João Usberco

Licenciado em Ciências Farmacêuticas pela USP
Professor de Química do Anglo Vestibulares (São Paulo, SP)

Edgard Salvador

Licenciado em Química pela USP
Professor de Química do Anglo Vestibulares (São Paulo, SP)

QUÍMICA

VOLUME ÚNICO

5ª edição reformulada — 2002

1ª tiragem — 2002

Editora Saraiva

ISBN 85-02-04027-8
ISBN 85-02-04028-6 (Livro do Professor)

Supervisão editorial: José Lino Fruet
Editora: Ebe Christina Spadaccini
Assistente editorial: Sérgio Paulo N. T. Braga
Revisão: Fernanda Almeida Umile (supervisão)
Ivana A. Costa, Aurea M. dos Santos,
Débora de Andrade Silva
Resolução dos exercícios: Sônia Vaz Vasques
Gerência de arte e capa: Nair de Medeiros Barbosa
Produção gráfica: Christof Gunkel, Mariano Maudet Bergel,
Enrique Pablo Grande
Ilustrações: Caio Ferrari, Eduardo Borges,
Christof Gunkel, Selma Caparróz

Dados Internacionais de Catalogação na Publicação (CIP)
(Câmara Brasileira do Livro, SP, Brasil)

Usberco, João
Química — volume único / João Usberco, Edgard Salvador. — 5. ed. reform. — São Paulo : Saraiva, 2002.

Suplementado por manual do professor.
ISBN 85-02-04027-8 (livro do aluno)
ISBN 85-02-04028-6 (livro do professor)

1. Química (Ensino médio) 2. Química — Problemas, exercícios etc. (Ensino médio) I. Salvador, Edgard. II. Título.

02-2938 CDD-540.7

Índice para catálogo sistemático:
1. Química : Ensino médio 540.7

O material de publicidade e propaganda reproduzido nesta obra está sendo utilizado apenas para fins didáticos, não representando qualquer tipo de recomendação de produtos ou empresas por parte do(s) autor(es) e da editora.

Editora Saraiva

Av. Marquês de São Vicente,1697 – CEP 01139-904 – Barra Funda – São Paulo-SP
Tel.: PABX (0**11) 3613-3000 – Fax: (0**11) 3611-3308 – Televendas: (0**11) 3613-3344
Fax Vendas: (0**11) 3611-3268 – Atendimento ao Professor: (0**11) 3613-3030
Endereço Internet: www.editorasaraiva.com.br – E-mail: atendprof.didatico@editorasaraiva.com.br

Ao estudante

O ser humano tem buscado, há séculos, compreender os fenômenos que regem a vida, valendo-se da observação simples e direta, da simulação e representação desses fenômenos, da interpretação lógica e criativa dos resultados de experimentações. O conhecimento científico da natureza e de suas leis tem sido um dos pilares do desenvolvimento humano.

A Química, assim como outras Ciências, tem papel de destaque no desenvolvimento das sociedades, alcançado ao longo de tantos anos. No entanto, ela não se limita às pesquisas de laboratório e à produção industrial. Ao contrário, embora às vezes você não perceba, a Química está presente em nosso dia-a-dia e é parte importante dele. A aplicação dos conhecimentos químicos tem reflexos diretos sobre a qualidade de vida das populações e sobre o equilíbrio dos ambientes na Terra. Por isso, consideramos essencial que o conhecimento científico faça parte da vida cotidiana das pessoas, a fim de que elas possam, criticamente, contribuir para a preservação e a conservação de todas as formas de vida, inclusive da espécie humana.

A obra ***Química – volume único***, agora reformulada, foi elaborada para ajudar você a compreender como é freqüente, intensa e contínua a aplicação do conhecimento químico na sociedade atual e como esse conhecimento foi construído e tem sido constantemente reformulado ao longo da história da humanidade.

Para alcançar esse objetivo, contamos com a colaboração, por meio de sugestões e comentários, de vários professores que analisaram a obra e sua funcionalidade em sala de aula. Em toda a obra, procuramos utilizar uma linguagem clara e direta, mas cientificamente rigorosa, demonstrando a relação dos conteúdos teóricos da Química com a vivência prática e cotidiana. Introduzimos duas novas seções de atividades diversificadas — Exercícios de contexto e Exercícios globalizantes — para incentivar você a aprimorar sua capacidade de inter-relacionar conteúdos, analisando-os criticamente, a partir do tema específico de cada capítulo ou, de forma mais ampla, das Unidades. Outras seções de atividades — Exercícios resolvidos, Exercícios de classe e Exercícios propostos — foram revistas e ampliadas, o que lhe possibilitará melhor compreensão, assimilação e fixação dos conteúdos estudados. Diversas Leituras, intercaladas ao texto, relacionam o conteúdo apresentado com o cotidiano e com outras matérias, contribuindo, assim, para a ampliação do conhecimento. Os experimentos da seção Faça você mesmo permanecem com o mesmo enfoque: você mesmo pode realizá-los, utilizando substâncias de uso comum e aparelhagens muito simples, e, a partir deles, desenvolver sua capacidade de observação, investigação, representação e comunicação.

Com esta obra, queremos ajudá-lo a assumir uma postura cada vez mais crítica quanto à utilização dos conhecimentos científicos e tecnológicos. Por isso, procuramos apresentar os princípios teóricos de modo que possam ser um esboço capaz de dar suporte para o entendimento da Química, associando-os a exemplos significativos para sua vida. Esperamos que, assim, você possa tomar decisões e assumir atitudes que contribuam para melhorar nossa saúde, nossa qualidade de vida, o planeta em que vivemos e a nós mesmos como seres humanos.

Os autores

SUMÁRIO



AGB Photo Library

PARTE 1
QUÍMICA GERAL

UNIDADE 1 — Introdução ao estudo da Química, 12

Química, 12
Química: uma ciência experimental, 15
O processo da descoberta, 15
O método científico, 16
O local de trabalho do químico, 17
Exercícios de classe, 19
Exercícios propostos, 19
Conceitos fundamentais, 20
Matéria, 20
Energia, 20
Unidades de medida, 21
Exercícios resolvidos, 24
Exercícios de classe, 25
Exercícios propostos, 25
Exercícios de contexto, 26
Faça você mesmo: Determinação do volume de um sólido, 27

UNIDADE 2 — A matéria, 28

Constituição da matéria, 28
Teoria atômica de Dalton, 28
Classificação da matéria, 30
Substâncias, 30
Misturas, 30
Sistemas, 32
Exercícios de classe, 34
Exercícios propostos, 35
Exercícios de contexto, 36
Estados físicos da matéria, 37
Mudanças de estado físico, 37
Diagramas de mudança de estado físico, 38
Exercício resolvido, 39
Exercícios de classe, 40
Exercícios propostos, 41
Exercícios de contexto, 42
Processos de separação de misturas, 43
Análise imediata, 43
Leitura: Obtenção dos principais componentes do ar, 46
Análise cromatográfica ou cromatografia, 46
Exercício resolvido, 47
Exercícios de classe, 47
Exercícios propostos, 48
Faça você mesmo: Separação do sal da areia, 49
Para obter água de uma solução, 49
Transformações da matéria, 50
Fenômenos físicos e químicos, 50
Equações químicas, 51
Exercícios de classe, 51
Exercícios propostos, 52
Exercícios globalizantes, 52

UNIDADE 3 — A estrutura do átomo, 54

A descoberta do átomo, 54
A descoberta das partículas subatômicas, 54
Principais características do átomo, 57
Número atômico (Z), 57
Número de massa (A), 57
Elemento químico, 58
Íons, 58
Semelhanças atômicas, 59
Exercícios de classe, 61
Exercícios propostos, 62
Os novos modelos atômicos, 64
O modelo atômico de Böhr, 64
Os subníveis, 65
Distribuição eletrônica por subnível, 66
Exercício resolvido, 67
Exercícios de classe, 68
Exercícios propostos, 69
Faça você mesmo: Teste da chama, 70
Complemento: Modelo quântico, 71
Exercícios, 73

UNIDADE 4 — Tabela periódica, 75

Introdução: Bases da organização dos elementos, 75
Organização da tabela periódica, 77
Famílias ou grupos, 77

Períodos, 80
Localização na tabela periódica, 80
Classificação dos elementos, 81
Ocorrência dos elementos, 82
Exercício resolvido, 82
Exercícios de classe, 82
Exercícios propostos, 83
Propriedades periódicas e aperiódicas, 84
Propriedades periódicas, 84
Propriedades aperiódicas, 88
Exercício resolvido, 88
Exercícios de classe, 89
Exercícios propostos, 90
Exercícios globalizantes, 92

UNIDADE 5 — Ligações químicas, 94

Introdução, 94
Ligação iônica ou eletrovalente, 95
Determinação das fórmulas dos compostos iônicos, 97
Leitura: Dieta com baixo teor de sódio, 97
Exercício resolvido, 98
Exercícios de classe, 98
Exercícios propostos, 98
Exercícios de contexto, 99
Ligação covalente, 101
Características, 101
A ligação covalente e a tabela periódica, 102
Fórmulas químicas, 102
Ligação covalente dativa ou coordenada, 104
Características, 104
Exercício resolvido, 105
Exercícios de classe, 105
A ligação covalente e as propriedades de seus compostos, 106
Alotropia, 106
Leitura: A camada de ozônio, 107
Exercícios de classe, 109
Exercícios propostos, 110
Faça você mesmo: Diferenciação, pelo aquecimento, entre um composto iônico e um molecular, 111
Geometria molecular, 111
Exercício resolvido, 113
Exercícios de classe, 113
Exercícios propostos, 114
Faça você mesmo: Repulsão de pares eletrônicos, 114
Polaridade, 115
Polaridade das ligações, 115
Polaridade de moléculas, 116
Exercício resolvido, 118
Exercícios de classe, 118
Exercícios propostos, 119
As forças intermoleculares e os estados físicos, 120
Tipos de forças intermoleculares, 120
Leitura: Tensão superficial, 122
Forças intermoleculares e temperaturas de fusão e ebulição, 122
Polaridades, forças intermoleculares e solubilidade, 123
Leitura: Por que o gelo flutua?, 124
Exercício resolvido, 125
Exercícios de classe, 125
Exercícios propostos, 126
Faça você mesmo: O cinema e as forças intermoleculares, 128
Ligação metálica, 129
Formação de ligas metálicas, 129
Leitura: O ouro, 130
Exercícios de classe, 131
Exercícios propostos, 132
Sinopse das ligações químicas, 133
Exercícios globalizantes, 134

UNIDADE 6 — Funções inorgânicas, 136

Dissociação e ionização, 136
Conceito de ácido, base e sal pela teoria de Arrhenius, 138
Exercícios de classe, 139
Exercícios propostos, 139
Ácidos, 140
Nomenclatura dos ácidos, 140
Classificação dos ácidos, 142
Exercícios de classe, 144
Algumas propriedades dos ácidos, 144
Principais ácidos e suas aplicações, 146
Exercícios de classe, 149
Exercícios propostos, 150
Bases ou hidróxidos, 152
Nomenclatura das bases, 153
Classificação das bases, 153
Algumas propriedades das bases, 154
Exercícios de classe, 155
Principais bases e suas aplicações, 156
Exercícios de classe, 158
Exercícios propostos, 158
Faça você mesmo: "Sangue de diabo", 160
Sais, 160
Nomenclatura dos sais, 161
Classificação dos sais, 162
Exercício resolvido, 163
Exercícios de classe, 163
Aplicações de alguns sais, 164
Exercícios de classe, 168
Obtenção de sais, 169
Exercícios de classe, 171
Exercícios propostos, 172
Exercícios de contexto, 174

Faça você mesmo: Estalactites e estalagmites, 176
Óxidos, 176
Nomenclatura dos óxidos, 177
Classificação dos óxidos, 177
Exercícios de classe, 180
Propriedades e aplicações de alguns óxidos, 181
Os óxidos e o ambiente, 182
Exercícios de classe, 186
Exercícios propostos, 188
Faça você mesmo: Chuva ácida, 190
Reações químicas, 191
Exercícios de classe, 193
Exercícios propostos, 193
Classificação das reações, 194
Exercícios de classe, 195
Condições para a ocorrência de reações químicas, 195
Exercícios de classe, 200
Exercícios propostos, 202
Faça você mesmo: Prata preta, 204
Exercícios globalizantes, 205

UNIDADE 7 — Relações de massa, 207

Massas dos átomos, 207
Unidade de massa atômica (u), 207
Constante de Avogadro ou número de Avogadro, 208
Mol: a unidade de quantidade de substâncias, 209
Massa molar (M), 210
Determinação da quantidade de substância = número de mol, 211
Exercício resolvido, 211
Exercícios de classe, 212
Exercícios propostos, 214

UNIDADE 8 — Estudo dos gases, 217

Introdução, 217
Características gerais dos gases, 217
Leitura: Medindo a pressão, 218
Leitura: Temperatura corporal, 219
Transformações gasosas, 220
Exercícios resolvidos, 222
Exercícios de classe, 223
Volume molar, 224
Lei de Avogadro, 225
Equação de estado dos gases perfeitos, 225
Exercícios resolvidos, 226
Exercícios de classe, 226
Exercícios propostos, 227
Misturas de gases, 230
Pressão parcial (Lei de Dalton), 230
Volume parcial (Lei de Amagat), 231
Exercícios resolvidos, 232
Exercícios de classe, 232
Exercícios propostos, 233
Complemento: Densidade dos gases/Difusão e efusão de gases, 234
Leitura: Dirigíveis, 235
Exercícios, 237

UNIDADE 9 — Estequiometria, 239

Introdução, 239
Tipos de fórmulas, 239
Fórmula percentual, 239
Fórmula mínima ou empírica, 240
Fórmula molecular, 241
Exercício resolvido, 243
Exercícios de classe, 243
Estequiometria das reações químicas, 244
Leis ponderais, 244
Exercícios de classe, 247
Relacionando quantidades, 247
Exercícios de classe, 249
Os coeficientes e a quantidade de substância (mol), 249
Exercícios de classe, 251
Exercícios propostos, 253
Reações no laboratório e na indústria, 258
Reagente em excesso e reagente limitante, 258
Exercícios de classe, 260
Reações químicas com substâncias impuras, 261
Exercícios de classe, 262
Rendimento de uma reação química, 263
Exercícios de classe, 264
Exercícios propostos, 264
Exercícios globalizantes, 267


Stock Photos

PARTE 2
FÍSICO-QUÍMICA

UNIDADE 10 — Soluções. 270

Introdução, 270
Solubilidade e curvas de solubilidade, 271
Exercício resolvido, 273
Exercícios de classe, 274
Exercícios propostos, 275
Aspectos quantitativos das soluções, 277
Concentrações das soluções, 277
Relações entre **C**, τ, **d** e $\mathcal{M}$, 280
Exercício resolvido, 281
Exercícios de classe, 281
Exercícios propostos, 283
Diluição de soluções, 286
Mistura de soluções, 287
Exercícios resolvidos, 290
Exercícios de classe, 291
Exercícios propostos, 292
Complemento: Colóides, 294
Exercícios, 297
Faça você mesmo: Preparando colóides, 297

UNIDADE 11 — Propriedades coligativas, 299

Pressão máxima de vapor, 299
Pressão máxima de vapor e a temperatura de ebulição,300
Diagrama de fases, 301
Exercício resolvido, 302
Exercícios de classe, 302
Tonoscopia, ebulioscopia, crioscopia e osmose, 304
Tonoscopia ou tonometria, 304
Exercício resolvido, 305
Exercícios de classe, 306
Ebulioscopia e crioscopia, 307
Exercício resolvido, 307
Exercícios de classe, 308
Osmose e pressão osmótica, 309
Exercício resolvido, 310
Exercícios de classe, 310
Exercícios propostos, 311
Complemento: Aspectos quantitativos, 315
Exercícios, 316
Faça você mesmo: Estudando a temperatura de ebulição, 317

UNIDADE 12 — Termoquímica, 318

Introdução, 318
Poder calórico dos alimentos, 318
Exercício resolvido, 319
Exercícios de classe, 320
Exercícios de contexto, 321
Processos exotérmicos e endotérmicos, 322
Entalpia, 323
ΔH em reações exotérmicas, 323
ΔH em reações endotérmicas, 323
ΔH nas mudanças de estado físico, 324
Exercícios de classe, 325
Equações termoquímicas, 326
Entalpia padrão, 326
Equação termoquímica, 326
Exercícios de classe, 327
Calor ou entalpia das reações químicas, 328
Exercício resolvido, 331
Exercícios de classe, 332
Exercício resolvido, 334
Exercícios de classe, 335
Lei de Hess, 335
Exercício resolvido, 337
Exercícios de classe, 338
Exercícios propostos, 339
Faça você mesmo: Medindo variações de energia, 343

UNIDADE 13 — Óxido-redução, 344

Introdução, 344
Número de oxidação (Nox), 345
Regras para a determinação do Nox, 345
Variação do Nox nas reações de óxido-redução, 347
Exercícios de classe, 348
Balanceamento das equações das reações de óxido-redução, 349
Leitura: Metais, 350
Exercício resolvido, 352
Exercícios de classe, 353
Exercícios propostos, 353
Exercícios de contexto, 355

UNIDADE 14 — Eletroquímica, 356

Pilhas, 356
Exercícios de classe, 358
Potencial das pilhas, 358
Exercício resolvido, 363
Exercícios de classe, 363
Leitura: Uso e descarte de pilhas comerciais e bateriais, 364
Corrosão e proteção de metais, 367
Corrosão do ferro, 367
Proteção com eletrodo ou com metal de sacrifício, 367
Revestimento do ferro, 368
Exercícios de classe, 368
Exercícios propostos, 369
Faça você mesmo: Uma pilha incomum, 372
Eletrólise, 373
Eletrólise ígnea, 373
Eletrólise em meio aquoso, 374
Exercício resolvido, 376
Exercícios de classe, 376
Aspectos quantitativos da eletrólise, 377
Exercícios de classe, 378
Exercícios propostos, 379
Faça você mesmo: Cobreação, 381

UNIDADE 15 — Cinética química, 382

Introdução, 382
Velocidade média de uma reação, 383
Exercícios de classe, 384
Condições para ocorrência de reações, 385
Teoria da colisão, 385
Fatores que influenciam a velocidade de uma reação, 387
Lei da velocidade, 389
Exercício resolvido, 390
Exercícios de classe, 391
Exercícios propostos, 393
Faça você mesmo: Imaginando explicações (hipóteses), 396

UNIDADE 16 — Equilíbrios químicos, 397

Introdução, 397
Constante de equilíbrio em termos de concentração, 398
Interpretação do valor de K_C e extensão da reação, 400
Quociente de equilíbrio (Q_C), 401
Constante de equilíbrio em termos de pressão, 401
Exercício resolvido, 402
Exercícios de classe, 403
Exercícios propostos, 404
Deslocamento de equilíbrio, 405
Princípio de Le Chatelier, 405
Exercício resolvido, 410
Exercícios de classe, 410
Exercícios propostos, 412

UNIDADE 17 — Equilíbrio em meio aquoso, 414

Constante de ionização, 414
Lei da Diluição de Ostwald, 416
Exercício resolvido, 417
Exercícios de classe, 417
Exercícios propostos, 418
Produto iônico da água e pH, 418
Equilíbrio iônico da água, 418
Produto iônico da água (K_W), 419
Escala de pH, 419
Indicadores e pH, 421
Determinação da $[H^+]$ e da $[OH^-]$ nas soluções, 422
Exercício resolvido, 423
Exercícios de classe, 423
Exercícios propostos, 425
Hidrólise salina, 427
Acidez e basicidade das soluções aquosas dos sais, 427
Exercícios de classe, 429
Exercícios propostos, 429
Exercícios de contexto, 429
Constante de produto de solubilidade (K_s), 431
Produto de solubilidade, 432
Efeito do íon comum e solubilidade, 433
Exercícios resolvidos, 433
Exercícios de classe, 434
Exercícios propostos, 434
Exercícios globalizantes, 435

UNIDADE 18 — Radioatividade, 437

A descoberta dos raios X, 437
Radiações do urânio,437
Leis da radioatividade, 438
1ª lei: a emissão de partículas α, 438
2ª lei: a emissão de partículas β, 438
Transmutações, 439
Exercício resolvido, 439
Exercícios de classe, 440
Leitura: Pequena loja do rádio, 441
Cinética das desintegrações radioativas, 441
Leitura: Efeitos da precipitação radioativa e a meia-vida, 442
Exercício resolvido, 443
Exercícios de classe, 444
Exercícios propostos, 444
Complemento: Fenômenos radioativos e suas utilizações, 447
Exercícios, 451


Super Stock

PARTE 3
QUÍMICA ORGÂNICA

Introdução à química orgânica, 454
Os primórdios da Química Orgânica, 454
Química Orgânica hoje, 454

UNIDADE 19 — Compostos orgânicos, 456
Composição, 456
Características gerais, 456
Temperatura de fusão e temperatura de ebulição, 457
Solubilidade, 457
Combustibilidade, 457
Capacidade de formar cadeias, 458
Classificação do carbono, 458
Exercícios de classe, 459
Classificação das cadeias carbônicas, 460
Disposição dos átomos de carbono, 460
Tipo de ligação entre os átomos de carbono, 462
Natureza dos átomos que compõem a cadeia, 462
Exercício resolvido, 463
Exercícios de classe, 463
Exercícios propostos, 464
Complemento: Modelo dos orbitais e a ligação covalente, 466
Exercícios, 471

Introdução às funções orgânicas, 473
Nomenclatura IUPAC, 473

UNIDADE 20 — Hidrocarbonetos: características e nomenclatura, 475
Características e nomenclatura de hidrocarbonetos alifáticos, 475
Alcanos ou parafinas, 475
Alquenos, alcenos ou olefinas, 476
Alquinos ou alcinos, 478
Alcadienos ou dienos, 479
Exercícios de classe, 479
Características e nomenclatura de hidrocarbonetos cíclicos, 480
Cicloalcanos, ciclanos ou cicloparafinas, 480
Cicloalquenos, cicloalcenos ou ciclenos, 481
Aromáticos, 481
Exercícios de classe, 482
Exercícios propostos, 483
Exercícios de contexto, 485
Radicais, 486
Cisão de ligações, 486
Radicais ou grupos orgânicos, 487
Exercício resolvido, 488
Exercícios de classe, 489
Nomenclatura de hidrocarbonetos ramificados, 489
Alcanos, 489
Alquenos, alquinos e dienos, 490
Cicloalcanos e aromáticos, 491
Exercício resolvido, 493
Exercícios de classe, 494
Exercícios propostos, 495
Hidrocarbonetos: fontes e principal uso, 497
Petróleo, 497
Exercícios de classe, 499
Combustão, 500
Exercícios de classe, 501
Exercícios propostos, 502

UNIDADE 21 — Funções orgânicas contendo oxigênio, 505
Álcoois, 505
Nomenclatura oficial dos álcoois, 506
Nomenclatura usual para monoálcoois, 507
Principais álcoois, 507
Leitura: Bebidas alcoólicas, 509
Exercícios de classe, 510
Fenóis, 510
Principal fenol, 511
Exercícios de classe, 512
Aldeídos, 512
Um aldeído importante, 513
Exercícios de classe, 513
Cetonas, 514
Principal cetona, 515
Exercícios de classe, 515
Ácidos carboxílicos, 516
Principais ácidos carboxílicos, 516
Derivados diretos de ácidos carboxílicos, 517
Exercícios de classe, 518
Ésteres orgânicos, 519
Exercícios de classe, 519
Éteres, 520
O principal éter, 521
Exercícios de classe, 521
Exercícios propostos, 522
Exercícios de contexto, 525

UNIDADE 22 — Funções orgânicas contendo nitrogênio e haletos, 527

Aminas, 527
Leitura: Aminas: Medicina e sociedade, 528
Exercícios de classe, 530
Amidas, 530
A principal amida: uréia, 530
Exercícios de classe, 531
Haletos, 532
Haletos orgânicos, 532
Haletos de ácido ou haletos de acila , 532
Alguns haletos, 533
Exercícios de classe, 534
Exercícios propostos, 535
Complemento: Outras funções orgânicas, 537
Exercícios, 539

UNIDADE 23 — Sinopse das principais funções e algumas propriedades físicas, 541

Reconhecimento de funções, 541
Exercícios de classe, 542
Algumas propriedades físicas dos compostos orgânicos, 543
Temperatura de ebulição, 543
Solubilidade, 544
Exercício resolvido, 545
Exercícios de classe, 546
Exercícios propostos, 547
Faça você mesmo: Polaridade e ligações intermoleculares, 550

UNIDADE 24 — Isomeria, 551

O que é isomeria?, 551
Isomeria plana, 552
Exercícios de classe, 554
Isomeria espacial, 555
Isomeria geométrica, 555
Exercícios de classe, 557
Isomeria óptica, 558
Leitura: Isomeria óptica — Prêmio Nobel, 563
Exercícios de classe, 564
Exercícios de contexto, 565
Exercícios propostos, 567

UNIDADE 25 — Reações de hidrocarbonetos, 571

Tipos de reações orgânicas, 571
Reações de substituição, 572
Halogenação, 572
Nitração, 574
Sulfonação, 574
Reações características de aromáticos, 575
Exercícios de classe, 577
Reações de adição, 578
Hidrogenação catalítica, 578
Halogenação, 579
Adição de HX, 579
Reações de hidratação de alquenos e alquinos, 580
Adição em aromáticos, 580
Exercícios de classe, 581
Reações de oxidação de alquenos, 581
Oxidação branda, 581
Ozonólise, 582
Oxidação enérgica, 583
Exercício resolvido, 583
Exercícios de classe, 584
Exercícios propostos, 585
Exercícios globalizantes, 589

UNIDADE 26 — Reações orgânicas de outras funções, 591

Álcoois, 591
Reações com álcoois, 591
Alguns métodos de obtenção de álcoois, 594
Exercícios de classe, 595
Exercícios de contexto, 597
Aldeídos e cetonas, 598
Reações de aldeídos e cetonas, 598
Métodos de obtenção de aldeídos e cetonas, 599
Exercícios de classe, 600
Ácidos carboxílicos, 600
Propriedades químicas dos ácidos carboxílicos, 601
Reações dos ácidos carboxílicos, 603
Métodos de obtenção de ácidos carboxílicos, 603
Exercícios de classe, 603
Ésteres, 605
Classificação dos ésteres, 605
Reações dos ésteres, 607
Exercícios de classe, 610
Aminas, 611
Propriedades químicas de aminas e aminoácidos, 611
Métodos de obtenção de aminas, 612
Exercícios de classe, 612
Exercícios propostos, 613

UNIDADE 27 — Polímeros, 619

Polímeros sintéticos, 619
Polímeros de adição, 619
Polímeros de condensação, 621
Exercícios de classe, 623
Polímeros naturais, 624
Borracha, 625
Polissacarídeos, 625
Proteínas ou polipeptídeos, 626
Exercícios de classe, 627
Exercícios propostos, 628
Exercícios globalizantes, 631

Respostas, 633

Siglas dos vestibulares, 667

PARTE 1

QUÍMICA GERAL



AGB Photo Library

UNIDADE 1

Introdução ao estudo da Química

QUÍMICA

A produção de diversos materiais que utilizamos em nosso dia-a-dia, como, por exemplo, a borracha, o náilon e o metal, é resultado de conhecimentos de Química e de sua aplicação industrial. Observe o exemplo a seguir:

Christof Gunkel



Tênis: composto de borracha, náilon e metal.

Borracha	Tecido	Metal
natural	**natural**	**natural**
Billy Hustage / Tony Stone  **Seringueira.**	Keydisc  **Algodoeiro.**	Maurício Simonetti/Pulsar  **Extração de minério de ferro.**
sintética	**sintético**	
Kinofotoarquivo  **Torre de petróleo.**	Tony Stone  **Náilon.**	

O tênis é um bom exemplo de produto final formado por um conjunto de materiais encontrados na natureza ou sintetizados pelo ser humano.

Assim, podemos perceber que a Química estuda a matéria, as substâncias que a constituem e as suas transformações.

Tecnologia

O desenvolvimento da tecnologia é responsável pela mudança de muitos hábitos, e, geralmente, proporciona melhoria da qualidade de vida. O conhecimento científico normalmente precede seu uso, ou seja, existe sempre um intervalo de tempo entre a descoberta científica e sua aplicação. Na tabela ao lado, podemos ver alguns exemplos:

	Descoberta	Aplicação
Fotografia	1782	1838
DDT	1873	1939
Raios X (em Medicina)	1895 (dezembro)	1896 (janeiro)
Antibióticos	1910	1940
Náilon	1927	1939
Fotocópia	1935	1950
Videocassete	1950	1956

O mesmo acontece com as descobertas no campo da Química: muitas vezes seu aproveitamento prático não é imediato, ou seja, é necessário o uso e o desenvolvimento de tecnologia para que determinada descoberta gere benefícios para a sociedade.

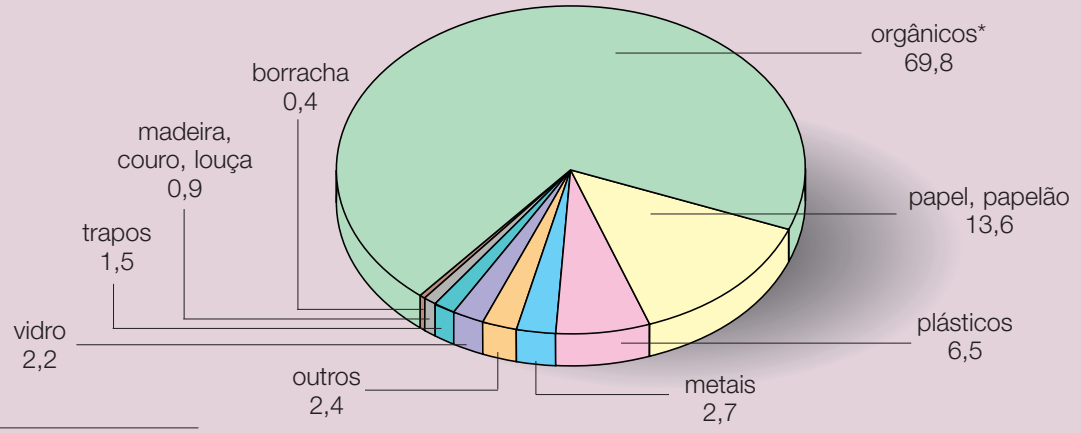
Hoje, seria impossível viver sem os conhecimentos e a aplicação da Química.

Se, de um lado, a aplicação de produtos químicos propiciou o aumento na produção de alimentos, por outro lado, o uso indevido de tais produtos tem causado alterações tão perigosas no meio ambiente a ponto de colocar em risco a manutenção da vida na Terra.

Por isso, é importante conhecermos a Química para podermos utilizar os avanços tecnológicos de uma maneira racional, definir critérios para o aproveitamento dos recursos naturais e estudar formas de reaproveitar e diminuir a quantidade dos dejetos produzidos pela nossa sociedade.

Atualmente, cada brasileiro produz em média 0,6 kg diários de lixo. No total, o lixo domiciliar chega a 96 mil toneladas/dia.

Embora, no Brasil, em muitos municípios a composição do lixo apresente características bem diferentes, sua composição média pode ser representada pelo esquema a seguir, em porcentagem de massa:



* Restos de alimentos, folhas e talos de hortaliças e árvores, cascas de frutas, legumes, ovos, papel higiênico e guardanapos usados.

Fonte: CEMPRE — Compromisso empresarial para a reciclagem.

Para diminuir a quantidade do lixo produzido e incentivar sua coleta seletiva, instituiu-se um conjunto de procedimentos conhecido por "política dos 3 erres":

Redução do lixo produzido

Para isso, recomenda-se a escolha de embalagens que produzam a menor quantidade possível de lixo.

Reutilização de tudo o que for possível

Reutilizar embalagens plásticas e de vidro, evitando o seu descarte e a compra de recipientes específicos, que também acabarão por virar lixo.



Os sacos plásticos usados nos supermercados para acondicionar as compras podem ser empregados para descarte do lixo doméstico.

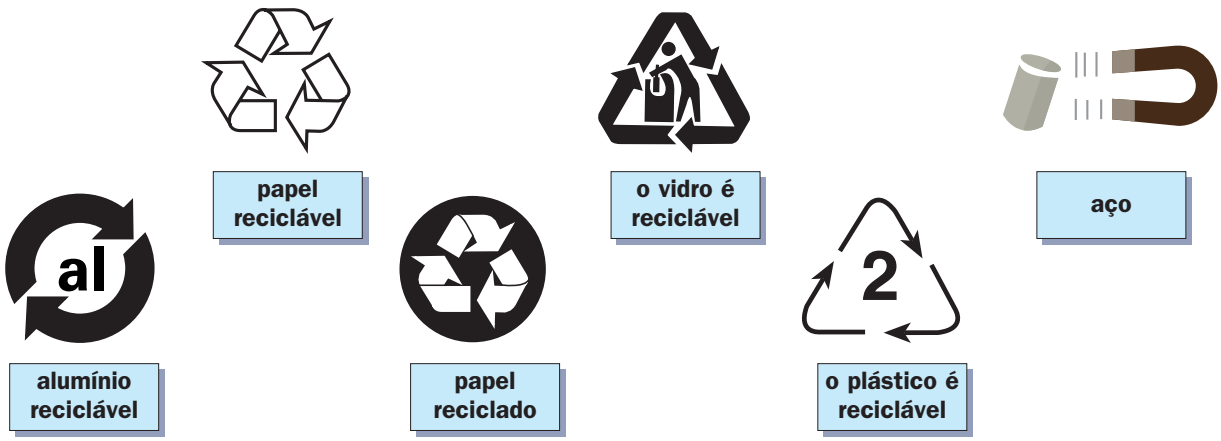
Fotos: Christof Gunkel



As embalagens vazias de produtos como margarina, palmito ou azeitonas servem para acondicionar alimentos e guardá-los na geladeira. Garrafas vazias de refrigerantes podem ser usadas para acondicionar água ou sucos. Nesses casos as embalagens reutilizadas devem ter seu conteúdo indicado por etiquetas.

Reciclagem

A reciclagem permite a transformação de materiais como papel, vidro, latas, plásticos e embalagens diversas em novos objetos. Esse procedimento, além de diminuir o acúmulo de lixo e ajudar na preservação das fontes naturais, é extremamente vantajoso em termos econômicos, já que em vários casos é mais barato reciclar do que produzir utilizando matérias-primas novas.



Alguns símbolos universais relacionados à reciclagem, utilizados em diversas embalagens. Para indicar diferentes tipos de plásticos, usam-se números que variam de 1 a 7.

Esse processo é limitado por dois fatores: a separação dos materiais e a forma de coleta.

A reciclagem deve ser facilitada pelo uso de latas de lixo diferentes para diferentes materiais recicláveis, evitando-se que eles fiquem sujos ou contaminados.



Thales Trigo

Em algumas cidades do Brasil há recipientes apropriados para a coleta de materiais recicláveis. Nessa situação, é fundamental a participação dos cidadãos.

QUÍMICA: UMA CIÊNCIA EXPERIMENTAL

O PROCESSO DE DESCOBERTA

A maioria das culturas antigas se preocupou em entender a relação existente entre o ser humano e o mundo da natureza e seus fenômenos. Para isso, esses povos criaram mitos e lendas em que atuavam deuses e outras figuras dotadas de poderes sobrenaturais. Através dessas narrativas, explicavam a criação do mundo, a origem do fogo, a descoberta de ferramentas, o cultivo de alimentos etc.


Philadelphia Museum of art/Corbis

De acordo com um mito surgido entre os gregos, Prometeu teria roubado o fogo dos deuses, dando-o aos homens. Como castigo, foi condenado a ter o fígado comido por um abutre por toda a eternidade.

As primeiras tentativas de entender os fenômenos naturais, desvinculadas da religião ou de forças sobrenaturais, surgiram no século V a.C., na Grécia.

Foi Empédocles, um filósofo grego, quem lançou a idéia para explicar a constituição da matéria. Para ele, ela seria formada por quatro elementos primários — o fogo, o ar, a água e a terra. Esses elementos seriam indestrutíveis, mas estariam sofrendo constantes transformações.

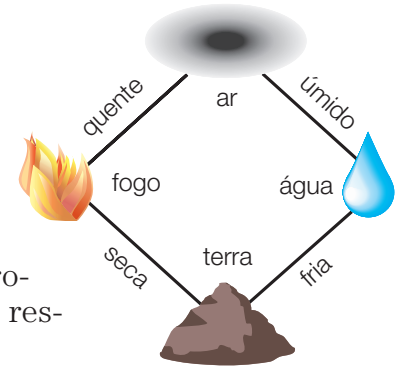
Mais tarde, Aristóteles introduziu a idéia de que esses quatro elementos podiam ser diferenciados por suas propriedades:

— O fogo △ seria quente e seco.

— O ar ⧋ seria quente e úmido.

— A água ▽ seria fria e úmida.

— A terra ⧊ seria fria e seca.



Dessa maneira, seria possível transformar uma substância em outra, desde que se alterasse uma de suas propriedades. Por exemplo, se o ar — quente e úmido — fosse resfriado, poderia ser transformado em chuva.

Nem todos os filósofos gregos da Antigüidade tinham a mesma concepção a respeito da natureza da matéria. Por volta de 400 a.C., os filósofos Leucipo e Demócrito formularam outra idéia, segundo a qual a matéria seria constituída de pequenas partículas que sempre existiram e que seriam indivisíveis: **os átomos**.

CEDOC



Selo em homenagem a Demócrito.

O conceito de Empédocles e Aristóteles foi aceito por mais de dois mil anos. Foi a mola propulsora dos alquimistas, os quais, até o século XV, tentavam transformar metais baratos, como o chumbo, em ouro.

CEDOC



Os alquimistas foram muito importantes para a Química. Tentando encontrar a pedra filosofal, que teria o poder de transformar qualquer metal em ouro, e o elixir da longa vida, que tornaria o ser humano imortal, criaram um grande número de aparelhos de laboratório e desenvolveram processos importantes para a produção de metais, de papiros, de sabões e de muitas substâncias, como o ácido nítrico, o ácido sulfúrico, o hidróxido de sódio e o hidróxido de potássio.

Laboratório de alquimista (século XVI).

O MÉTODO CIENTÍFICO

A concepção de Aristóteles só foi abandonada quando Robert Boyle, em seu livro *The sceptical chemist (O químico cético)*, publicado em 1661, mostrou ser impossível extrair os quatro elementos a partir de uma substância. Boyle propôs uma definição para elemento químico diferente da formulada pelos antigos gregos. Para Boyle, elemento químico era toda substância que não podia ser decomposta em substâncias mais simples.

Boyle fundamentou sua teoria na realização de experimentos e na interpretação dos resultados obtidos, processo que hoje se denomina **método científico**.

As principais características do método científico são:

- realizar experimentos apropriados para responder a questões;
- a partir da observação, estabelecer relações:

Princípios: proposições ou generalizações de regularidades, semelhanças ou coincidências verificadas nos experimentos.

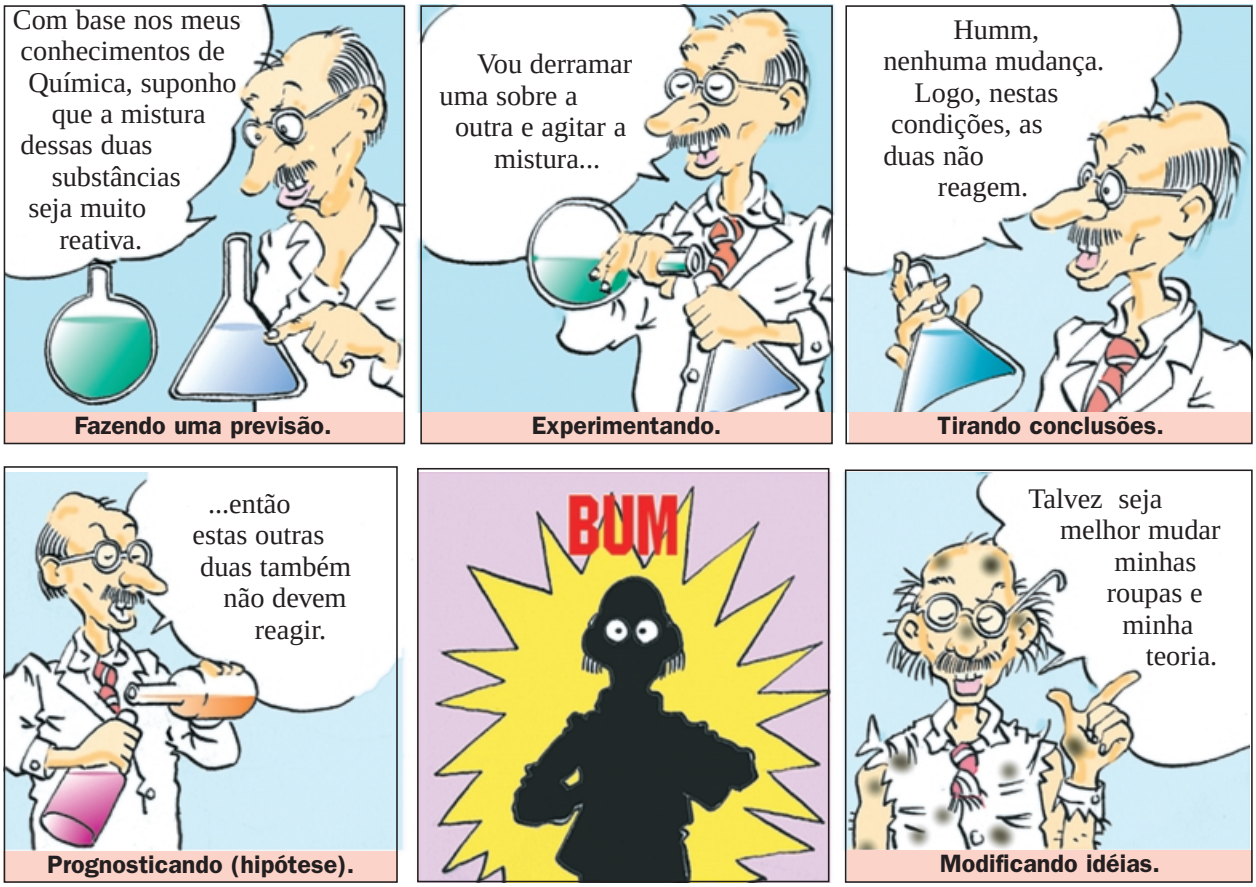
Leis: relações matemáticas entre as grandezas envolvidas nos experimentos.

• elaborar hipóteses;

Hipóteses: suposições feitas para tentar explicar os fatos observados.

• fazer previsões sobre novos experimentos e testá-los.

Nem sempre os experimentos confirmam as previsões, caso em que o processo é reiniciado. Assim, o cientista está sempre construindo o conhecimento a partir de um processo contínuo de acertos e erros.



David A. Ucko. *O processo da Ciência*
(adaptado de quadro autorizado pelo *Museum of Science and Industry*, Chicago).

Os experimentos que nos ajudam a ter uma idéia a respeito da matéria e suas transformações são normalmente realizados em laboratórios, com o uso de aparelhagem apropriada.

O LOCAL DE TRABALHO DO QUÍMICO

A maior parte das atividades de um químico se desenvolve no **laboratório**. Por esse motivo, é necessário ter uma noção de sua aparelhagem básica e de como trabalhar nele.

Um laboratório pode tornar-se um lugar muito perigoso, devido ao uso inadequado dos materiais e equipamentos nele existentes. Por isso, é importante conhecermos algu-

mas normas de segurança. A maior parte dos acidentes que podem ocorrer em um laboratório é provocada pelo desconhecimento das seguintes regras básicas de segurança:
a) não correr;
b) manter os acessos desimpedidos;
c) não colocar livros, sacolas, ferramentas etc. sobre as bancadas ou bancos;
d) não comer, beber ou fumar;
e) manter os extintores de incêndio em condições de uso;
f) manter o local sempre limpo e organizado;
g) fechar gavetas e armários logo após o uso.

Proteção pessoal

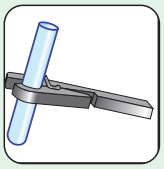
Para proteger pele e roupas, deve-se usar sempre um avental de mangas longas, feito de algodão, pois fibras sintéticas são altamente inflamáveis. Quando for necessário proteger os olhos, é conveniente usar óculos de segurança. Para proteção das mãos, ao trabalhar com produtos corrosivos, devem-se usar luvas de borracha.

Nos laboratórios e nos rótulos das embalagens de reagentes são utilizados símbolos de segurança, que têm a finalidade de informar e alertar sobre a existência de perigo. Veja alguns deles:


Avental de algodão com mangas longas. Indica que devemos proteger a pele e a roupa.


Óculos de segurança. Devem ser usados na proteção de respingos e estilhaços.


O uso de luvas evita o contato das mãos com substâncias corrosivas, vidros quebrados e objetos quentes.


Usar pinça de madeira para o aquecimento do tubo de ensaio.


Identifica substâncias inflamáveis.


Identifica substâncias cáusticas ou corrosivas.

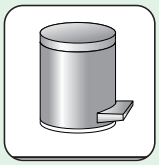

Indica produção de vapores nocivos ou venenosos, que não devem ser inalados.


Possibilidade de ocorrência de explosão.


Símbolo de substâncias venenosas, que não devem entrar em contato com a pele nem ter seus vapores inalados.


Possibilidade de choque elétrico.


Indica materiais radioativos.


O descarte de determinado material deve ser feito de maneira específica (conforme indicação do professor).


Símbolo de alerta para a necessidade de lavar as mãos após cada experimento (evitar tocar o rosto e os olhos durante o experimento).


Caixa de primeiros socorros. (Seu uso deve ser orientado pelo professor.)

Exercícios de classe

Ao longo da sua vida, você acumula uma série de conhecimentos químicos, mesmo sem perceber. Use-os para responder às seguintes questões:

1. Cite pelo menos um metal encontrado em cada um dos objetos a seguir:
a) panela;
b) fio condutor de eletricidade;
c) jóia;
d) trilho de trem;
e) lata de bebida;
f) faca;
g) filamento de lâmpada.

2. Qual substância encontrada no vinho e na pinga pode ser utilizada como combustível para mover veículos? Qual matéria-prima é utilizada no Brasil para produzi-la?

3. Os alimentos podem apresentar, em sua composição, proteínas, gorduras, fibras etc. Dentre os alimentos a seguir, indique pelo menos um componente presente:
a) na carne bovina;
b) no peixe;
c) nas verduras;
d) no leite e no queijo;
e) nos ovos;
f) nas frutas.

4. O fumo — matéria-prima do cigarro — contém mais de 4 mil compostos, dos quais cerca de 400 são venenosos, e 40 substâncias cancerígenas. Cite o nome da substância mais conhecida presente no fumo.

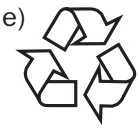
5. Quais procedimentos você adotaria para diminuir a quantidade de lixo?

Exercícios propostos

1. Qual substância, que pode ser extraída da água do mar, é usada como tempero de alimentos e, quando adicionada à carne crua, favorece a sua conservação? Cite outra fonte de obtenção dessa substância.

2. Procure, em sua casa, embalagens que apresentem os símbolos a seguir e indique de que material elas são constituídas.

a) 
c) 

e) 
b) 
d) 
f) 

3. No lixo doméstico, existem vários materiais recicláveis. Cite alguns deles.

4. Em 1984, numa indústria da Union Carbide, na cidade de Bhopal, na Índia, ocorreu um vazamento da substância isocianato de metila, a matéria-prima que compõe inseticidas extremamente poderosos. Mais de 3 mil pessoas morreram, e outras 14 mil apresentaram seqüelas, como cegueira, esterilidade, distúrbios neurológicos, alterações no funcionamento do fígado, rins etc.
Na sua opinião, os governos deveriam ou não proibir a fabricação desses inseticidas, os quais, apesar de extremamente tóxicos, permitem o aumento da produtividade agrícola, amenizando problemas gerados pela fome? Quais sugestões você apresentaria para resolver esse problema? Algumas delas envolveriam aplicação de grandes volumes de capitais por parte das empresas e dos governos?

5. Leia atentamente os itens a seguir e indique quais geram benefícios, problemas ou ambos. Justifique a sua resposta.
a) utilização de derivados de petróleo: gasolina, óleo diesel etc.;
b) utilização de inseticidas domésticos;
c) conservantes de alimentos;
d) consumo de refrigerantes;
e) consumo de adoçantes artificiais.

6. Um estudante preparou pipocas no laboratório usando alguns grãos de milho, um béquer grande e uma lâmina de plástico, na qual fez um furo com alfinete antes de cobrir o béquer.



Após aquecer o sistema durante certo tempo, ele observou que os grãos "explodiam", transformando-se em pipoca, e que havia algumas gotas de água na face interna da lâmina plástica.
Com base nessas informações, responda:
a) Qual a origem da água presente na lâmina de plástico?
b) O que deve ter ocorrido no interior do grão de milho para causar a "explosão"?
c) Essa transformação ocorreria sem aquecimento?
d) Se usássemos uma balança de grande precisão para medir a massa do grão de milho antes e após a "explosão", a massa seria a mesma?

CONCEITOS FUNDAMENTAIS

MATÉRIA

Matéria: tudo o que ocupa lugar no espaço e tem massa.

A matéria nem sempre é visível. O ar é um exemplo disso. Podemos, através de experimentos simples, constatar que o ar ocupa lugar no espaço. Observe um deles:



Usamos massa de modelar para prender um funil em um frasco de vidro e, ao mesmo tempo, vedar o frasco, impedindo a saída de ar por pequenos orifícios. Assim, o ar só entra ou sai através do funil. Se tentarmos colocar um líquido colorido no frasco (água com groselha, por exemplo), verificaremos que o líquido não consegue entrar, impedido pelo ar contido no frasco.

Podemos também determinar a massa de uma certa quantidade de ar mediante a utilização de balanças. Um litro de ar apresenta massa aproximada de 1,3 gramas.

ENERGIA

Na verdade, não existe uma definição satisfatória para energia. Porém, pode-se afirmar que o conceito de energia está diretamente relacionado à realização de trabalho, ao fato de provocar modificações na matéria e de ser interconversível em suas várias formas.

Uma das formas de energia mais utilizadas é a elétrica, que pode ser obtida de várias maneiras. Vejamos algumas delas:

Stock Photos



Nas usinas hidrelétricas, quando a água represada cai através de tubulações, faz girar turbinas acopladas a um gerador, o qual produz energia elétrica. Essa é uma fonte de energia praticamente inesgotável; contudo, seu funcionamento depende de um volume mínimo de água represada. A construção de grandes usinas gera problemas sociais e ambientais.

Christof Gunkel



Existem vários processos químicos (reações químicas), que serão estudados em eletroquímica, os quais podem originar energia elétrica.

Imagebank



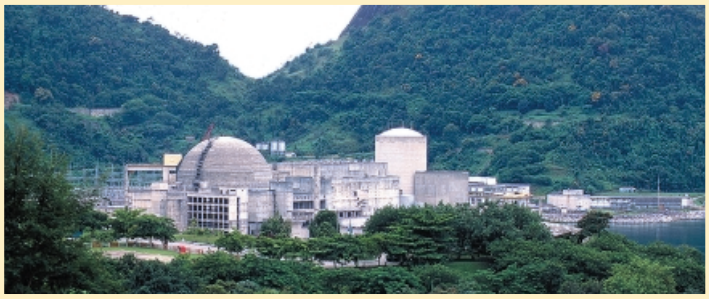
A energia eólica (ar em movimento), que já foi usada para produzir energia mecânica nos moinhos, atualmente é usada com auxílio de turbinas, para produzir energia elétrica.

Martin Bond/SPL



As células fotoelétricas dos painéis solares transformam a energia luminosa proveniente do Sol em energia elétrica, sendo considerada uma fonte de energia inesgotável e que não produz danos ao meio ambiente.

Delfim Martins/Pulsar



Nas usinas nucleares, como nas termoelétricas, através de processos físico-químicos, produz-se energia térmica, que é transformada em energia elétrica.

Christof Gunkel



A distribuição da energia elétrica para as diferentes regiões de um país é feita por redes de transmissão.

Christof Gunkel



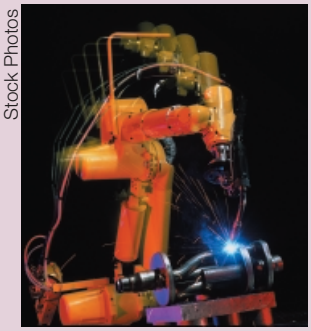
Christof Gunkel



Christof Gunkel



Stock Photos



Ao chegar em sua casa ou em instalações industriais, a energia elétrica é transformada em outros tipos de energia.

UNIDADES DE MEDIDA

Em Química, para realizar qualquer experimento, além dos conceitos básicos de matéria e energia, também é necessário conhecer algumas unidades de medida.

A medida de uma grandeza é um número que expressa uma quantidade, comparada com um padrão previamente estabelecido.

Os múltiplos e submúltiplos do padrão são indicados por prefixos.

Massa

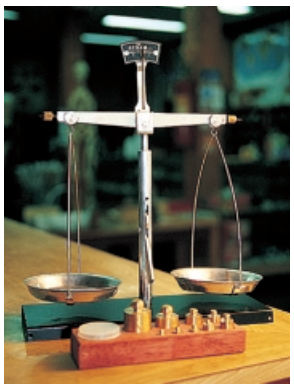
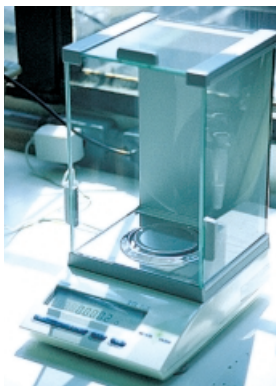
Massa (m): a quantidade de matéria que existe num corpo.

Observação:

Essa definição é simplificada, pois o conceito de massa não é absoluto. De acordo com 2ª Lei de Newton, a massa de um corpo está relacionada com a medida da sua inércia, ou seja, medida da dificuldade que um corpo tem para variar a sua velocidade (massa inercial).

Há também outra definição — a de massa gravitacional, cuja medida depende da existência de força gravitacional. Neste caso, a massa de um corpo pode ser medida, por exemplo, mediante o uso de balanças.

A determinação da massa de um corpo é feita pela comparação da massa desconhecida desse corpo com outra massa conhecida, um **padrão**. Para esta determinação usa-se um aparelho chamado **balança**.



Fotos: Thaís Falcão

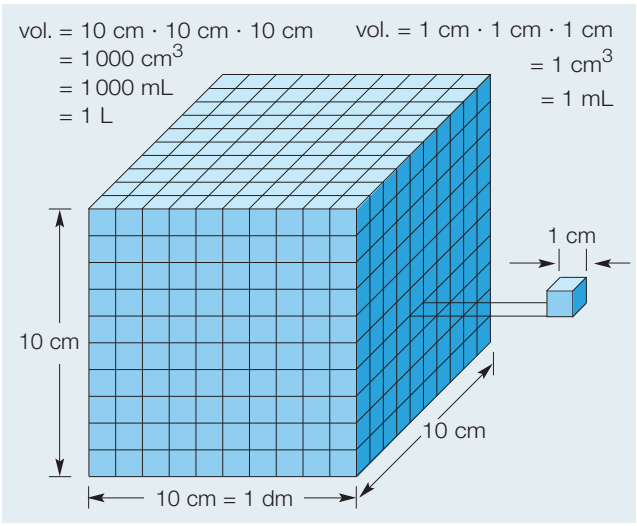
À esquerda: balança de pratos.
À direita: balança moderna.

No Sistema Internacional (SI), a unidade-padrão de massa é o **quilograma (kg)**.

quilograma (kg)	1 000 g ou 10^3 g
grama (g)	1 g ou 10^0 g
miligrama (mg)	0,001 g ou 10^{-3} g

Volume

Volume (V): é a extensão de espaço ocupado por um corpo.



O volume de um corpo com a forma de um cubo é determinado multiplicando-se seu comprimento por sua altura e por sua largura.

V = comprimento · altura · largura

No SI, a unidade-padrão de volume é o **metro cúbico (m^3)**. No entanto, a unidade mais usada em Química é o **litro (L)**.

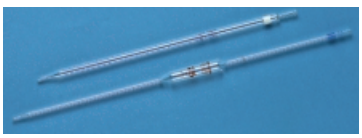
m^3	1 000 dm^3 ou 1 000 L
dm^3 ou L	1 dm^3 ou 1 L
cm^3 ou mL	0,001 dm^3 ou 0,001 L 10^{-3} dm^3 ou 10^{-3} L

Num laboratório, os volumes dos líquidos podem ser obtidos de várias maneiras, usando-se diferentes aparelhos, em função do volume de líquido a ser determinado. Observe:



Balões volumétricos.


Béquer.


Pipetas.


Erlenmayer.


Bureta.

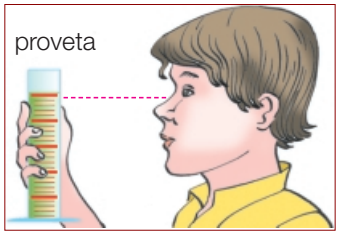

Proveta.

Fotos:Thales Trigo

Esses equipamentos são utilizados na obtenção de medidas volumétricas de líquidos.

Observação:

Quando usamos aparelhagem de medida de volume, devemos manter os olhos no mesmo nível da superfície do líquido, conforme mostra a figura ao lado.



Temperatura

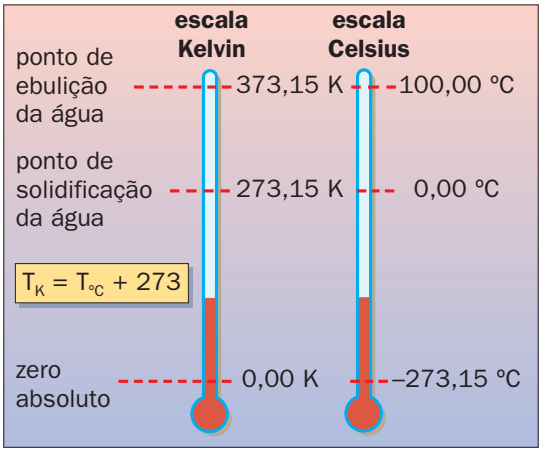
Temperatura (T): relaciona-se com o estado de agitação das partículas que formam um corpo e com a capacidade desse corpo de transmitir ou receber calor.

Os valores de temperatura são determinados por um aparelho chamado **termômetro**, que consiste de um fino tubo de vidro graduado e parcialmente cheio de mercúrio ou álcool colorido. À medida que a temperatura aumenta, o líquido se expande e se move ao longo do tubo.

A graduação do tubo indica a variação de temperatura do líquido. Essa graduação é a **escala termométrica** do aparelho (existem várias escalas em uso, atualmente).

A escala de graduação mais comumente usada nos trabalhos científicos é a escala **Celsius**. Ela possui dois pontos de referência: o congelamento e a ebulição da água ao nível do mar, que correspondem, respectivamente, a 0 °C e 100 °C.

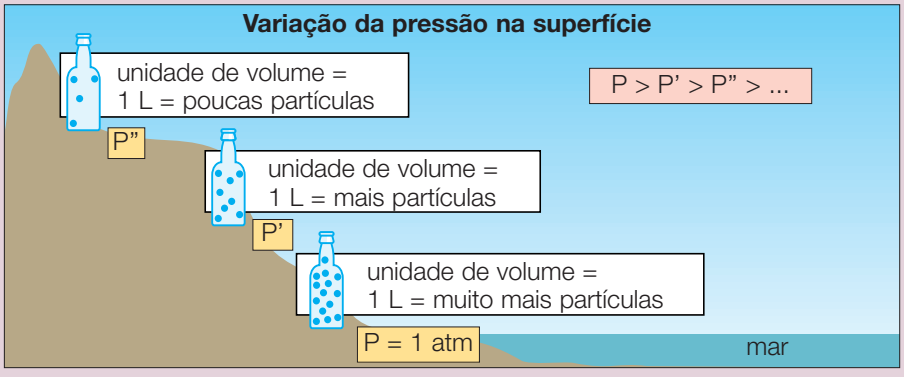
Existem outras escalas centígradas, como a **Kelvin**, recomendada pelo SI e conhecida como **escala absoluta**.



Pressão

Pressão (P): a relação entre a força exercida na direção perpendicular, sobre uma dada superfície, e a área dessa superfície.

A Terra está envolvida por uma camada de ar que tem espessura aproximada de 800 km. Essa camada de ar exerce pressão sobre os corpos: a **pressão atmosférica**.



A pressão atmosférica varia de acordo com a altitude. Em regiões de grande altitude, há menor quantidade de partículas do ar por unidade de volume, portanto a pressão também é menor.

A diminuição do número de partículas do ar em grandes altitudes pode ser a causa de problemas para pessoas desacostumadas a essa condição.

Pelo Sistema Internacional (SI), a unidade-padrão é o **pascal (Pa)**, que se relaciona com a unidade atmosfera na seguinte proporção:

$1\ atm = 101\,325\ Pa$ ou, aproximadamente, $1\ atm \cong 100\ kPa$

Unidades de pressão				
atm	**cm Hg**	**mm Hg**	**torr**	**kPa**
1	76	760	760	100

Densidade

Densidade (d): é a relação (razão) entre a massa de um material e o volume por ele ocupado.

A expressão que permite calcular a densidade é dada por:

$$d = \frac{massa}{Volume} \Rightarrow d = \frac{m}{V} \Rightarrow d = \frac{kg}{m^3}$$

Para sólidos e líquidos, a densidade geralmente é expressa em gramas/centímetros cúbicos (g/cm^3); para gases, costuma ser expressa em gramas/litro (g/L).


Stock Photos

Nas regiões polares, é comum a presença de grandes blocos de gelo (água pura), os *icebergs*, flutuando na água do mar (água e outros materiais). Isso ocorre porque a densidade do gelo (0,92 g/cm^3) é menor que a densidade da água do mar (1,03 g/cm^3).

EXERCÍCIO RESOLVIDO

(Unicamp-SP) Três frascos de vidro transparente, fechados, de formas e dimensões iguais, contêm **cada um** a mesma massa de líquidos diferentes. Um contém água, o outro, clorofórmio e o terceiro, etanol. Os três líquidos são incolores e não preenchem totalmente os frascos, os quais não têm nenhuma identificação. **Sem abrir os frascos**, como você faria para identificar as substâncias?

A densidade (d) de cada um dos líquidos, à temperatura ambiente, é:

$d_{(água)} = 1{,}0\ g/cm^3$

$d_{(clorofórmio)} = 1{,}4\ g/cm^3$

$d_{(etanol)} = 0{,}8\ g/cm^3$

SOLUÇÃO

A partir da expressão que permite calcular densidades $d = \frac{m}{V}$, temos que $m = d \cdot V$

$m_{água} = d_{água} \cdot V_{água}$

$m_{clorofórmio} = d_{clorofórmio} \cdot V_{clorofórmio}$

$m_{etanol} = d_{etanol} \cdot V_{etanol}$

} como a massa é a mesma, o líquido de maior densidade deverá apresentar o menor volume

$m = d\uparrow V\downarrow$

A ilustração ao lado nos fornece uma representação dos três frascos.



clorofórmio água etanol

Observação:

Em laboratório, os reagentes líquidos comumente são armazenados em plásticos ou frascos de vidro de rolha esmerilhada, como os da ilustração.

Exercícios de classe

1. Transforme as massas em gramas (g):
a) 0,20 kg
b) 200 mg

2. Transforme os volumes em litros (L):
a) 1 dm^3
b) 100 mL
c) 200 cm^3
d) 3,0 m^3

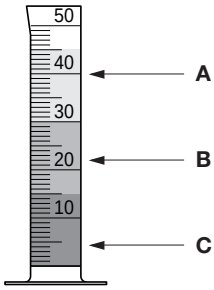
3. Transforme as temperaturas:
a) 27 °C em Kelvin (K)
b) 500 K em °C (Celsius)

4. Transforme as pressões:
a) 1 520 mm Hg em atm
b) 0,5 atm em mm Hg

5. Observe a tabela:

Substância	Densidade
água	1,0 g/cm^3
benzeno	0,90 g/cm^3
clorofórmio	1,53 g/cm^3

Esses três materiais foram colocados numa proveta, originando um sistema com o seguinte aspecto:



Relacione as substâncias **A**, **B**, **C** com aquelas mencionadas na tabela. Justifique.

Exercícios propostos

1. Quantos sacos de cimento com 50 kg de massa podem ser transportados por um caminhão com capacidade máxima de carga igual a 10 t?
Dado: 1 tonelada = 10^3 kg

2. Considere as informações:
- 1 microlitro (μL) = 10^{-6} L
- volume de 1 gota = 5μL = 50 · 10^{-6} L

Determine o número de gotas necessário para encher um recipiente de 0,20 L.

3. A febre é o aumento da temperatura corporal, que raramente excede a 41 °C nos seres humanos, e faz parte do mecanismo de defesa do corpo, pois é normalmente provocada por processos inflamatórios, infecciosos e de intoxicação. Por outro lado, temperaturas abaixo de 36,1 °C, provocadas pela exposição prolongada a ambientes muito frios, também podem ser letais: o organismo, na tentativa de manter sua temperatura normal, acelera intensamente o metabolismo, acarretando infartos.
Quais os valores, em Kelvin (K), para as temperaturas mencionadas no texto?

4. Um mergulhador, quando atinge a profundidade de 32 m, está sujeito a uma pressão total de 5 atm, que corresponde à soma da pressão exercida pela atmosfera e da coluna de água sobre ele. Determine a pressão total, em mm Hg, que agirá sobre esse mergulhador quando ele atingir uma profundidade de 64 m.

5. (UFPI) Em uma cena de um filme, um indivíduo corre carregando uma maleta tipo 007 (volume de 20 dm^3) cheia de barras de um certo metal. Considerando que um adulto de peso médio (70 kg) pode deslocar com uma certa velocidade, no máximo, o equivalente ao seu próprio peso, indique qual o metal contido na maleta, observando os dados da tabela ao lado.
(**Dado:** 1 dm^3 = 1 L = 1 000 cm^3)

Densidade em g/cm^3	
Alumínio	2,7
Zinco	7,1
Prata	10,5
Chumbo	11,4
Ouro	19,3

a) Alumínio.
b) Zinco.
c) Prata.
d) Chumbo.
e) Ouro.

6. (ENEM) Pelas normas vigentes, o litro do álcool hidratado que abastece os veículos deve ser constituído de 96% de álcool puro e 4% de água (em volume). As densidades desses componentes são dadas na tabela.

Substância	Densidade (g/L)
água	1 000
álcool	800

Um técnico de um órgão de defesa do consumidor inspecionou cinco postos suspeitos de venderem álcool hidratado fora das normas. Colheu uma amostra do produto em cada posto, mediu a densidade de cada uma, obtendo:

Posto	Densidade do combustível (g/L)
I	822
II	820
III	815
IV	808
V	805

A partir desses dados, o técnico pôde concluir que estavam com o combustível adequado somente os postos:

a) I e II.
b) I e III.
c) II e IV.
d) III e V.
e) IV e V.

Exercícios de contexto

1.



Neste restaurante do tipo *self-service*, os clientes são "pesados" na entrada e na saída, e a cobrança é feita em função da diferença de massa. Suponha que você fosse a esse restaurante e na entrada a balança indicasse 40 quilogramas. Se na saída a balança indicasse 40,6 quilogramas,

a) o seu aumento de massa corresponderia a quantos gramas?
b) quanto você pagaria pela refeição?

2. Em vários medicamentos, como, por exemplo, xaropes, encontramos um pequeno frasco medidor, como mostra a figura ao lado:



Suponha que seu médico tenha lhe receitado tomar 5 mL de um determinado xarope 4 vezes ao dia, durante 10 dias, e que o frasco continha 0,15 L do medicamento.

a) Qual volume total, em litros (L), você deve ingerir diariamente?
b) Quantos frascos desse medicamento você deve comprar para seguir a prescrição médica?
c) Ocorrerá sobra de medicamento?

Leia o texto a seguir para resolver as questões **3** e **4**.

Um dos combustíveis mais utilizados no mundo atual é a gasolina, que é uma mistura de hidrocarbonetos e apresenta densidade aproximada de 0,8 g/cm^3. Seu preço varia de país para país, de acordo com vários fatores, tais como: quantidade do petróleo extraído de fontes nacionais, quantidade do petróleo importado, custo do transporte do petróleo e seus derivados, valor da moeda nacional etc. Nos Estados Unidos, a gasolina é comercializada usando-se como unidade de medida de volume o galão (correspondente a aproximadamente 3,8 L), cujo preço médio é de US$ 2,00.

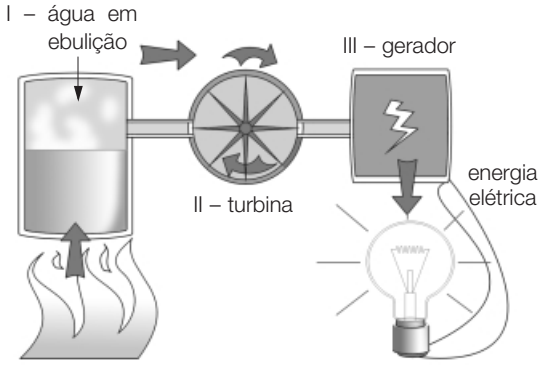
Num teste para medição de consumo de combustível, um automóvel vazio, contendo 57 L de gasolina no tanque, teve a sua massa medida antes e depois de percorrer uma distância de 150 quilômetros, sendo encontrados os seguintes valores:

- massa inicial = 1 025,6 quilogramas
- massa final = 1 013,6 quilogramas

3. Determine a massa da gasolina contida em um galão e o preço, em reais, de 1 L dessa gasolina, comprada nos Estados Unidos (1 US$ = R$ 2,70).

4. Considerando que a variação de massa seja devida unicamente à gasolina consumida, determine o volume de gasolina consumido e o consumo médio, em quilômetros por litro, no teste.

5. Observe o esquema:



Sabendo que:

I — a água passa do estado líquido para o de vapor

II — o vapor gira as hélices de uma turbina

III — o movimento no interior de um gerador produz energia elétrica

a) Indique os itens que podem corresponder ao meio utilizado no processo:

I — usina eólica
II — usina termoelétrica
III — células fotoelétricas
IV — usina hidrelétrica
V — usina nuclear

b) Quais fontes de energia indicadas no exercício anterior podem produzir energia "limpa" e considerada inesgotável?

c) Numa usina termoelétrica, uma das substâncias queimadas é o carvão. Durante essa queima (combustão), são lançados na atmosfera gases nocivos ao meio ambiente e ao ser humano. Como é denominada essa situação?

d) Em qual dos processos citados uma estiagem prolongada pode afetar a produção de energia elétrica?



Faça você mesmo

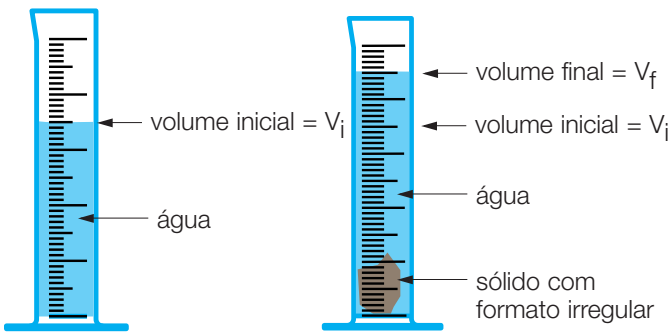
Determinação do volume de um sólido

Se o sólido apresentar forma geométrica bem definida, você pode determinar seu volume, medindo suas dimensões e multiplicando-as. Porém, se precisar determinar o volume de um sólido com formato irregular, conhecendo somente a sua massa, sem conhecer a sua densidade, você pode proceder da seguinte forma:

a) Coloque água em um recipiente graduado, como uma proveta, até um determinado volume.

b) Mergulhe o sólido de formato irregular no recipiente contendo água e verifique o novo volume de água.

c) A diferença entre o volume final e o volume inicial é o volume deste sólido. A partir deste procedimento podemos determinar a densidade do sólido utilizando a expressão $d = \frac{m}{V}$.



Observação:

Este procedimento é apropriado para sólidos mais densos que o líquido.

Sugestão:

Determine o volume e a densidade de uma bolinha de gude e de uma colher de chá.

UNIDADE 2
A matéria

CONSTITUIÇÃO DA MATÉRIA

Atualmente não há dúvidas de que toda matéria seja formada por minúsculas partículas, denominadas **átomos**. Essa idéia, como já vimos, foi proposta pelos filósofos gregos Leucipo e Demócrito (400 a.C.).

Em 1808, baseado em fatos experimentais, o cientista britânico John Dalton (1766-1844) formula uma teoria atômica para explicar a constituição da matéria.

TEORIA ATÔMICA DE DALTON

Essa teoria possibilitaria, posteriormente, a criação do primeiro modelo do átomo, a qual expressa, em termos gerais, o seguinte:

1. A matéria é constituída de pequenas partículas esféricas maciças e indivisíveis denominadas átomos.
2. Um conjunto de átomos com as mesmas massas e tamanhos apresenta as mesmas propriedades e constitui um **elemento químico**.
3. Elementos químicos diferentes apresentam átomos com massas, tamanhos e propriedades diferentes.
4. A combinação de átomos de elementos diferentes, numa proporção de números inteiros, origina substâncias diferentes.
5. Os átomos não são criados nem destruídos: são simplesmente rearranjados, originando novas substâncias.



CEDOC

Dalton acreditava que os átomos fossem maciços, esféricos e indivisíveis como bolinhas de gude.

Para melhor representar sua teoria atômica, Dalton substituiu os antigos símbolos químicos da alquimia por novos e criou símbolos para outros elementos que não eram conhecidos pelos alquimistas.

Representação dos elementos químicos

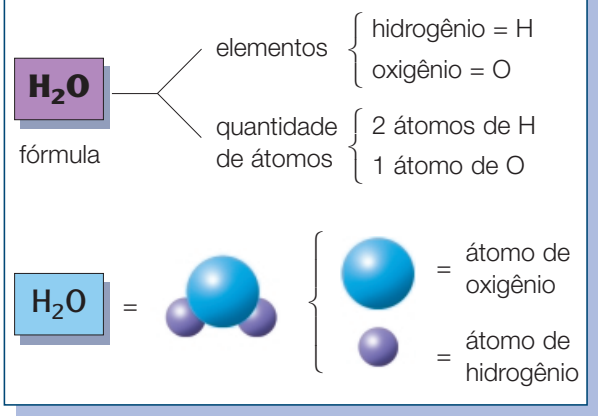
Até 1808, quando surgiu a teoria atômica de Dalton, eram conhecidos aproximadamente 50 elementos químicos. Por volta de 1810, o químico sueco Berzelius (1779-1848) organizou a notação química utilizada até essa data, que era bastante confusa, introduzindo como símbolo dos elementos as iniciais de seus nomes em latim.

Elemento	Símbolo alquímico	Dalton		Berzelius	
		Nome em inglês	Símbolo em inglês	Nome em latim	Símbolo em latim
Ouro	☉	*Gold*	Ⓖ	*Aurum*	Au
Prata	☽	*Silver*	Ⓢ	*Argentum*	Ag
Ferro	♂	*Iron*	Ⓘ	*Ferrum*	Fe
Cobre	♀	*Copper*	Ⓒ	*Cuprum*	Cu

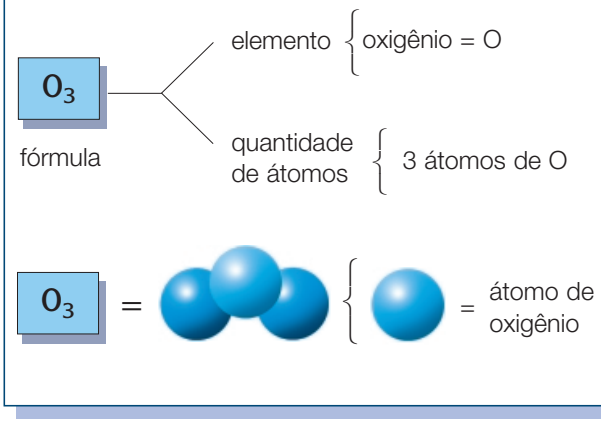
Para indicar a proporção com que cada elemento entra na formação de determinada substância, Dalton associou um **índice** numérico aos símbolos.

A representação gráfica de uma substância em que são utilizados os símbolos e os índices numéricos é denominada **fórmula** e representa a constituição de cada unidade formadora da substância. Essas unidades são denominadas **moléculas**.

Representações de uma molécula de água



Representações de uma molécula de ozônio



John Dalton



Membro da comunidade Quaker com seus trajes característicos do final do século XIX.

John Dalton é considerado o pai da Química teórica. Com apenas 12 anos de idade iniciou sua brilhante carreira lecionando em uma escola da **comunidade Quaker**, da qual era membro.

Além de ter elaborado a teoria atômica, Dalton descobriu uma importante lei da Física — a Lei das Pressões Parciais dos Gases. Uma curiosidade sobre a sua vida profissional: ele também atuou como meteorologista, tendo feito cerca de 200 mil anotações.

Dalton foi o primeiro cientista a descrever uma deficiência visual — da qual sofria — cujo portador não consegue distinguir algumas cores, entre elas, o vermelho e o verde. O seu trabalho sobre essa deficiência foi tão importante que hoje ela é conhecida por **daltonismo**. Atualmente, sabe-se que o daltonismo afeta 5% dos homens e 0,5% das mulheres.

CLASSIFICAÇÃO DA MATÉRIA

SUBSTÂNCIAS

Como já vimos, um conjunto de átomos com as mesmas propriedades químicas constitui um elemento químico, e cada substância é caracterizada por uma proporção constante desses elementos.

A classificação das diferentes substâncias é feita de acordo com sua composição.

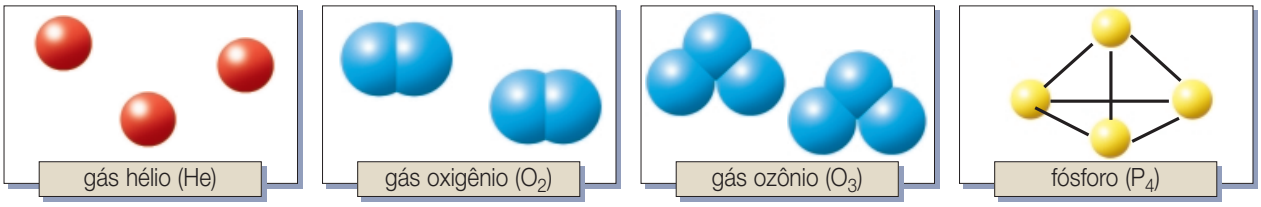
Substância pura

Tipo de matéria formada por unidades químicas iguais, sejam átomos, sejam moléculas, e por esse motivo apresentando propriedades químicas e físicas próprias.

As substâncias puras podem ser classificadas como simples ou compostas.

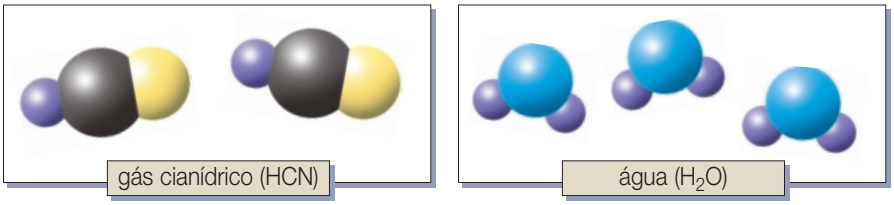
Substâncias simples

A substância formada por um ou mais átomos de um mesmo elemento químico é classificada como **substância pura simples** ou, simplesmente, **substância simples**.



Substâncias compostas

Quando as moléculas de determinada substância são formadas por dois ou mais elementos químicos, ela é classificada como **substância pura composta** ou, simplesmente, **substância composta**.



MISTURAS

Mistura: é formada por duas ou mais substâncias, cada uma delas sendo denominada componente.

Como as misturas apresentam composição variável, têm propriedades — como ponto de fusão, ponto de ebulição, densidade — diferentes daquelas apresentadas pelas substâncias quando estudadas separadamente.

A maioria dos materiais que nos cercam são misturas. O ar que respiramos, por exemplo, é formado por uma mistura de três tipos principais de gases:

- gás nitrogênio (N_2) = 78%;
- gás oxigênio (O_2) = 21%;
- gás argônio (Ar) ≅ 1%;
- gás carbônico (CO_2) ≅ 0,03%.

Observação:

Estamos considerando o ar seco, na ausência de poluentes.



CEDOC

Álcool hidratado: formado por álcool etílico (C_2H_6O) e água (H_2O).

Tanto na água encanada como na água mineral existe um grande número de substâncias dissolvidas. A composição dessa mistura é dada nos rótulos das garrafas de água mineral.



Christof Gunkel

CEDOC



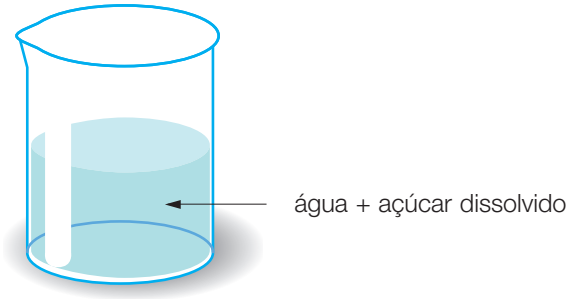
Ouro 18 quilates: mistura formada basicamente por 75% de ouro (Au) e 25% de cobre (Cu) e prata (Ag).

Tipos de misturas

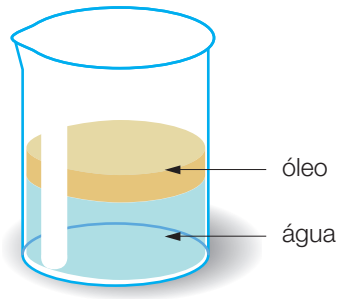
De acordo com o aspecto visual de uma mistura, podemos classificá-la em função do seu número de fases:

Fase: cada uma das porções que apresenta aspecto visual homogêneo (uniforme), o qual pode ser contínuo ou não, mesmo quando observado ao microscópio comum.

Considere as seguintes misturas:



Aspecto visual contínuo: uma única fase.



Aspecto visual descontínuo: duas fases.

Dessa maneira, as misturas são classificadas em função de seu número de fases:

Mistura homogênea: toda mistura que apresenta uma única fase.

As misturas homogêneas são chamadas **soluções**. Alguns exemplos: água de torneira, vinagre, ar, álcool hidratado, pinga, gasolina, soro caseiro, soro fisiológico e algumas ligas metálicas. Além dessas, **todas as misturas de quaisquer gases são sempre misturas homogêneas**.

Mistura heterogênea: toda mistura que apresenta pelo menos duas fases.

Thales Trigo

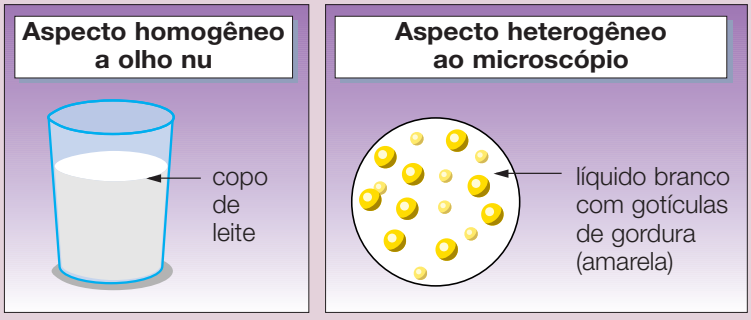


O granito apresenta três fases: quartzo, feldspato e mica.

Alguns exemplos de misturas heterogêneas: água e óleo, areia, granito, madeira, sangue, leite, água com gás. **As misturas formadas por n sólidos apresentam n fases**, desde que estes sólidos não formem uma liga ou um cristal misto.

Independentemente de uma amostra de qualquer material ser uma **substância** ou uma **mistura**, ela será denominada um **sistema** — tudo que é objeto da observação humana — e também poderá ser classificada em função do seu aspecto visual.

O aspecto visual contínuo de uma mistura não se restringe apenas à simples percepção a olho nu, mas abrange também a utilização de aparelhos ópticos comuns: os microscópios. O leite é considerado uma mistura **heterogênea**.

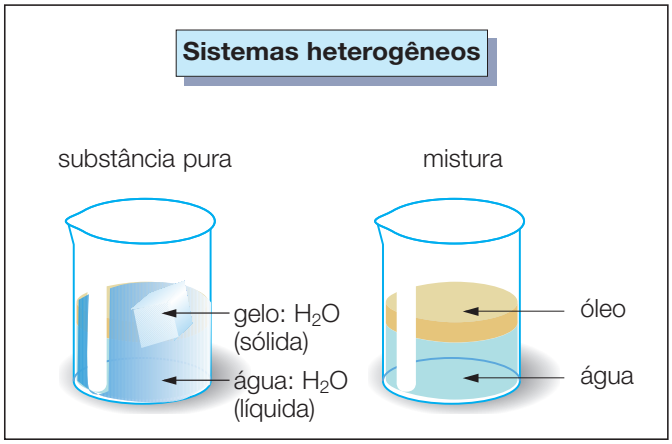


SISTEMAS

Sistema homogêneo: apresenta aspecto contínuo, ou seja, é constituído por uma única fase.

Sistema heterogêneo: apresenta um aspecto descontínuo, ou seja, é constituído por mais de uma fase.





Sistema homogêneo (uma fase)
- Substância pura: um componente
- Mistura homogênea: mais de um componente

Sistema heterogêneo (mais de uma fase)
- Substância pura: um componente em diferentes estados físicos
- Mistura heterogênea: mais de um componente

CONCEITOS FUNDAMENTAIS

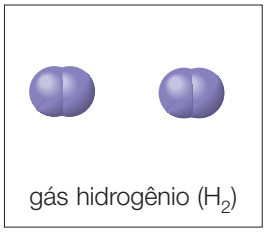
Elemento químico: é formado por átomos que apresentam propriedades químicas iguais.

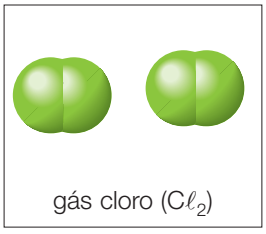
Exemplos:
elementos químicos
- hidrogênio = símbolo: H
- oxigênio = símbolo: O

Substância: é formada geralmente pela união de dois ou mais átomos.

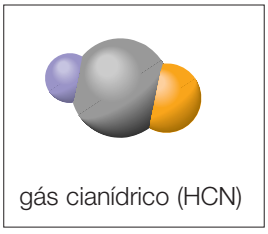
1. Nível atômico ou "microscópico":

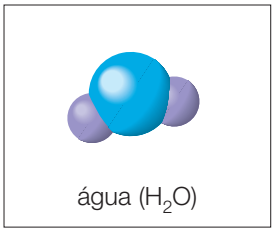
- **Substâncias simples**: são formadas por um único elemento químico.


gás hidrogênio (H_2)


gás cloro ($C\ell_2$)

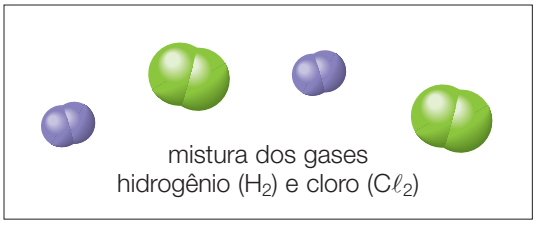
- **Substâncias compostas**: são formadas por mais de um elemento químico.

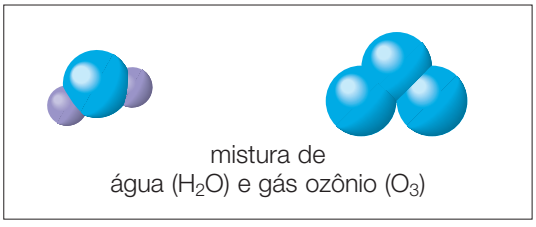

gás cianídrico (HCN)


água (H_2O)

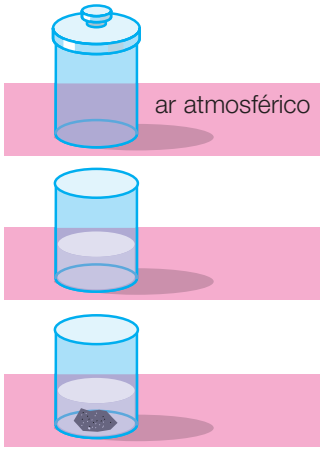
Mistura: é formada por mais de uma substância, as quais não podem ser representadas por uma única fórmula. Algumas vezes sua composição pode ser indicada pelas fórmulas de suas várias substâncias constituintes.

1. Nível microscópico


mistura dos gases hidrogênio (H_2) e cloro ($C\ell_2$)


mistura de água (H_2O) e gás ozônio (O_3)

2. Nível macroscópico:



Mistura de gases = mistura homogênea
(N_2 + O_2 + Ar) = (nitrogênio + oxigênio + argônio)
3 componentes
1 fase

Álcool hidratado = mistura homogênea
(H_2O + C_2H_6O) = (água + álcool etílico)
2 componentes
1 fase

Mistura de água e granito = mistura heterogênea
(H_2O + quartzo + feldspato + mica)
4 componentes
4 fases

Exercícios de classe

1. Qual das alternativas a seguir contém apenas substâncias compostas?

a) N_2, P_4, S_8.
b) CO, He, NH_3.
c) CO_2, H_2O, $C_6H_{12}O_6$.
d) N_2, O_3, H_2O.
e) H_2O, I_2, $C\ell_2$.

2. (MACK-SP) O número de substâncias simples entre as substâncias de fórmula: O_3, H_2O, Na, P_4, CH_4, CO_2 e CO é:

a) 2. b) 3. c) 4. d) 5. e) 7.

3. (UFPA) Considerando-se a reação:

$$C + H_2O \longrightarrow CO + H_2$$

Entre reagentes e produtos estão presentes:

a) 2 substâncias simples e 2 compostas.
b) 1 substância simples e 3 compostas.
c) 3 substâncias simples e 1 composta.
d) 4 substâncias simples.
e) 4 substâncias compostas.

4. (Cesgranrio-RJ) Identifique a alternativa que apresenta, na seqüência, os termos corretos que preenchem as lacunas da seguinte afirmativa:

"Uma substância .... é formada por ...., contendo apenas .... de um mesmo .... ."

a) composta; moléculas; elementos; átomo.
b) composta; moléculas; átomos; elemento.
c) química; elementos; moléculas; átomo.
d) simples; átomos; moléculas; elemento.
e) simples; moléculas; átomos; elemento.

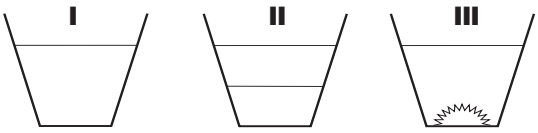
5. (UECE) O tratamento da água que a CAGECE distribui, consiste basicamente na adição de sulfato de alumínio, cloro, flúor e outros produtos químicos. A água, após o tratamento, classifica-se como:

a) mistura homogênea. c) mistura azeotrópica.
b) mistura heterogênea. d) substância pura.

6. (Fuvest-SP) Todas as "águas" com as denominações a seguir podem exemplificar soluções de sólidos em um líquido, exceto:

a) água potável. d) água mineral.
b) água destilada. e) água do mar.
c) água dura.

7. (UFPE) Considere os vasos I, II e III a seguir:



Qual das alternativas corresponde à identificação mais adequada dos seus conteúdos?

a) vaso I (zinco + água);
vaso II (querosene + água);
vaso III (cloreto de sódio + água).
b) vaso I (cloreto de sódio + água);
vaso II (querosene + água);
vaso III (zinco + água).
c) vaso I (querosene + água);
vaso II (zinco + água);
vaso III (cloreto de sódio + água).
d) vaso I (cloreto de sódio + água);
vaso II (zinco + água);
vaso III (querosene + água).
e) vaso I (zinco + água);
vaso II (cloreto de sódio + água);
vaso III (querosene + água).

8. Associe:

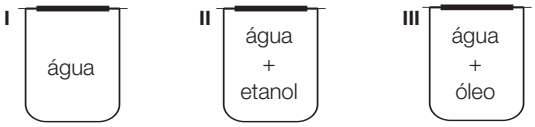
elementos	**variedades alotrópicas**
I — oxigênio	a) vermelho e branco
II — carbono	b) ozônio e oxigênio
III — enxofre	c) fulereno, diamante e grafita
IV — fósforo	d) rômbico e monoclínico

Exercícios propostos

1. (UFSC) Dentre as proposições abaixo, escolha os itens que contêm somente substâncias compostas.

I — S_8, O_3, P_4, I_2.
II — FeS, $A\ell_2O_3$, CO_2, HgI_2.
III — Ca, Mn, Pb, He.
IV — $NaC\ell$, H_2, H_2SO_4, Au.
V — KOH, $Ni(NO_3)_2$, O_2, $C\ell_2$.
VI — Cd, Co, Zn, B.

2. (UFF-RJ) Considere os seguintes sistemas:



Os sistemas I, II e III correspondem, respectivamente, a:

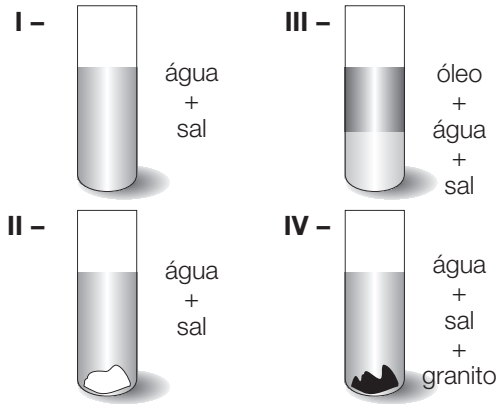
a) substância simples, mistura homogênea, mistura heterogênea.
b) substância composta, mistura heterogênea, mistura heterogênea.
c) substância composta, mistura homogênea, mistura heterogênea.
d) substância simples, mistura homogênea, mistura homogênea.
e) substância composta, mistura heterogênea, mistura homogênea.

3. Considere os sistemas:

a) água + gasolina;
b) água + sal dissolvido;
c) água + sal dissolvido + sal não-dissolvido;
d) água + gelo;
e) vinagre;
f) óleo de cozinha;
g) granito;
h) ar atmosférico;
i) ar com poeira.

Classifique-os em homogêneos ou heterogêneos.

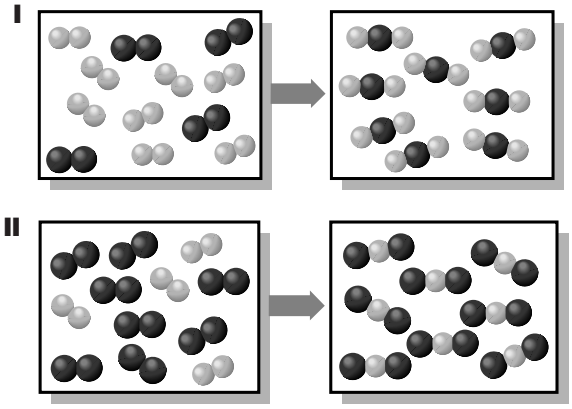
4. Identifique o número de fases e componentes nos sistemas a seguir:



5. (Unicamp-SP) "Os peixes estão morrendo porque a água do rio está sem oxigênio, mas nos trechos de maior corredeira a quantidade de oxigênio aumenta". Ao ouvir esta informação de um técnico do meio ambiente, um estudante que passava pela margem do rio ficou confuso e fez a seguinte reflexão: "Estou vendo a água no rio e sei que a água contém, em suas moléculas, oxigênio; então como pode ter acabado o oxigênio do rio?"

a) Escreva a fórmula das substâncias mencionadas pelo técnico.
b) Qual é a confusão cometida pelo estudante em sua reflexão?

6. (Unicamp-SP) Sob condições adequadas, uma mistura de nitrogênio gasoso, $N_{2(g)}$, e de oxigênio gasoso, $O_{2(g)}$, reage para formar diferentes óxidos de nitrogênio. Se representarmos o elemento nitrogênio por ● e o elemento oxigênio por ○, duas dessas reações químicas podem ser esquematizadas como:



a) Dê a fórmula química do composto formado na reação esquematizada em **I**.
b) Escreva a equação química balanceada representada no esquema **II**.

7. Sobre um elemento químico, um estudante escreveu: "Forma duas substâncias simples importantes: uma diatômica, consumida nas reações de combustão e vital para o ser humano, e outra triatômica, presente na camada superior da atmosfera e que absorve parte das radiações ultravioleta provenientes do Sol".

Com referência ao texto mencionado pelo estudante, responda:

a) Qual **elemento químico** está sendo mencionado?
b) Escreva a fórmula das substâncias: diatômica e triatômica.

8. (UFMT) Em 1974, Mário J. Molina e F. Sherwood Rowland lançaram uma idéia explosiva: baseados em cálculos teóricos, levantaram a hipótese de que o cloro proveniente de clorofluorcarbonos (compostos gasosos de carbono contendo cloro e flúor) poderia destruir o ozônio estratosférico. Esses gases, conhecidos como Freons® ou pela sigla CFC, são utilizados principalmente como substâncias refrigerantes em geladeiras, condicionadores de ar etc. e, na época, eram empregados como propelentes em frascos de aerossóis.

Julgue os itens:

a) O oxigênio é um exemplo de substância simples.

b) O ozônio tem fórmula molecular O_2.

c) O ozônio é um gás que protege a Terra dos efeitos dos raios ultravioleta da luz solar.

d) O oxigênio e o ozônio diferem quanto ao número atômico dos elementos químicos que os formam.

Exercícios de contexto

Água do mar

As águas dos mares e oceanos contêm vários sais, cuja quantidade dissolvida (salinidade) varia de acordo com a região em que foram colhidas amostras. O mar Vermelho, por exemplo, é o que apresenta maior salinidade — aproximadamente 40 g de sais dissolvidos para cada litro de água (40 g/L). Já o mar Báltico é o que apresenta menor salinidade — em média, 30 g/L.

Cerca de 80% (em massa) dos sais dissolvidos são constituídos de cloreto de sódio ($NaC\ell$); nos outros 20% são encontrados vários sais, como o cloreto de magnésio ($MgC\ell_2$) e o sulfato de magnésio ($MgSO_4$).

Responda:

1. A água do mar é uma substância pura ou uma mistura?

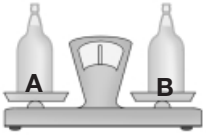
2. Escreva o nome e a fórmula de quatro substâncias presentes na água do mar.

3. As substâncias químicas mencionadas no texto são classificadas como simples ou compostas?

4. Quantos elementos químicos e quantos átomos de cada elemento estão presentes nas fórmulas das substâncias citadas?

5. Qual substância, não mencionada no texto, e que se encontra também dissolvida nas águas dos mares, permite a existência de peixes?

6. Considere uma balança de dois pratos, como a representada a seguir:



Se, no prato **A**, for colocado 1 L de água do mar Vermelho e no prato **B**, 1 L de água do mar Báltico:

a) eles permanecem nivelados.

b) **A** sobe e **B** desce.

c) **A** desce e **B** sobe.

Justifique sua resposta.

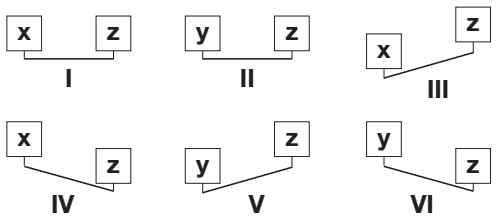
7. Considere as seguintes amostras, todas contendo 1 L:

x — água do mar Vermelho

y — água do mar Báltico

z — água do mar do litoral brasileiro

Quais situações abaixo estão corretas?



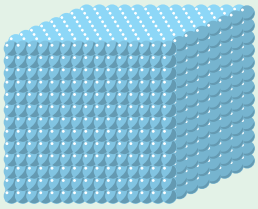
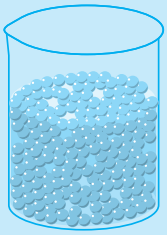
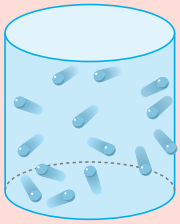
8. Se 1 000 L de água do mar Vermelho fossem totalmente evaporados, qual massa de resíduo sólido (sais) seria obtida? E quanto dessa quantidade corresponderia ao cloreto de sódio?

ESTADOS FÍSICOS DA MATÉRIA

Toda matéria é constituída de pequenas partículas e, dependendo do maior ou menor grau de agregação entre elas, pode ser encontrada em três estados físicos: sólido, líquido e gasoso.

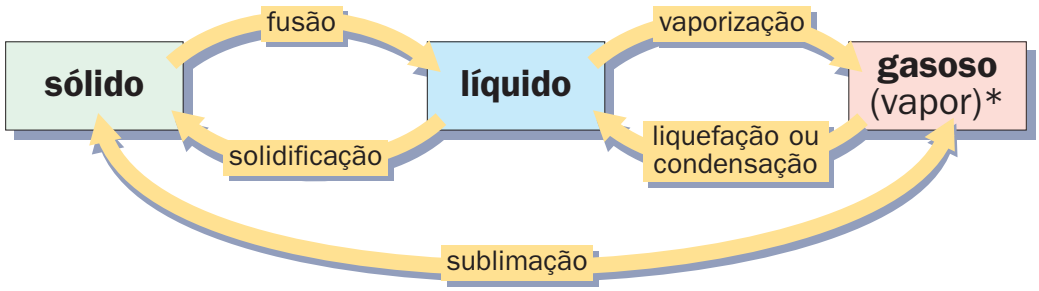
Cada um dos três estados de agregação apresenta características próprias — como o volume, a densidade e a forma —, que podem ser alteradas pela variação de temperatura (aquecimento ou resfriamento).

Quando uma substância muda de estado, sofre alterações nas suas características macroscópicas (volume, forma etc.) e microscópicas (arranjo das partículas), não havendo, contudo, alteração em sua composição.

Sólido	Líquido	Gasoso
Características macroscópicas		
Sérgio Luiz Pereira  **Cubos de gelo.**	Sérgio Luiz Pereira  **Jarra com suco.**	Superstock Brasil  **Bexigas.**
Características microscópicas		
		

MUDANÇAS DE ESTADO FÍSICO

O diagrama abaixo mostra as mudanças de estado, com os nomes particulares que cada uma delas recebe.



* Neste capítulo, utilizaremos os termos gás e vapor de maneira indistinta, o que será diferenciado posteriormente, quando abordarmos o Estudo dos Gases Perfeitos.


Christof Gunkel

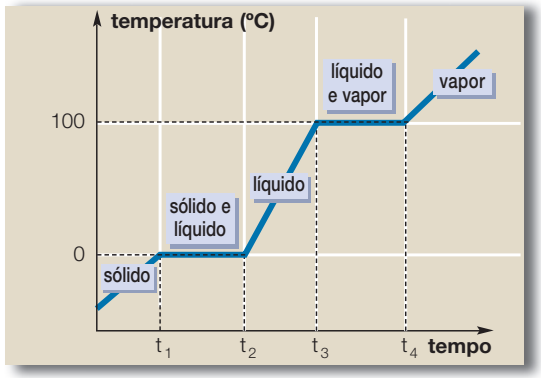
A produção de alimentos desidratados é um exemplo da aplicação industrial da sublimação. Os cafés solúveis liofilizados, por exemplo, são produzidos mediante o congelamento a –30 °C de uma solução aquosa de café, que é triturada e conduzida a uma câmara a vácuo, na qual a água sublima, restando somente café.

DIAGRAMAS DE MUDANÇA DE ESTADO FÍSICO

Ao aquecermos uma amostra de **substância pura**, como, por exemplo, a água no estado sólido (gelo) e anotarmos as temperaturas nas quais ocorrem as mudanças de estado, ao nível do mar, obteremos o seguinte gráfico, onde:

t_1 = início da fusão
t_2 = fim da fusão
$t_1 = t_2 = 0$ °C

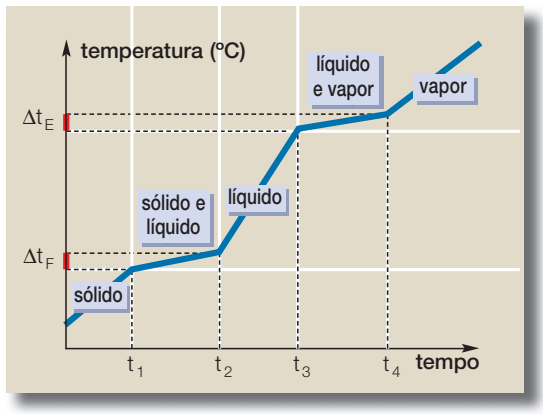
t_3 = início da ebulição
t_4 = fim da ebulição
$t_3 = t_4 = 100$ °C



Pelo gráfico podemos observar que a temperatura de fusão (TF) da água é 0 °C e a sua temperatura de ebulição (TE) é de 100 °C.

O gráfico de aquecimento da água apresenta **dois patamares**, os quais indicam que, durante as mudanças de estado, a temperatura permanece constante.

Se aquecermos uma amostra de **mistura**, como, por exemplo, de água e açúcar e anotarmos as temperaturas nas quais ocorrem as mudanças de estado, ao nível do mar, obteremos o seguinte gráfico, onde:



Δt_F = variação da temperatura durante a fusão

Δt_E = variação da temperatura durante a ebulição

Durante as mudanças de estado da mistura, as temperaturas de fusão e ebulição não permanecem constantes.

Generalizando, temos:

O gráfico de mudança de estado de **qualquer** substância pura apresenta sempre **dois patamares**.

O gráfico de mudança de estado de misturas **geralmente não** apresenta patamares.

As temperaturas de fusão (TF) e ebulição (TE) são duas propriedades utilizadas para caracterizar e identificar substâncias puras.

Além das TF e TE, é necessário o conhecimento de uma outra propriedade para se identificar uma substância: a **densidade**.

Há várias tabelas contendo os valores de TF, TE e a densidade de muitas substâncias:

	TF (°C)	TE (°C)	d (g/cm³)
água (H_2O)	0	100	1,0
álcool comum (C_2H_6O)	–117	78	0,78
mercúrio (Hg)	–38,8	356,6	13,64
ferro (Fe)	1535	2750	7,87

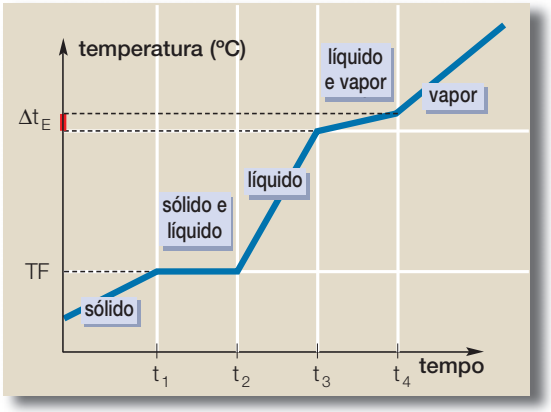
Existem algumas misturas com comportamento diferente, as quais apresentam um patamar apenas.

Misturas eutéticas

Essas misturas comportam-se como uma substância, isto é, apresentam **TF constante**, e o gráfico apresenta um patamar durante a fusão.

Exemplos:

solda (estanho + chumbo)
gelo + sal de cozinha

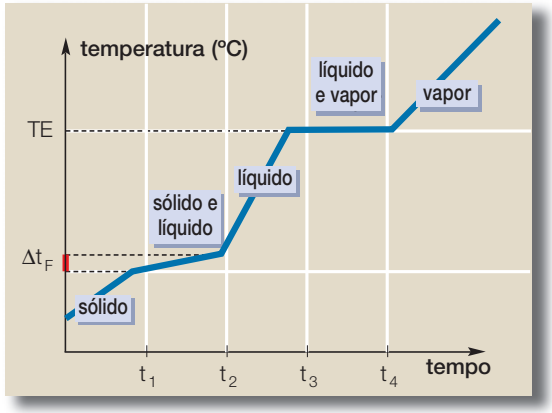


Misturas azeotrópicas

Essas misturas comportam-se como uma substância, isto é, apresentam **TE constante**, e o gráfico apresenta um patamar durante a ebulição.

Exemplo:

álcool comum (96% de etanol e 4% de água)



EXERCÍCIO RESOLVIDO

Dada a tabela:

	TF	TE
Clorofórmio	–63 °C	61,0 °C
Fenol	43 °C	182,0 °C
Cloro	–101 °C	–34,5 °C

resolva as questões:

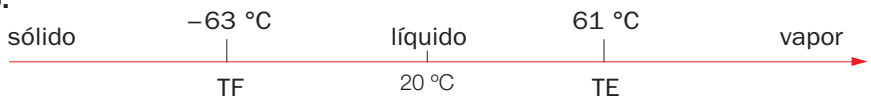
a) Qual o estado físico de cada substância à temperatura ambiente?

b) Construa um gráfico de mudança de estado, indicando como a temperatura de uma amostra de clorofórmio sólido varia com o tempo quando submetida a aquecimento. Indique os estados físicos presentes em cada região do gráfico.

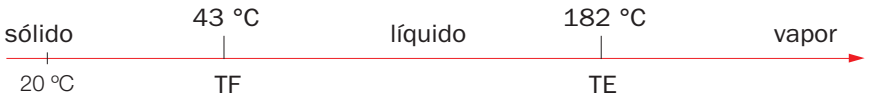
SOLUÇÃO

a) A temperatura ambiente é normalmente considerada igual a 20 °C. Com base nos dados da tabela, podemos construir um esquema indicando o estado físico de cada substância numa dada temperatura.

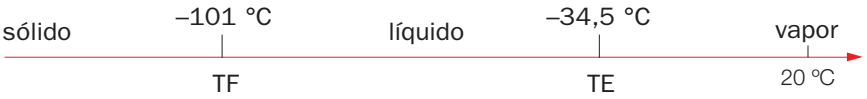
Clorofórmio:



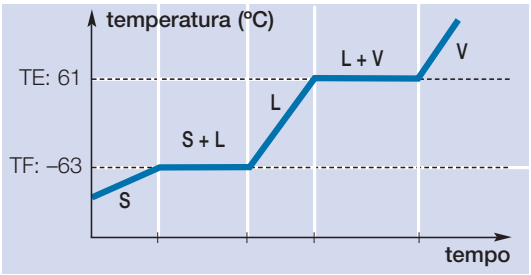
Fenol:



Cloro:

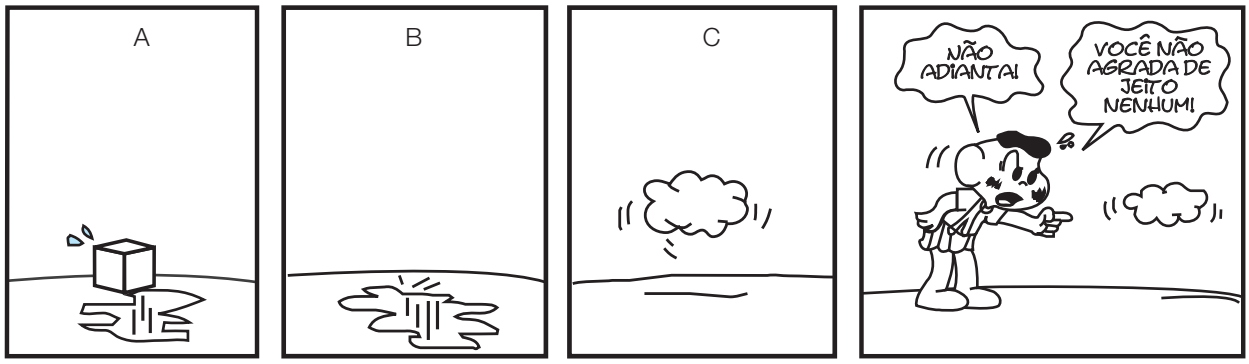


b) Como o clorofórmio é uma substância pura, teremos o gráfico conforme dado ao lado:



Exercícios de classe

1. A seqüência dos quadrinhos mostra as mudanças de estado físico da água.



Mauricio de Sousa. *Turma da Mônica*. *O Estado de S. Paulo*.

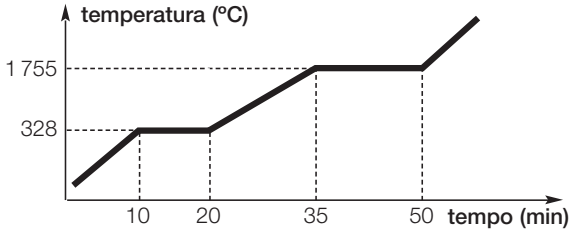
Para cada item a seguir, identifique o nome das mudanças de estado:

I — A ⟶ B
II — B ⟶ C
III — C ⟶ B
IV — B ⟶ A

2. (MACK-SP) Indique os estados físicos das substâncias I, II, III e IV citadas na tabela abaixo, à temperatura de 40 °C e pressão de 1 atm.

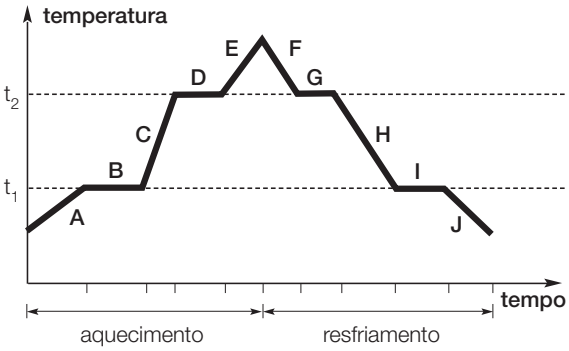
Substância	Ponto de fusão (°C) (medido a 1 atm)	Ponto de ebulição (°C) (medido a 1 atm)
I — éter etílico	–116	34
II — clorofórmio	–63	61
III — ciclobutano	–127	–31
IV — fenol	43	183

3. O gráfico a seguir indica as mudanças de estado da substância pura chumbo quando submetida a um aquecimento:



a) Qual o estado físico em que o chumbo se encontra após 15 minutos de aquecimento?
b) Durante quanto tempo o chumbo permaneceu totalmente liquefeito?
c) Em qual estado físico o chumbo se encontra a uma temperatura de 1 760 °C?
d) Em quais intervalos de tempo o chumbo coexiste em dois estados físicos?

4. Certa quantidade de uma substância foi aquecida num recipiente apropriado, sendo depois resfriada. O gráfico a seguir indica a variação da temperatura com o tempo e as mudanças de estado observadas durante o experimento:



Observe o gráfico e responda as questões a seguir.

I — Registre em que trechos a substância é encontrada somente no estado:
a) sólido;
b) líquido;
c) gasoso;
d) sólido e líquido;
e) líquido e gasoso.

II — Considere os valores t_1 e t_2 de temperatura e indique:
a) temperatura de fusão;
b) temperatura de ebulição;
c) temperatura de condensação;
d) temperatura de solidificação.

III — A passagem de **A** até **E** envolve absorção ou liberação de calor?

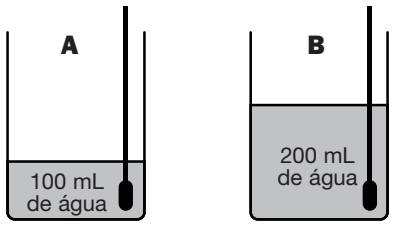
IV — A passagem de **F** até **J** envolve absorção ou liberação de calor?

Exercícios propostos

1. Sabendo que a temperatura de fusão do ferro, a 1 atm, é de 1 536 °C, e que ele é usado para produzir motores de automóveis e grelhas de churrasqueira, a previsão correta sobre a temperatura de um motor em funcionamento e do carvão em brasa na churrasqueira é:

a) maior que 1 536 °C.
b) menor que 1 536 °C.
c) igual a 1 536 °C.
Justifique sua resposta.

2. Dois copos, **A** e **B**, contendo respectivamente 100 mL e 200 mL de água destilada, são aquecidos uniformemente com a mesma fonte de calor.



Sendo t_A e t_B os **tempos** gastos para se iniciar a ebulição nos copos **A** e **B**; TE_A e TE_B as temperaturas de ebulição nos copos **A** e **B**, podemos afirmar:

a) $t_A = t_B$; $TE_A = TE_B$
b) $t_A < t_B$; $TE_A < TE_B$
c) $t_A > t_B$; $TE_A > TE_B$
d) $t_A > t_B$; $TE_A = TE_B$
e) $t_A < t_B$; $TE_A = TE_B$

3. (Unicamp-SP) Colocando-se água bem gelada num copo de vidro, em pouco tempo ele fica molhado por fora, devido à formação de minúsculas gotas de água.

Para explicar esse fenômeno, propuseram-se as duas hipóteses seguintes:

a) Se aparece água do lado de fora do copo, é porque o vidro não é totalmente impermeável. As moléculas de água, atravessando lentamente as paredes do vidro, vão formando minúsculas gotas.

b) Se aparece água do lado de fora do copo, deve haver vapor de água no ar. O vapor de água, entrando em contato com as paredes frias do copo, condensa-se em minúsculas gotas.

Qual hipótese explica o fenômeno? Justifique.

4. Numa bancada de laboratório temos cinco frascos fechados com rolha comum que contêm, separadamente, os líquidos seguintes:

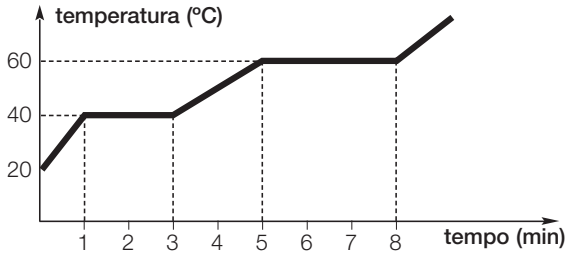
Frasco	Líquido	TF (1 atm)	TE (1 atm)
1	etanol	–112 °C	78 °C
2	n. pentano	–100 °C	36 °C
3	anilina	–6 °C	180 °C
4	benzeno	5 °C	80 °C
5	ácido acético	17 °C	120 °C

Num dia de muito calor, em determinado instante, ouve-se no laboratório um estampido, produzido pelo arremesso da rolha de um dos frascos para o teto.

De qual dos frascos foi arremessada a rolha?

a) 1 b) 2 c) 3 d) 4 e) 5

5. (MACK-SP)



Analisando o gráfico acima, referente ao aquecimento de uma substância sólida, podemos afirmar que:

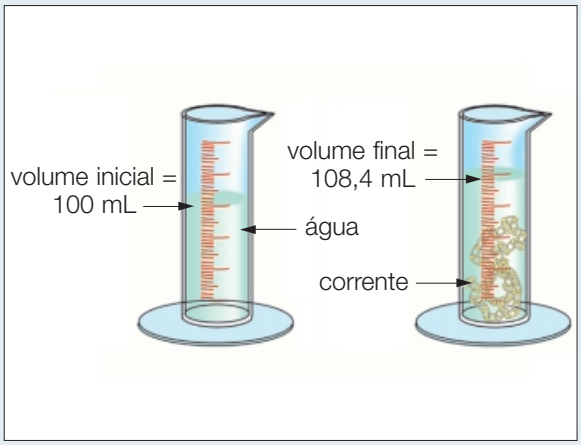
a) quando t = 2 minutos, tem-se um sistema monofásico.
b) quando t = 4 minutos, coexistem substância sólida e substância líquida.
c) em t = 1 inicia-se a liquefação da substância.
d) a substância tem ponto de fusão igual a 40 °C.
e) no intervalo de 5 a 8 minutos, a substância encontra-se totalmente na forma de vapor.

Exercícios de contexto

O texto a seguir deve ser usado para responder as questões de **1** a **4**.

João estava no ponto de ônibus quando foi abordado por um desconhecido, que lhe contou uma estória triste, cheia de desgraça, doenças, perda de emprego etc. Ao final da estória, o desconhecido ofereceu-lhe uma corrente de ouro 18 quilates, de massa igual a 76 g, por apenas R$ 50,00.

João, condoído e tentado pela oferta vantajosa, acabou comprando a corrente. Mais tarde, meio desconfiado, ele decidiu realizar o seguinte experimento para comprovar se a corrente era ou não de ouro 18 quilates:



Sabendo que a densidade do ouro 18 quilates é de 16,5 g/cm^3, responda às questões:

1. A corrente era realmente de ouro 18 quilates? Explique como você chegou a essa conclusão.

2. Por certo, a aparência da corrente contribuiu para a decisão de João, que se esqueceu ou desconhecia o fato de que um objeto pode ser recoberto por uma fina película de metal e, dessa forma, ter sua aparência alterada. Ba-

seado na tabela de densidade apresentada a seguir, qual dos metais apresentados deve ser o mais provável constituinte da corrente? Justifique sua resposta.

Metal	Densidade (g/cm³)
ferro	7,8
cobre	9,0
zinco	7,1
chumbo	11,0

3. O sistema formado pela corrente e a água é homogêneo ou heterogêneo? Quantas fases apresenta?

4. Sabendo que o ouro 18 quilates é formado por 75% de ouro e 25% de prata e cobre, em massa, identifique o gráfico que melhor representaria sua fusão:

Gráfico 1

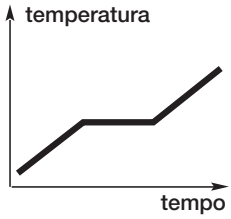
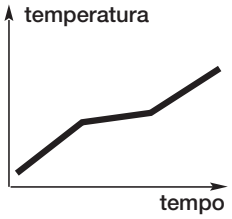


Gráfico 2



Justifique sua escolha.

PROCESSOS DE SEPARAÇÃO DE MISTURAS

ANÁLISE IMEDIATA

Na natureza, raramente encontramos substâncias puras. Assim, para obtermos uma determinada substância, é necessário usar métodos de separação. O conjunto de processos físicos que não alteram a natureza das substâncias é denominado **análise imediata**. Para cada tipo de mistura — heterogênea ou homogênea — usamos métodos diferentes.

Decantação

Processo utilizado para separar dois tipos de misturas heterogêneas.

a) **Líquido e sólido**

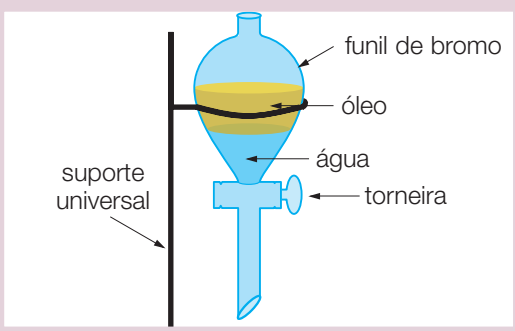


A fase sólida (barro), por ser mais densa, sedimenta-se, ou seja, deposita-se no fundo do recipiente, e a fase líquida pode ser transferida para outro frasco. A decantação é usada, por exemplo, nas estações de tratamento de água.

Béquer: usado para dissolução, aquecimento ou medidas pouco precisas de volume de líquidos.

Baqueta: usada para facilitar o escoamento de um frasco para o outro.

b) **Líquido e líquido**



O líquido mais denso permanece na parte inferior do funil e é escoado controlando-se a abertura da torneira.

Funil de bromo (separação): usado na separação de líquidos imiscíveis.

Suporte universal: dispositivo onde são acoplados, com a ajuda de **garras**, outros equipamentos usados na separação de misturas.

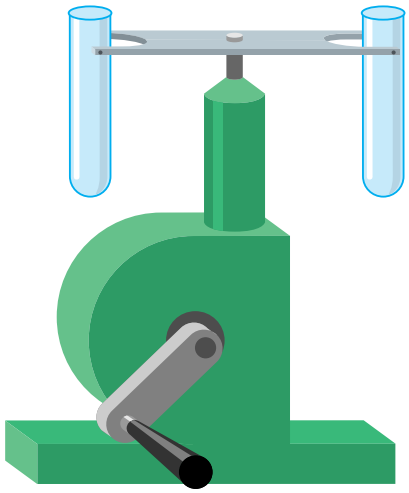
Centrifugação

É uma maneira de acelerar o processo de decantação envolvendo sólidos e líquidos realizada num aparelho denominado **centrífuga**. Na centrífuga, devido ao movimento de rotação, as partículas de maior densidade, por inércia, são arremessadas para o fundo do tubo.

Sérgio Luís Pereira



Ultracentrífuga.

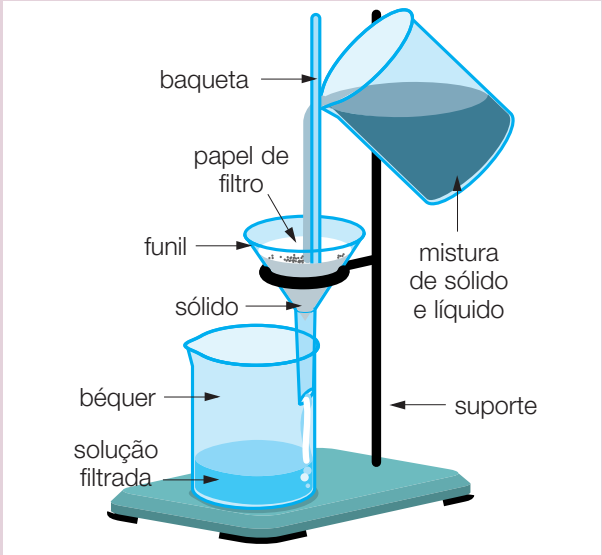


Centrífuga manual.

Filtração

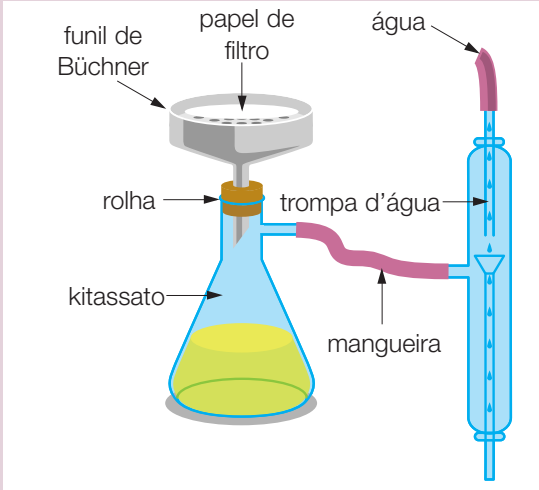
É utilizada para separar substâncias presentes em misturas heterogêneas envolvendo sólidos e líquidos.

Filtração simples



A fase sólida é retida no papel de filtro, e a fase líquida é recolhida em outro frasco.

Filtração a vácuo



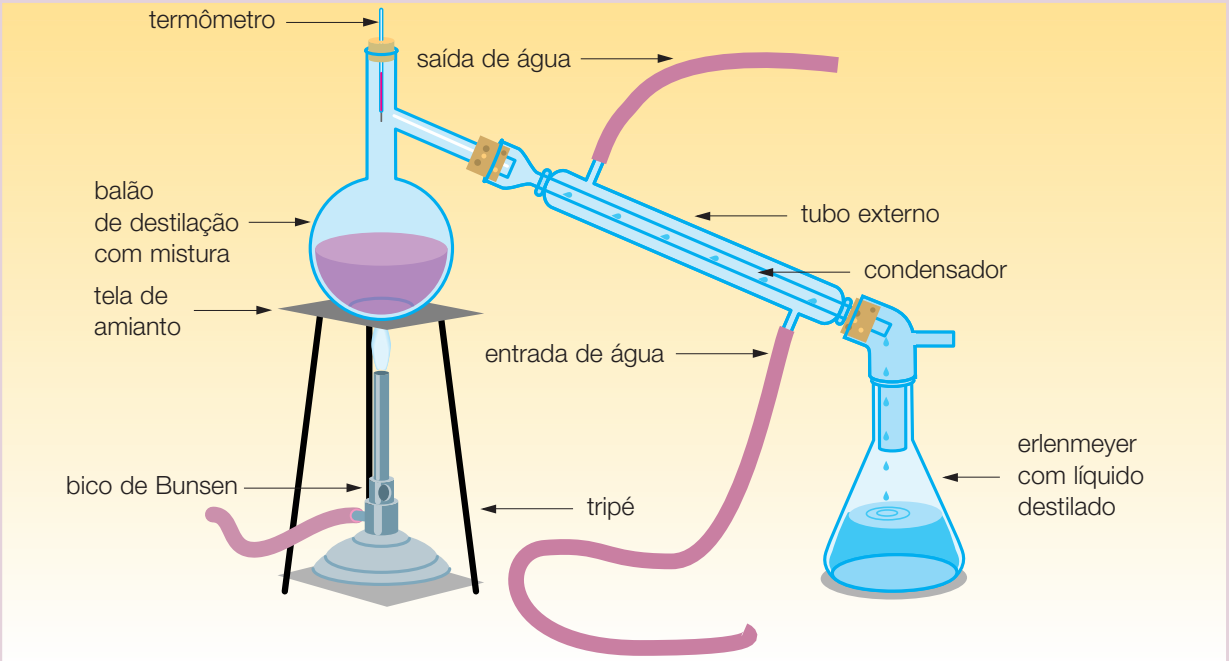
A água que entra pela trompa d'água arrasta o ar do interior do frasco, diminuindo a pressão interna do kitassato, o que torna a filtração mais rápida.

Funil: usado na separação de sólidos não-dissolvidos em líquido, com o uso de papel de filtro.
Funil de Büchner, **kitassato** e **trompa d'água**: são usados em conjunto na filtração a vácuo.

A filtração que envolve mistura de gás e sólido pode ser feita mediante o uso de aspirador de pó.

Destilação

É utilizada para separar cada uma das substâncias presentes em misturas homogêneas envolvendo sólidos dissolvidos em líquidos e líquidos miscíveis entre si.

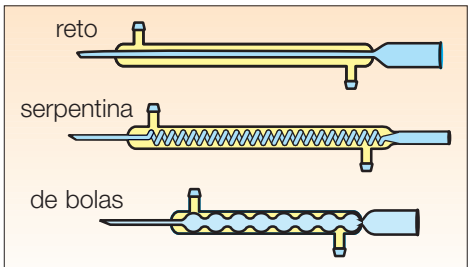


Na **destilação simples** de sólidos dissolvidos em líquidos, a mistura é aquecida, e os vapores produzidos no balão de destilação passam pelo condensador, onde são resfriados pela passagem de água corrente no tubo externo, se condensam e são recolhidos no erlenmeyer. A parte sólida da mistura, por não ser volátil, não evapora e permanece no balão de destilação.

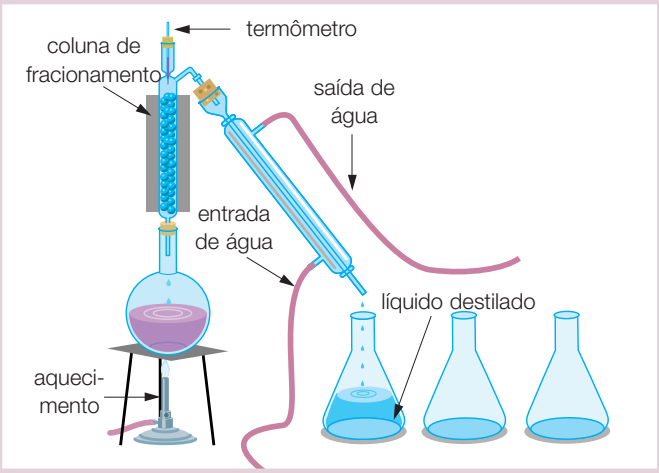
Balão de destilação: contém a mistura que, aquecida, libera vapores que saem pelo tubo lateral.

Condensador: por onde passam, se resfriam e se tornam líquidos os vapores que saem pelo tubo lateral do balão de destilação. Pode ser de vários tipos.

Erlenmeyer: é usado para recolher os líquidos destilados, dissolver substâncias mediante agitação e aquecer líquidos.



Tipos de condensadores.



Na **destilação fracionada**, são separados líquidos miscíveis cujas temperaturas de ebulição (TE) não sejam muito próximas. Durante o aquecimento da mistura, é separado, inicialmente, o líquido de menor TE; depois, o líquido com TE intermediária, e assim sucessivamente, até o líquido de maior TE. À aparelhagem da destilação simples é acoplada uma coluna de fracionamento.

Conhecendo-se a TE de cada líquido, pode-se saber, pela temperatura indicada no termômetro, qual deles está sendo destilado.



L E I T U R A

Obtenção dos principais componentes do ar

O método industrial utilizado para separar os componentes do ar seco é a destilação fracionada do ar líquido. Para torná-lo liquefeito, é preciso resfriá-lo a –200 °C — temperatura difícil de ser obtida. Pode-se também resfriar o ar de outra maneira: comprimindo-o e, em seguida, permitindo que se expanda rapidamente.

Uma vez liquefeito, o ar é introduzido em uma coluna de fracionamento, conforme mostra a figura ao lado.

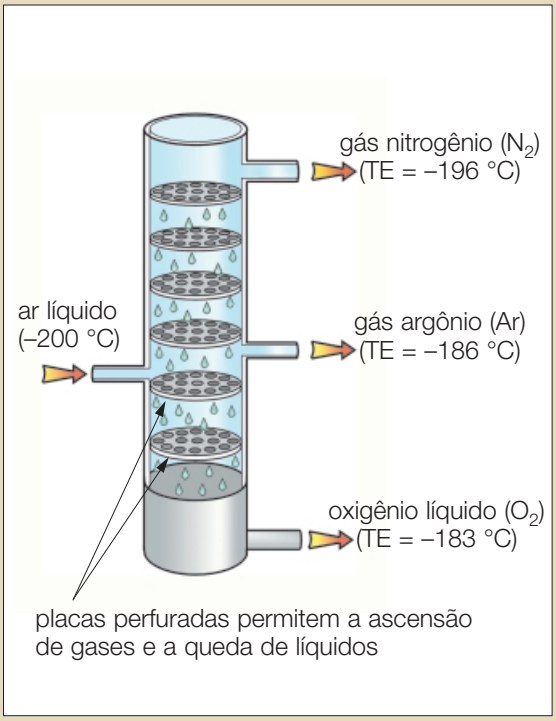
Após a separação dos componentes do ar, estes são armazenados em cilindros de aço e comercializados.

Vejamos em que podem ser usados:

O_2 — alimentação de combustão (queima), aparelhos de respiração artificial, produção de aço;

N_2 — produção de amônia, ácido nítrico e fertilizantes;

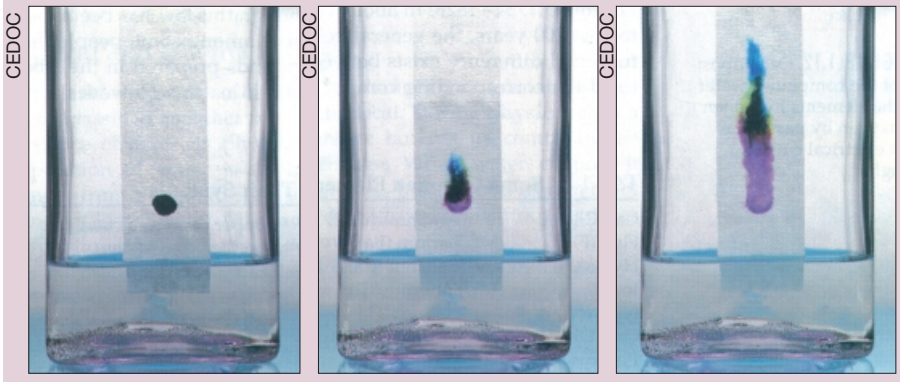
Ar — preenchimento de lâmpadas de filamento.



ANÁLISE CROMATOGRÁFICA OU CROMATOGRAFIA

Nesse processo, os componentes de uma mistura de sólidos em solução são separados e identificados pela cor. Um dos primeiros processos usados foi a cromatografia em papel.

Pinga-se uma gota da mistura a ser analisada numa extremidade de uma tira de papel de filtro. Depois de seca, essa extremidade do papel é colocada em contato com um solvente apropriado. À medida que o solvente é absorvido pela tira, os diferentes componentes da mistura "sobem" por ela com velocidades variadas. Assim, separados em diferentes regiões da tira de papel, os componentes da mistura podem ser devidamente identificados.



As fotos ao lado mostram a separação dos componentes de uma tinta preta.

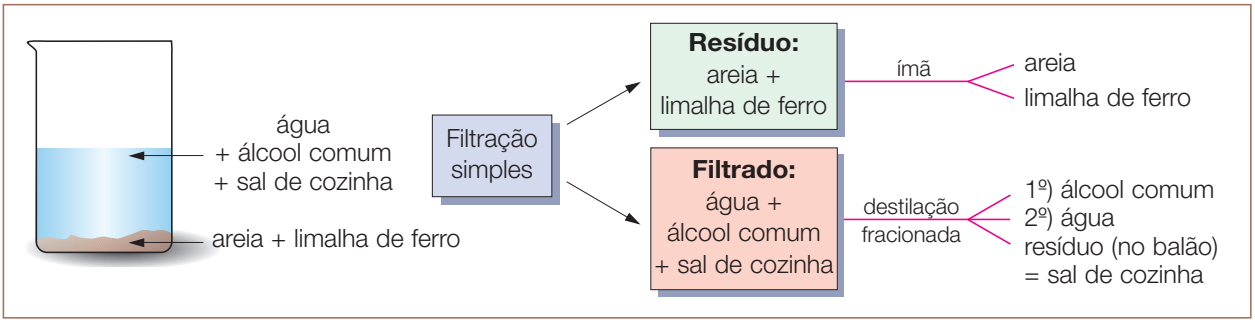
Esse processo, além de permitir a determinação do número de componentes presentes na mistura, possibilita também a identificação das substâncias. Para se conseguir essa identificação, comparam-se os resultados obtidos na cromatografia da mistura com os obtidos em experiências anteriores, feitas com substâncias puras.

EXERCÍCIO RESOLVIDO

Considere um sistema formado por água, areia, sal de cozinha dissolvido, limalha de ferro e álcool comum. Indique a seqüência mais adequada para a separação dos componentes deste sistema.

(**Dados**: TE das substâncias — água: 100 °C; álcool comum: 78,5 °C; sal de cozinha: 1 490 °C)

SOLUÇÃO



Exercícios de classe

1. (Cesgranrio-RJ) Numa das etapas do tratamento da água que abastece uma cidade, a água é mantida durante um certo tempo em tanques para que os sólidos em suspensão se depositem no fundo. A essa operação denominamos:
a) filtração.
b) sedimentação.
c) sifonação.
d) centrifugação.
e) cristalização.

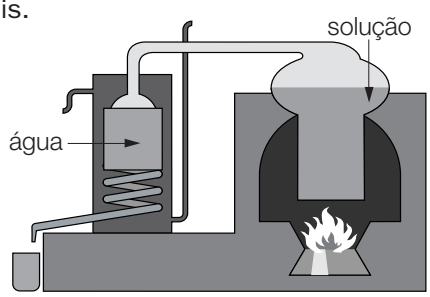
2. O "funil de bromo", também chamado de funil de decantação, é útil para separarmos uma mistura de:
a) água e glicose dissolvida.
b) água e álcool.
c) água e gasolina, dois líquidos imiscíveis.
d) água e areia.
e) areia e pó de ferro.

3. (Vunesp-SP) Na preparação do café, a água quente entra em contato com o pó e é separada no coador. As operações envolvidas nessa separação são, respectivamente:
a) destilação e decantação.
b) filtração e destilação.
c) destilação e coação.
d) extração e filtração.
e) extração e decantação.

4. (Unicamp-SP) Em uma república estudantil, um dos moradores deixou cair óleo comestível no recipiente que contém sal de cozinha. Considerando que o sal não é solúvel no óleo, mas solúvel em água, como será possível recuperar o sal e o óleo, deixando-os novamente em condições de uso?

5. (UNI-RIO) Uma mistura formada por gasolina, água, serragem e sal de cozinha pode ser separada nos seus diversos componentes seguindo-se as seguintes etapas:
a) filtração, decantação e destilação.
b) catação e decantação.
c) sublimação e destilação.
d) prensagem e decantação.
e) destilação e decantação.

6. O esquema a seguir mostra o tradicional alambique usado para preparar bebidas alcoólicas provenientes da fermentação de açúcares ou cereais.



Esquematize uma aparelhagem de laboratório que possa substituir o alambique, dê o nome de cada aparelho e explique sua utilização.

7. (UFV-MG) Duas amostras de uma solução aquosa do sal sulfato de cobre ($CuSO_4$), de coloração azul, foram submetidas às seguintes operações:
I — Filtração simples.
II — Destilação simples.
a) Qual a coloração do filtrado na operação **I**?
b) Qual a coloração do destilado na operação **II**?
c) Classifique o sistema obtido no filtrado na operação **I**.
d) Classifique o sistema obtido no destilado na operação **II**.

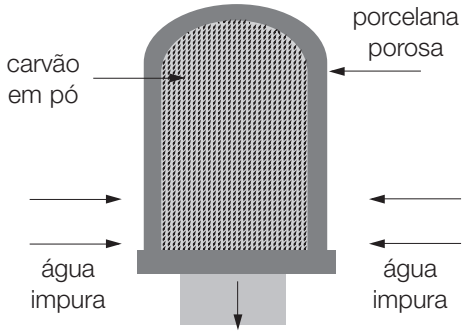
8. (Fuvest-SP) Uma mistura sólida é constituída de cloreto de prata ($AgC\ell$), cloreto de sódio ($NaC\ell$) e cloreto de chumbo ($PbC\ell_2$). A solubilidade desses sais, em água, está resumida na tabela a seguir:

Sal	Água fria	Água quente
$AgC\ell$	insolúvel	insolúvel
$NaC\ell$	solúvel	solúvel
$PbC\ell_2$	insolúvel	solúvel

Baseando-se nestes dados de solubilidade, esquematize uma separação desses três sais que constituem a mistura.

Exercícios propostos

1. As velas do filtro de água de uso doméstico têm o seguinte aspecto:

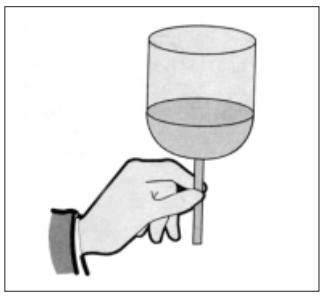


O carvão em pó (ativado) retém (adsorve) possíveis gases presentes na água.

a) O que deve ficar retido na parte externa da porcelana?

b) A água que sai da vela é uma substância pura?

2. Utilizando um fundo de garrafa plástica descartável, adaptado a uma mangueira, e com o auxílio dos dedos, conforme mostra o esquema abaixo, podemos separar uma mistura formada por ...., sendo que esse equipamento substitui de maneira rudimentar o .... . Identifique a alternativa que completa corretamente as lacunas:



a) água e sal dissolvido, funil de decantação.
b) água e óleo, condensador.
c) água e açúcar dissolvido, condensador.
d) água e óleo, funil de decantação.
e) água e barro, papel de filtro.

3. (Unicamp-SP) Em um acampamento, um estudante deixou cair na areia todo o sal de cozinha disponível. Entretanto, tendo conhecimento sobre separação de misturas, conseguiu recuperar praticamente todo o sal. Que operações este estudante pode ter realizado?

4. (UFRJ) Com a adição de uma solução aquosa de açúcar a uma mistura contendo querosene e areia, são vistas claramente três fases. Para separar cada componente da mistura final, a melhor seqüência é:

a) destilação, filtração e decantação.
b) cristalização, decantação e destilação.
c) filtração, cristalização e destilação.
d) filtração, decantação e destilação.
e) centrifugação, filtração e decantação.

5. (Unifor-CE) Um sólido **A** está totalmente dissolvido num líquido **B**. É possível separar o solvente **B** da mistura por meio de uma:

a) centrifugação.
b) sifonação.
c) decantação.
d) filtração.
e) destilação.

6. (Unicamp-SP) Têm-se as seguintes misturas:

I — areia e água.
II — álcool (etanol) e água.
III — sal de cozinha ($NaC\ell$) e água, neste caso uma mistura homogênea.

Cada uma dessas misturas foi submetida a uma filtração em funil com papel e, em seguida, o líquido resultante (filtrado) foi aquecido até sua total evaporação. Pergunta-se:

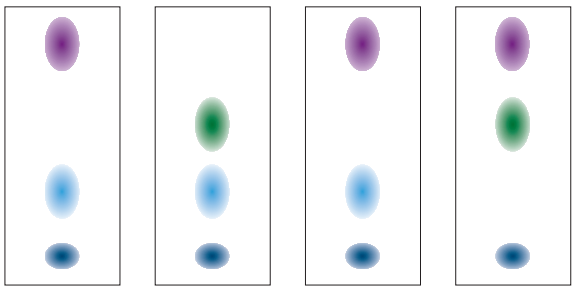
a) Qual mistura deixou um resíduo sólido no papel após a filtração? O que era esse resíduo?

b) Em qual caso apareceu um resíduo sólido após a evaporação do líquido? O que era esse resíduo?

7. (Unicamp-SP) Os gases nitrogênio, oxigênio e argônio, principais componentes do ar, são obtidos industrialmente por meio da destilação fracionada do ar liquefeito. Indique a seqüência de obtenção dessas substâncias neste processo de destilação fracionada. Justifique sua resposta. (**Dados**: Temperaturas de ebulição a 1,0 atm.)

argônio	–186
nitrogênio	–196
oxigênio	–183

8. Ao investigar um homicídio, em que a carta recebida pela vítima fora escrita com tinta envenenada, a polícia realizou cromatografia em papel para analisar a tinta das canetas de vários suspeitos. A ilustração a seguir mostra os resultados dessa análise:

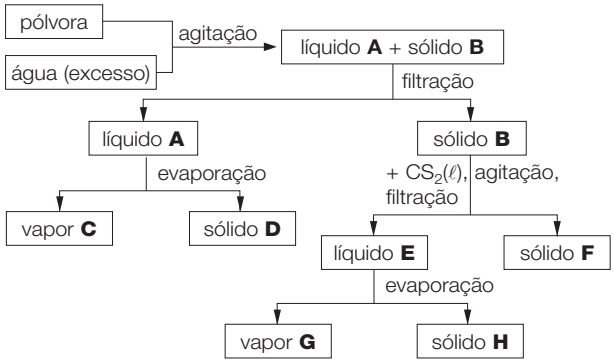


amostra da tinta envenenada | amostra de tinta da caneta da Sra. Kathya | amostra de tinta da caneta da Sra. Neuza | amostra de tinta da caneta da Sra. Clarinda

Quem cometeu o crime?

As questões **9** e **10** são referentes à separação dos componentes da pólvora negra (carvão, enxofre e salitre), representada pelo fluxograma a seguir.

Sabe-se que dos componentes da pólvora somente o salitre é solúvel na água e somente o enxofre é solúvel no sulfeto de carbono (CS_2, líquido).



9. Os componentes da pólvora estão representados no fluxograma, pelas letras:

	salitre	carvão	enxofre
a)	D	H	F
b)	H	F	D
c)	D	F	H
d)	F	D	H
e)	H	D	F

10. Dadas as afirmações:

I — O líquido **A** contém mais de uma fase.
II — O sólido **B** é uma mistura heterogênea.
III — A mistura (líquido **A** + sólido **B**) contém quatro componentes e duas fases.

Está(ão) correta(s) a(s) afirmação(ões):

a) I, II e III;
b) I e II, somente;
c) I e III, somente;
d) somente II;
e) nenhuma delas.



Faça você mesmo

I — Separação do sal da areia

Em um recipiente, misture 1 colher de sopa de sal e 1 colher de sopa de areia. Depois de misturá-los bem, adicione água ao recipiente e agite-os novamente com a colher. Em seguida, utilize papel de filtro de café para filtrar o sistema.

Observe o que ficou retido no filtro e o que passou através dele.

Depois, coloque mais água no filtro a fim de retirar todo o sal misturado com a areia. Reserve a solução aquosa de sal.

Que nome você daria a esse processo, considerando que foi dissolvido somente um dos componentes da mistura?

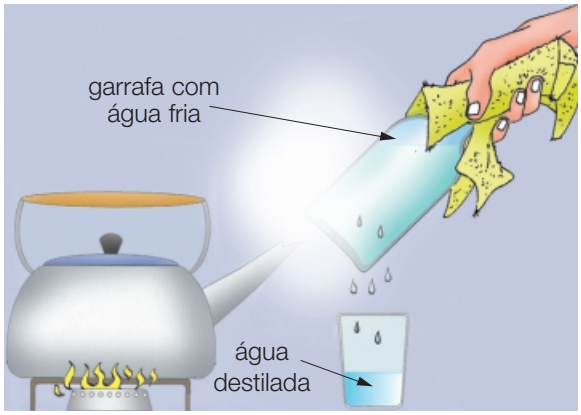
Como separar o sal da água usada para lavar a areia?

II — Para obter água de uma solução

Coloque, em uma chaleira, a solução aquosa de sal obtida no experimento **I**, a qual deve ser aquecida até sua completa evaporação. Para isso, monte um sistema, conforme indicado na ilustração ao lado. Segure a garrafa com um pano seco.

Ao final do experimento, o que restou na chaleira?

A água recolhida no copo é uma substância pura. Ela pode ser usada, por exemplo, para manter o nível da solução em uma bateria de automóveis.



TRANSFORMAÇÕES DA MATÉRIA

FENÔMENOS FÍSICOS E QUÍMICOS

Qualquer modificação que ocorra com a matéria é considerada um fenômeno: água em ebulição, massa do pão "crescendo", explosão de uma bomba etc.

Os fenômenos podem ser classificados em **físicos** ou **químicos**.

Fenômenos físicos: não alteram a natureza da matéria, isto é, a sua composição.

Nesses fenômenos, a forma, o tamanho, a aparência e o estado físico podem mudar, porém a constituição da substância não sofre alterações.

Os principais fenômenos físicos são as mudanças de estado físico.

Fenômenos químicos: alteram a natureza da matéria, ou seja, a sua composição.

Quando ocorre um fenômeno químico, uma ou mais substâncias se transformam e dão origem a novas substâncias. Então, dizemos que ocorreu uma **reação química**.

Veja o exemplo:





Fotos: Christof Gunkel

Quando você queima um pedaço de papel, constituído de celulose, ocorrem a formação de uma substância de cor preta (carvão) e, simultaneamente, a formação de fumaça, constituída principalmente de vapor d'água e gás carbônico. Essas novas substâncias foram formadas pela reação química entre a celulose e o oxigênio do ar.

Uma maneira bem simples de reconhecermos a ocorrência de um fenômeno químico é a observação **visual** de alterações que ocorrem no sistema.

A formação de uma nova substância está associada à:

1. **Mudança de cor**. Exemplos: queima de papel; cândida ou água de lavadeira em tecido colorido; queima de fogos de artifício.
2. **Liberação de um gás (efervescência)**. Exemplos: antiácido estomacal em água; bicarbonato de sódio (fermento de bolo) em vinagre.
3. **Formação de um sólido**. Exemplos: líquido de bateria de automóvel + cal de pedreiro dissolvida em água; água de cal + ar expirado pelo pulmão (gás carbônico).
4. **Aparecimento de chama ou luminosidade**. Exemplos: álcool queimando, luz emitida pelos vaga-lumes.

Porém, algumas reações ocorrem sem essas evidências visuais. A formação de novas substâncias é constatada pela mudança das propriedades físico-químicas.

EQUAÇÕES QUÍMICAS

Como já vimos, as substâncias são representadas por **fórmulas**, que indicam os elementos constituintes através de **símbolos**, e as quantidades de átomos através de **índices**.

As reações químicas são representadas por **equações químicas**, que mostram as fórmulas das substâncias participantes, em proporções adequadas.

Esquematicamente:

reagentes ⟶ produtos

Como uma reação é um rearranjo dos átomos, é necessário que:

Nº total de átomos dos reagentes = Nº total de átomos dos produtos

Sempre que o número total de átomos dos reagentes for igual ao dos produtos, diz-se que a equação está **balanceada**.

Veja um exemplo de equação química balanceada:

gás hidrogênio + gás oxigênio ⟶ água

reagentes ⟶ produtos

$2\ H_2 + O_2 \longrightarrow 2\ H_2O$



4 átomos de H | 2 átomos de O | 4 átomos de H, 2 átomos de O

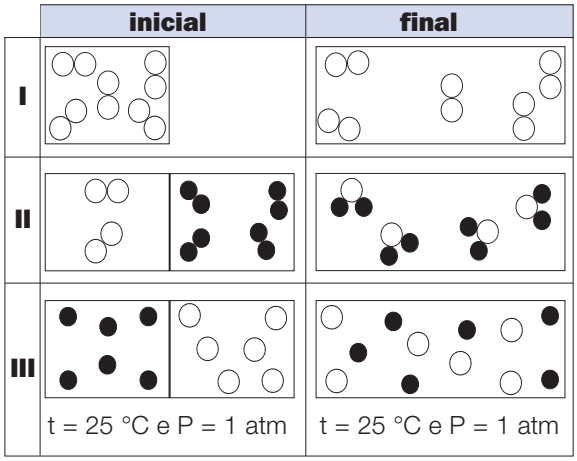
Os números colocados na frente das fórmulas, denominados **coeficientes**, indicam a quantidade de partículas que participam da reação.

Exercícios de classe

1. Classifique os fenômenos em físicos ou químicos:
a) secagem de roupa pendurada no varal;
b) desaparecimento de bolinhas de naftalina colocadas em armários;
c) produção do álcool a partir da cana-de-açúcar;
d) produção de vinho a partir da uva;
e) queima de um fósforo;
f) batida de carros;
g) explosão após uma batida de carros;
h) produção da gasolina a partir do petróleo;
i) queima da gasolina.

2. (UFMG) A alternativa que **não** envolve reação química é:
a) Caramelização do açúcar.
b) Combustão da lenha.
c) Dissolução em água de um comprimido efervescente.
d) Explosão da dinamite.
e) Precipitação da chuva.

3. (MACK-SP) Comparando as situações **inicial** e **final** nos sistemas **I**, **II** e **III**, observa-se:



a) a ocorrência de um fenômeno químico no sistema **I**.
b) a formação de uma mistura no sistema **II**.
c) uma mudança de estado no sistema **III**.
d) a formação de uma mistura no sistema **I**.
e) a ocorrência de um fenômeno químico no sistema **II**.

Exercícios propostos

1. (UFU-MG) A química está presente em nosso cotidiano sob as mais variadas maneiras. Ela está presente nos medicamentos, nos processamentos e conservação de alimentos, no preparo de uma refeição, nos fertilizantes agrícolas etc. A alternativa que apresenta um fenômeno químico é:

a) fusão de banha (gordura).
b) fragmentação de uma pedra de cloreto de sódio (sal de cozinha).
c) dissolução de açúcar em água.
d) queima de um cigarro.
e) evaporação de gasolina.

2. (UFSC) O(s) fenômeno(s) a seguir, que envolve(m) reação(ões) química(s), é(são)

(01) digestão dos alimentos.
(02) enferrujamento de uma calha.
(04) explosão da dinamite.
(08) fusão do gelo.
(16) queda da neve.
(32) combustão do álcool de um automóvel.
(64) sublimação da naftalina.

Indique a soma dos itens corretos.

3. (UFMG) Um estudante listou os seguintes processos como exemplos de fenômenos que envolvem reações químicas:

I — adição de álcool à gasolina;
II — fermentação da massa na fabricação de pães;
III — obtenção de sal por evaporação da água do mar;
IV — precipitação da chuva;
V — queima de uma vela.

O número de **erros** cometidos pelo estudante é:

a) 0. b) 1. c) 2. d) 3. e) 4.

4. (PUC-MG) Todos os fenômenos a seguir são químicos, **exceto**:

a) ação do fermento sobre a massa de pão;
b) combustão do magnésio;
c) comprimido efervescente dissolvido na água;
d) formação de azinhavre em objetos de cobre;
e) destilação da água.

5. (Cesgranrio-RJ) Dentre as transformações a seguir, indique a alternativa que apresenta um fenômeno químico:

a) Obtenção da amônia a partir de hidrogênio e nitrogênio.
b) Obtenção de gelo a partir da água pura.
c) Obtenção de oxigênio líquido a partir do ar atmosférico.
d) Solidificação da parafina.
e) Sublimação da naftalina.



EXERCÍCIOS GLOBALIZANTES

Leia o texto a seguir e, depois, resolva as questões:

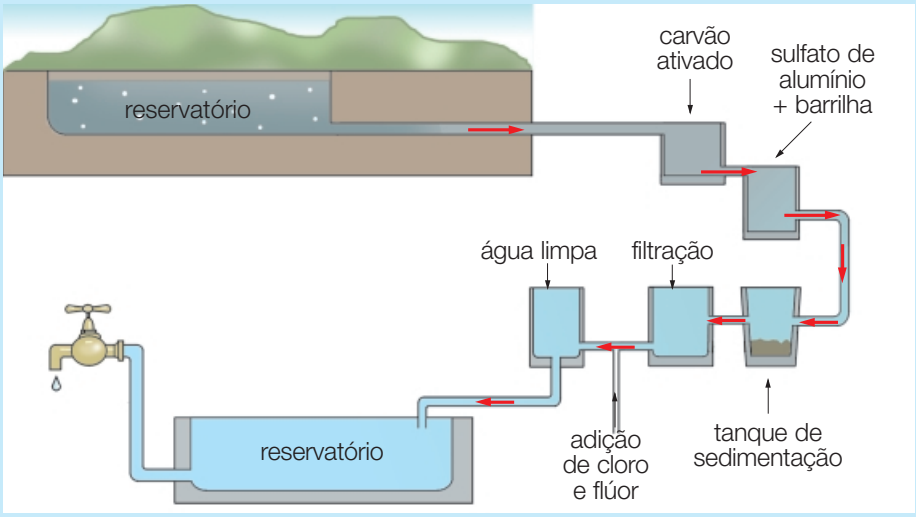
A água em nosso cotidiano

Para nos mantermos vivos, devemos ingerir, diariamente, de dois a três litros de água. A explicação para essa necessidade é simples: todos os nossos processos vitais ocorrem em solução aquosa.

Como a água chega em nossas casas

Quando as cidades eram pequenas vilas, não havia preocupação com a água, pois, geralmente, os povoados localizavam-se às margens de rios e lagos, os quais os supriam com água potável — e em abundância. Contudo, ao longo dos anos, o crescimento das cidades aumentou consideravelmente a quantidade de dejetos lançados em rios e lagos, o que originou uma série de problemas, tanto de ordem ambiental como os relacionados à saúde. Diante desse novo quadro, percebeu-se a necessidade de se desenvolver processos de tratamento da água, o que, de fato, aconteceu.

Observe o esquema a seguir:



Ao sair do reservatório, a água passa por um tanque, que contém carvão ativado, o qual retém, na sua superfície (adsorção), substâncias responsáveis por odores e gostos desagradáveis. Em seguida, já em outro tanque, a água recebe adição de sulfato de alumínio ($A\ell_2(SO_4)_3$), barrilha (Na_2CO_3) ou cal virgem (CaO), que formam flocos. As impurezas que passaram pelo primeiro tanque aderem-se a esses flocos, resultando em estruturas maiores e de maior massa, as quais se decantam ao passarem pelo próximo tanque — o de sedimentação.

Antes de ser enviada às residências, a água passa por um outro tanque, no qual é filtrada. Em seguida, recebe cloro, que elimina microorganismos, como as bactérias; e flúor — importante na prevenção de cáries.

Como a água é usada nas residências

Da água que sai das estações de tratamento, somente 10% é usada em residências; os 90% restantes são utilizados em outras atividades, como na indústria e na agricultura.

Nas grandes cidades, cada pessoa consome, em média, 180 litros/dia de água.

Nos centros urbanos, a água utilizada retorna ao meio ambiente contendo uma grande quantidade de resíduos líquidos e sólidos — o esgoto, o qual é recolhido por um sistema de canos. Por conter tais resíduos e em grande quantidade, o retorno da água aos rios, lagos e reservatórios deve ser precedido de tratamento.

1. Observe as fórmulas dos compostos citados no texto (sulfato de alumínio, barrilha e cal virgem) e indique o número de elementos e o número de átomos presentes em cada fórmula.

2. As substâncias mencionadas na questão anterior são classificadas como substâncias simples ou compostas?

3. Dentre as "águas" a seguir:
a) água não-potável,
b) água destilada,
c) água potável,
d) água de rios,
e) água dos mares,
qual(is) é(são) considerada(s) substância(s) pura(s)? Justifique.

Represente um gráfico de mudança de estado para cada item mencionado.

4. Que nome é dado ao processo utilizado para separar substâncias sólidas não-dissolvidas na água?

5. Qual a diferença entre água potável e água não-potável?

6. Por que, atualmente, o tratamento da água é necessário?

7. Qual a finalidade da adição de cloro à água?

8. Em vários meios de comunicação são veiculados anúncios do tipo "Não desperdice água". Qual a finalidade e a necessidade dessas campanhas?

9. Qual deve ser a nossa contribuição para diminuir a poluição das águas?

10. Escreva as equações químicas que representam as reações a seguir. Indique os reagentes e os produtos.

I — a cal virgem (CaO) reage com a água, originando a cal apagada [$Ca(OH)_2$];

II — o sulfato de alumínio reage com a barrilha, originando sulfato de sódio (Na_2SO_4) e hidróxido de alumínio [$A\ell(OH)_3$].

UNIDADE 3

A estrutura do átomo

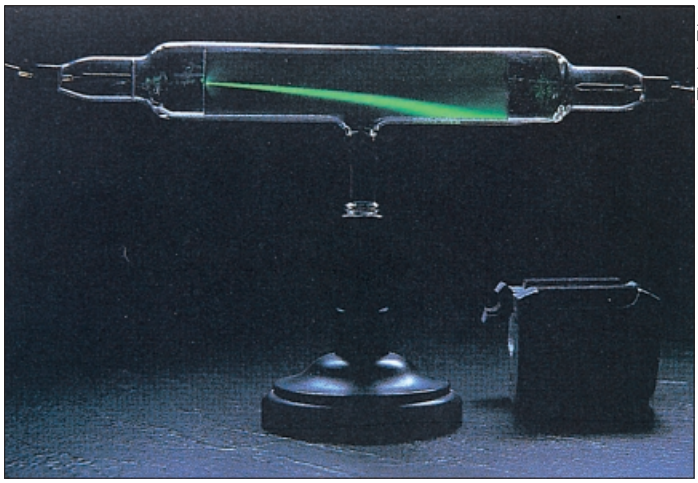
A DESCOBERTA DO ÁTOMO

Após Dalton ter apresentado sua teoria atômica, em 1808, na qual sugeria que os átomos eram indivisíveis, maciços (rígidos) e esféricos, vários cientistas realizaram diversos experimentos que demonstraram que os átomos são constituídos por partículas ainda menores, subatômicas.

A DESCOBERTA DAS PARTÍCULAS SUBATÔMICAS

O elétron (e)

Em 1897, Joseph John Thomson (1856-1940) conseguiu demonstrar que o átomo não é indivisível, utilizando uma aparelhagem denominada tubo de raios catódicos.



Thales Trigo

Dentro do tubo de vidro havia, além de uma pequena quantidade de gás, dois eletrodos ligados a uma fonte elétrica externa. Quando o circuito era ligado, aparecia um feixe de raios provenientes do cátodo (eletrodo negativo), que se dirigia para o ânodo (eletrodo positivo). Esses raios eram desviados na direção do pólo positivo de um campo elétrico.

Com base nesse experimento, Thomson concluiu que:

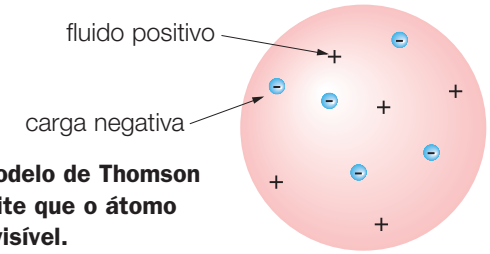
a) os raios eram partículas (corpúsculos) menores que os átomos;

b) os raios apresentavam carga elétrica negativa. Essas partículas foram denominadas elétrons (e).



Christof Gunkel

O tubo da tela de televisão é uma versão complexa de um tubo de raios catódicos. Embora a televisão já fosse, em 1927, uma realidade em laboratório, somente em 1947 receptores de TV foram produzidos em escala industrial para uso doméstico.



O modelo de Thomson admite que o átomo é divisível.

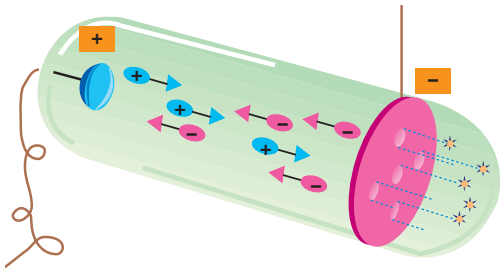
Thomson propôs então um novo modelo, denominado **pudim de passas**:

"O átomo é maciço e constituído por um fluido com carga elétrica positiva, no qual estão dispersos os elétrons".

Como um todo, o átomo seria eletricamente neutro.

O próton (p)

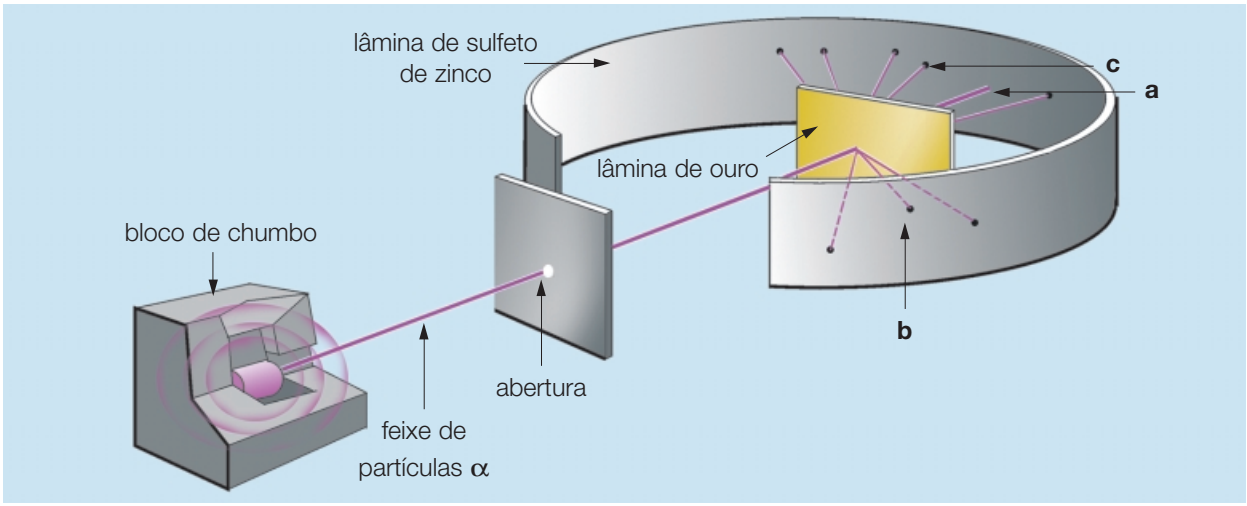
Em 1886, o físico alemão Eugen Goldstein, usando uma aparelhagem semelhante à de Thomson, observou o aparecimento de um feixe luminoso no sentido oposto ao dos elétrons. Concluiu que os componentes desse feixe deveriam apresentar carga elétrica positiva.



Posteriormente, em 1904, Ernest Rutherford, ao realizar o mesmo experimento com o gás hidrogênio, detectou a presença de partículas com carga elétrica positiva ainda menores, as quais ele denominou **prótons** (p). A massa de um próton é aproximadamente 1 836 vezes maior que a de um elétron.

A experiência de Rutherford

Para verificar se os átomos eram maciços, Rutherford bombardeou uma finíssima lâmina de ouro (de aproximadamente 0,0001 cm) com pequenas partículas de carga elétrica positiva, denominadas partículas alfa (α), emitidas por um material radioativo.

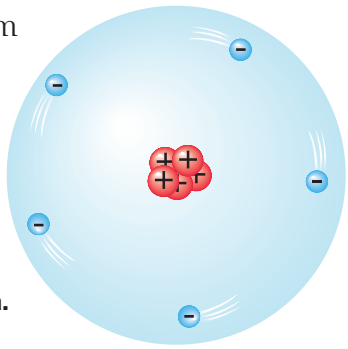


As observações feitas durante o experimento levaram Rutherford a tirar uma série de conclusões:

Observação	Conclusão
a) A maior parte das partículas α atravessava a lâmina sem sofrer desvios.	A maior parte do átomo deve ser vazio. Nesse espaço (eletrosfera) devem estar localizados os elétrons.
b) Poucas partículas α (1 em 20 000) não atravessavam a lâmina e voltavam.	Deve existir no átomo uma pequena região onde está concentrada sua massa (o núcleo).
c) Algumas partículas α sofriam desvios de trajetória ao atravessar a lâmina.	O núcleo do átomo deve ser positivo, o que provoca uma repulsão nas partículas α (positivas).

A comparação do número de partículas α que atravessavam a lâmina com o número de partículas α que voltavam levou Rutherford a concluir que o raio do átomo é 10 mil vezes maior que o raio do núcleo.

A partir dessas conclusões, Rutherford propôs um novo modelo atômico, semelhante ao sistema solar.



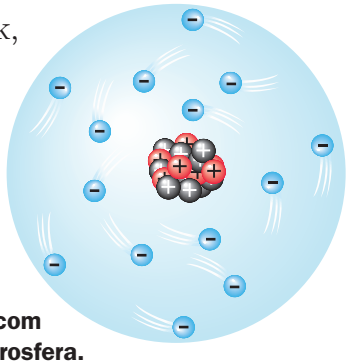
A ilustração mostra um átomo contendo 5 prótons no núcleo e 5 elétrons na eletrosfera.

O nêutron (n)

Essas partículas foram descobertas em 1932 por Chadwick, durante experiências com material radioativo. Ele as denominou **nêutrons**.

Os nêutrons estão localizados no núcleo e apresentam massa muito próxima à dos prótons, mas não têm carga elétrica.

O modelo atômico mais utilizado até hoje é o de Rutherford, com a inclusão dos nêutrons no núcleo.



Núcleo formado por prótons e nêutrons com elétrons girando na eletrosfera.

	Partícula	Massa relativa (u)	Carga relativa (uce)
Núcleo	Nêutrons	1	0
	Prótons	1	+1
Eletrosfera	Elétrons	$\frac{1}{1\,836} \cong 0$	−1

Teoria dos quarks

Hoje considera-se que as únicas partículas elementares constituintes da matéria são os quarks e os léptons.

Quarks

Interagem fortemente entre si formando outras partículas mais complexas: os hardrons (prótons, nêutrons).

Existem somente três tipos de quarks estáveis e somente dois entram na composição da matéria.

	carga (uce)
up	+2/3
down	−1/3
strange	−1/3

Um próton seria formado por: 2 *up* (+2/3) = +4/3; 1 *down* (−1/3) = −1/3 } (+1)

e um nêutron seria formado por: 1 *up* (+2/3) = +2/3; 2 *down* (−1/3) = −2/3 } 0

Léptons

São partículas pequenas e leves em comparação com os quarks, e suas interações são fracas.

Existem quatro tipos de léptons (elétron, muon, tauon, com carga (−1), e pósitron, com carga (+1)).

PRINCIPAIS CARACTERÍSTICAS DO ÁTOMO

NÚMERO ATÔMICO (Z)

Em 1913, ao realizar experiências de bombardeamento de vários elementos químicos com raios X, Moseley percebeu que o comportamento de cada elemento químico estava relacionado com a quantidade de cargas positivas existentes no seu núcleo.

Assim, a carga do núcleo, ou seu número de prótons, é a grandeza que caracteriza cada elemento, sendo este número denominado **número atômico**.

Número atômico (Z): o número que indica a quantidade de prótons existentes no núcleo de um átomo.

$Z = n^{o}$ de prótons

Como os átomos são sistemas eletricamente neutros, o **número** de **prótons** é **igual** ao de **elétrons**.

Vejamos alguns exemplos:

cloro (Cℓ) Z = 17 ⟶ prótons = 17, elétrons = 17.
sódio (Na) Z = 11 ⟶ prótons = 11, elétrons = 11.

NÚMERO DE MASSA (A)

Número de massa (A): a soma do número de prótons (p) com o número de nêutrons (n) presentes no núcleo de um átomo.

$A = p + n$

Como tanto o número de prótons (p) quanto o de nêutrons (n) são inteiros, o número de massa (A) sempre será um número inteiro.

O número de massa é, na verdade, o que determina a massa de um átomo, pois os elétrons são partículas com massa desprezível, não tendo influência significativa na massa dos átomos.

Vejamos alguns exemplos:

$$\text{Ca} \begin{cases} Z = 20 \Rightarrow p = 20 \\ A = 40 \end{cases} \qquad \begin{matrix} A = p + n \\ 40 = 20 + n \end{matrix} \qquad n = 20$$

$$\text{C}\ell \begin{cases} Z = 17 \Rightarrow p = 17 \\ A = 35 \end{cases} \qquad \begin{matrix} A = p + n \\ 35 = 17 + n \end{matrix} \qquad n = 18$$

ELEMENTO QUÍMICO

Elemento químico: é o conjunto formado por átomos de mesmo número atômico (Z).

Atualmente, conhecemos um total de 115 elementos químicos, entre naturais e artificiais, com números atômicos variando de 1 a 118.

A cada **elemento químico** corresponde um **número atômico (Z)** que o identifica.

De acordo com a IUPAC (sigla em inglês da União Internacional de Química Pura e Aplicada), ao representar um elemento químico, devem-se indicar, junto ao seu símbolo, seu número atômico e seu número de massa.

Uma forma esquemática dessa representação é a seguinte:

$$^{A}_{Z}X \quad \text{ou} \quad {}_{Z}X^{A}$$

Vejamos um exemplo:

$$\begin{matrix} A = 23 \\ Z = 11 \end{matrix} \; Na \left\{ \begin{array}{l} p = 11 \\ n = A - Z \\ n = 12 \end{array} \right.$$

ÍONS

Os átomos apresentam a capacidade de ganhar ou perder elétrons, formando novos sistemas, eletricamente carregados, denominados **íons**.

Íon: a espécie química que apresenta o número de prótons diferente do número de elétrons.

Os átomos, ao ganharem ou perderem elétrons, originam dois tipos de íons:

- íons positivos = **cátions**;
- íons negativos = **ânions**.

Íons positivos ou cátions

Os cátions formam-se quando um átomo perde um ou mais elétrons, resultando num sistema eletricamente positivo, em que o número de prótons é maior que o número de elétrons.

Aplicando essa definição ao átomo de magnésio (Mg), que apresenta Z = 12, temos:

$$_{12}Mg \xrightarrow{\text{perde 2 } e^-} {}_{12}Mg^{2+}$$

p = 12 ⇒ 12 cargas positivas = +12
e = 12 ⇒ 12 cargas negativas = –12
carga elétrica total = 0

p = 12 ⇒ 12 cargas positivas = +12
e = 10 ⇒ 10 cargas negativas = –10
carga elétrica total = +2

A espécie química Mg^{2+} é denominada **cátion bivalente** ou **íon bivalente positivo**.

Íons negativos ou ânions

Os ânions formam-se quando um átomo ganha ou recebe um ou mais elétrons, resultando num sistema eletricamente negativo, em que o número de prótons é menor que o número de elétrons.

Aplicando essa definição ao átomo de flúor (F), que apresenta Z = 9, temos:

$$_9F \xrightarrow{\text{ganha 1 } e^-} {}_9F^-$$

$p = 9 \Rightarrow 9$ cargas positivas $= +9$
$e = 9 \Rightarrow 9$ cargas negativas $= -9$
carga elétrica total $= 0$

$p = 9 \Rightarrow 9$ cargas positivas $= +9$
$e = 10 \Rightarrow 10$ cargas negativas $= -10$
carga elétrica total $= -1$

A espécie química F^- é denominada **ânion monovalente** ou **íon monovalente negativo**.

SEMELHANÇAS ATÔMICAS

Isótopos

Isótopos: são átomos que apresentam o mesmo número atômico (**Z**), por pertencerem ao mesmo elemento químico, mas diferentes números de massa (**A**).

A maioria dos elementos químicos é constituída por uma mistura de isótopos, os quais podem ser encontrados, na natureza, em proporção praticamente constante.

Veja, a seguir, os isótopos naturais de alguns elementos químicos e as proporções nas quais eles são encontrados:

Elementos	Carbono			Oxigênio			Potássio		
Representação	$^{12}_{6}C$	$^{13}_{6}C$	$^{14}_{6}C^*$	$^{16}_{8}O$	$^{17}_{8}O$	$^{18}_{8}O$	$^{39}_{19}K$	$^{40}_{19}K^*$	$^{41}_{19}K$
Abundância (%)	98,89	1,11	traços**	99,7	0,04	0,2	93,30	0,01	6,70

* Isótopos radioativos.
** Traços = quantidade muito pequena.

O único elemento químico cujos isótopos apresentam nome próprio é o hidrogênio (H), que é formado pelos seguintes isótopos naturais:

Representação	Nomes	Abundância (%)
$^{1}_{1}H$	hidrogênio leve; hidrogênio comum; prótio	99,985
$^{2}_{1}H$	deutério	0,015
$^{3}_{1}H^*$	trítio; tricério; tritério	10^{-7}

* O trítio é radioativo.

Isóbaros

Isóbaros: são átomos que apresentam diferentes números atômicos (**Z**), mas mesmo número de massa (**A**).

Exemplos:

$^{40}_{20}Ca$ { 20 p; 20 e; 20 n }

$^{40}_{18}Ar$ { 18 p; 18 e; 22 n }

Os isóbaros pertencem, portanto, a elementos químicos diferentes.

Isótonos

Isótonos: são átomos que apresentam o mesmo número de nêutrons (**n**), mas diferentes números atômicos (**Z**) e de massa (**A**).

Exemplos:

$^{14}_{7}N$ { 7 p, 7 e, 7 n } $^{13}_{6}C$ { 6 p, 6 e, 7 n }

Isoeletrônicos

Isoeletrônicos: átomos e íons que apresentam a mesma quantidade de elétrons.

Exemplos:

$^{23}_{11}Na^{+}$ { 11 p, 10 e, 12 n } $^{16}_{8}O^{2-}$ { 8 p, 10 e, 8 n } $^{20}_{10}Ne$ { 10 p, 10 e, 10 n }

Isótopos radioativos

Alguns isótopos emitem determinados tipos de radiação e, por isso, são conhecidos por radioisótopos.

Os radioisótopos podem ser usados na Medicina no estudo de certas doenças e distúrbios fisiológicos. Administrados ao paciente, têm a propriedade de se concentrar em determinados órgãos ou tipos específicos de células e permitem, pela sua detecção, determinar a existência de possíveis alterações.

Vejamos abaixo alguns exemplos de radioisótopos utilizados em Medicina.

Isótopo	Aplicação
^{51}Cr	Estudo das hemácias
^{131}I	Estudo da tireóide
^{201}Ti	Mapeamento do coração
^{99}Tc	Mapeamento de cérebro, fígado, rins, coração
^{18}F	Mapeamento ósseo

Outro isótopo radioativo, o iodo-123, quando injetado no organismo em pequenas quantidades, permite-nos obter imagens do cérebro.

Exercícios de classe

1. O primeiro modelo científico para o átomo foi proposto por Dalton, em 1808. Esse modelo poderia ser comparado com:
a) uma bola de tênis.
b) uma bola de futebol.
c) uma bola de pingue-pongue.
d) uma bola de bilhar.
e) uma bexiga cheia de ar.

2. Relacione os nomes dos cientistas às alternativas a seguir:
• Demócrito • Thomson • Rutherford
• Dalton • Chadwick
a) É o descobridor do nêutron.
b) Seu modelo atômico era semelhante a uma bola de bilhar.
c) Seu modelo atômico era semelhante a um pudim de passas.
d) Foi o primeiro a utilizar a palavra **átomo**.
e) Criou um modelo para o átomo semelhante ao sistema solar.

3. O elétron foi descoberto por Thomson no final do século XIX. Quais as características gerais do modelo atômico proposto por ele?

4. Faça uma crítica à afirmação:
"O modelo atômico clássico criado por Rutherford, em 1911, é considerado o modelo definitivo para o átomo."

5. Indique o número de prótons, nêutrons e elétrons presentes em cada átomo dos seguintes elementos:
$^{12}_{6}C$ $^{19}_{9}F$ $^{56}_{26}Fe$

6. Considere a representação:
$^{7}_{3}Li$
O átomo assim representado apresenta quanto(as):
a) prótons?
b) nêutrons?
c) elétrons?
d) partículas nucleares?
e) partículas na parte periférica do átomo?
f) partículas com carga elétrica positiva?
g) partículas com carga elétrica negativa?
h) partículas sem massa?
i) partículas fundamentais que formam um átomo deste elemento?

7. Um dos principais poluentes atmosféricos é o monóxido de carbono (CO). Determine o número de prótons, nêutrons e elétrons existentes em uma molécula desse poluente.
Dados: C (Z = 6) (A = 12); O (Z = 8) (A = 16)

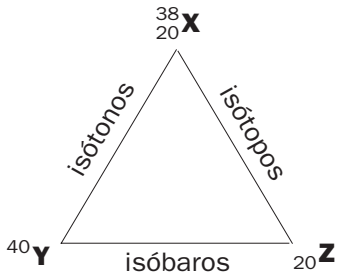
8. Determine o número de prótons, nêutrons e elétrons presentes em cada íon:
$^{19}_{9}F^{-}$ $^{32}_{16}S^{2-}$ $^{56}_{26}Fe^{2+}$ $^{56}_{26}Fe^{3+}$

9. Os átomos **M** e **N** são isóbaros e apresentam as seguintes características:
$^{5x}_{10+x}M$ $^{4x+8}_{11+x}N$
Determine os números atômicos e os números de massa de **M** e **N**.

10. **X** é
- Isótopo do $^{41}_{20}Ca$
- Isótono do $^{41}_{19}K$

Determine o número de massa de **X**.

11. (UFSC) Considerando as relações entre os átomos, indicadas no esquema a seguir,



pode-se afirmar que o(s) número(s):
I — de massa de **Y** é 40.
II — de massa de **Z** é 20.
III — de prótons de **Y** é 22.
IV — de nêutrons de **X** é 20.
V — de prótons de **Z** é 22.
VI — de nêutrons de **Y** é 20.
VII — de nêutrons de **Z** é 20.

12. Considere as representações:
$^{11x+15}_{3x+32}R$ $^{12x-2}_{5x-8}S$ $^{10x+35}_{4x+10}T$
Sabendo que **R** e **S** são isótopos, determine os números atômicos (**Z**) e os números de massa (**A**) de **R**, **S** e **T**.

13. (FEI-SP) São dadas as seguintes informações relativas aos átomos **Y** e **Z**:
I — **X** é isóbaro de **Y** e isótono de **Z**.
II — **Y** tem número atômico 56, número de massa 137 e é isótopo de **Z**.
IIII — O número de massa de **Z** é 138.
O número atômico de **X** é:
a) 53. d) 56.
b) 54. e) 57.
c) 55.

14. (UFPR) O jornal *Folha de São Paulo* publicou, em 19/06/94, matéria sobre empresas norte-americanas que estavam falsificando suco de laranja. O produto, vendido como puro, estava sendo diluído com água. A fraude foi descoberta através de medidas de teores de isótopos de oxigênio (^{16}O e ^{18}O). O isótopo mais pesado fica um pouco mais concentrado na água presente nas plantas em crescimento do que nas águas oriundas de fontes não biológicas. Considere as afirmações:

I — Os números atômicos destes isótopos são iguais.

II — O número de massa de ^{16}O é 16 e indica a soma do número de prótons e de elétrons existentes no átomo.

III — O número de nêutrons nos isótopos acima é 16 e 18, respectivamente.

IV — A distribuição eletrônica de ^{16}O é igual à de ^{18}O.

V — O suco puro deve conter maior quantidade de ^{18}O.

Quais são corretas?

a) apenas I e II
b) apenas I e III
c) apenas II e IV
d) apenas I, II e V
e) apenas I, IV e V

Exercícios propostos

1. (Fuvest-SP) Há cerca de 100 anos, J. J. Thomson determinou, pela primeira vez, a relação entre a massa e a carga do elétron, o que pode ser considerado como a descoberta do elétron. É reconhecida como uma contribuição de Thomson ao modelo atômico:

a) o átomo ser indivisível.
b) a existência de partículas subatômicas.
c) os elétrons ocuparem níveis discretos de energia.
d) os elétrons girarem em órbitas circulares ao redor do núcleo.
e) o átomo possuir um núcleo com carga positiva e uma eletrosfera.

2. (UFSC) Na famosa experiência de Rutherford, no início do século XX, com a lâmina de ouro, o(s) fato(s) que (isoladamente ou em conjunto) indicava(m) o átomo possuir um núcleo pequeno e positivo foi(foram):

(01) As partículas alfa teriam cargas negativas.
(02) Ao atravessar a lâmina, uma maioria de partículas alfa sofreria desvio de sua trajetória.
(04) Um grande número de partículas alfa não atravessaria a lâmina.
(08) Um pequeno número de partículas alfa, ao atravessar a lâmina, sofreria desvio de sua trajetória.
(16) A maioria das partículas alfa atravessaria os átomos da lâmina sem sofrer desvio de sua trajetória.

Indique a soma dos itens corretos.

3. (UCDB-MT) No modelo atômico de Rutherford, os átomos são constituídos por um núcleo com carga ...., onde .... estaria concentrada. Ao redor do núcleo estariam distribuídos os .... . A alternativa que completa corretamente a frase é:

a) negativa — toda a massa — elétrons.
b) positiva — metade da massa — elétrons.
c) positiva — toda a massa — elétrons.
d) negativa — toda a massa — nêutrons.
e) positiva — toda a massa — nêutrons.

4. As três partículas fundamentais que compõem um átomo são: prótons, nêutrons e elétrons.
Considere um átomo de um elemento **X**, que é formado por 18 partículas fundamentais e que nesse átomo o número de prótons é igual ao número de nêutrons. A melhor representação do número atômico e do número de massa do átomo **X** é:

a) $^{18}_{6}X$.
b) $^{18}_{9}X$.
c) $^{24}_{12}X$.
d) $^{12}_{6}X$.
e) $^{24}_{9}X$.

5. (Fuvest-SP) Quais as semelhanças e as diferenças entre os isótopos de césio $^{133}_{55}Cs$ (estável) e $^{137}_{55}Cs$ (radioativo), com relação ao número de prótons, nêutrons e elétrons?

6. (Covest-PE — mod.) Observe a tabela.

Elemento	nº de prótons	nº de elétrons	nº de nêutrons	nº de massa
Th	**a**	90	**c**	232
Cℓ	17	**b**	19	**d**

Lendo da esquerda para a direita, formar-se-á, com os números indicados, a seguinte seqüência **a**, **b**, **c** e **d**:

a) 90, 142, 17, 36.
b) 142, 90, 19, 36.
c) 142, 90, 36, 17.
d) 90, 142, 36, 17.
e) 89, 152, 7, 36.

7. Sabendo-se que o gás clorídrico (HCℓ) tem suas moléculas formadas pela união de um átomo de hidrogênio com um átomo de cloro e que seus elementos apresentam os seguintes isótopos:

$^{1}_{1}H$ $^{2}_{1}H$ $^{3}_{1}H$ e $^{35}_{17}C\ell$ $^{37}_{17}C\ell$

determine qual a menor e qual a maior massa para uma molécula de HCℓ.

8. Recentemente foi sintetizada uma nova forma alotrópica do carbono, de fórmula C_{60}, chamada Buckminsterfulereno ou simplesmente fulereno, ou ainda buckybola ou futeboleno. Esta forma alotrópica é diferente do diamante e do grafite.
Se considerarmos uma molécula do C_{60}, determine a relação entre o número de prótons e nêutrons.
(**Dados:** número atômico do C = 6; número de massa do C = 12)

9. (UFRS) Em recente experimento com um acelerador de partículas, cientistas norte-americanos conseguiram sintetizar um novo elemento químico. Ele foi produzido a partir de átomos de cálcio (Ca), de número de massa 48, e de átomos de plutônio (Pu), de número de massa 244. Com um choque efetivo entre os núcleos de cada um dos átomos desses elementos, surgiu o novo elemento químico. Sabendo que nesse choque foram perdidos apenas três nêutrons, o número de prótons, nêutrons e elétrons, respectivamente, de um átomo neutro desse novo elemento, são: (números atômicos: Ca = 20; Pu = 94)

a) 114; 178; 114.
b) 114; 175; 114.
c) 114; 289; 114.
d) 111; 175; 111.
e) 111; 292; 111.

10. (FURRN) Considerando-se as espécies químicas:

$^{35}_{17}C\ell^{-}$ $^{40}_{20}Ca$ $^{42}_{20}Ca^{2+}$
$^{59}_{27}Co^{2+}$ $^{59}_{28}Ni^{2+}$ $^{65}_{30}Zn$

Podemos afirmar que as espécies que apresentam o mesmo número de elétrons são:

a) Ca e Ca^{2+}.
b) Ni^{2+} e Zn.
c) $C\ell^{-}$ e Ca^{2+}.
d) Ni^{2+} e Co^{2+}.
e) Co^{2+} e Zn.

11. (UEPG-PR) Sobre as representações abaixo, indique a soma dos itens corretos.

(**I**) $^{54}_{26}Fe$ (**II**) $^{56}_{26}Fe^{2+}$ (**III**) $^{56}_{26}Fe^{3+}$
(**IV**) $^{57}_{26}Fe^{2+}$ (**V**) $^{57}_{26}Fe^{3+}$ (**VI**) $^{56}_{26}Fe$

(01) **I** e **VI** são isótopos, apresentam o mesmo número de elétrons, mas não têm a mesma quantidade de nêutrons.
(02) **I** e **II** têm o mesmo número de prótons e de elétrons.
(04) Embora sejam isótopos isoeletrônicos, **II** e **IV** não têm a mesma massa atômica.
(08) **III** e **V**, que não têm o mesmo número de nêutrons, apresentam menor quantidade de elétrons que o átomo **IV**.
(16) **II** e **IV** não têm o mesmo número de nêutrons nem a mesma massa atômica.

12. (UA-AM) Em relação à isotopia, isobaria e isotonia, podemos afirmar que:

a) isótonos são entidades químicas que possuem o mesmo número de nêutrons.
b) isóbaros são entidades químicas que possuem o mesmo número de prótons.
c) isótopos são entidades químicas que possuem o mesmo número de massa.
d) são relações que dizem respeito ao núcleo e à eletrosfera do átomo.
e) são relações que dizem respeito apenas à eletrosfera do átomo.

13. (UFSC) Dados os átomos:

$^{80}_{35}Br$ $^{80}_{36}Kr$ $^{81}_{35}Br$ $^{81}_{36}Kr$
(I) (II) (III) (IV)

Indique as proposições **verdadeiras**.

a) I e III são isótopos.
b) II e IV possuem o mesmo número de massa.
c) I e IV têm igual número de nêutrons.
d) I e II possuem o mesmo número de massa.
e) II e III são isótopos.

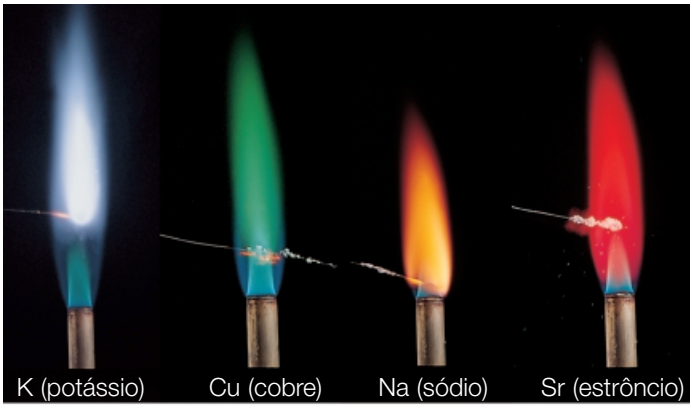
14. (IME-RJ) Sejam os elementos $^{150}_{63}A$, B e C de números atômicos consecutivos e crescentes na ordem dada. Sabendo que A e B são isóbaros e que B e C são isótonos, podemos concluir que o número de massa do elemento C é igual a:

a) 150. c) 153. e) 151.
b) 64. d) 65.

OS NOVOS MODELOS ATÔMICOS

Depois de Rutherford ter proposto seu modelo, os cientistas direcionaram seus estudos para a distribuição dos elétrons na elestrofera. Fizeram progressos levando em conta conhecimentos anteriores. Há muito tempo os químicos já sabiam que os compostos de sódio emitem uma luz amarela quando submetidos a uma chama. Em 1855, Robert Bunsen verificou que diferentes elementos, submetidos a uma chama, produziam cores diferentes.

CEDOC



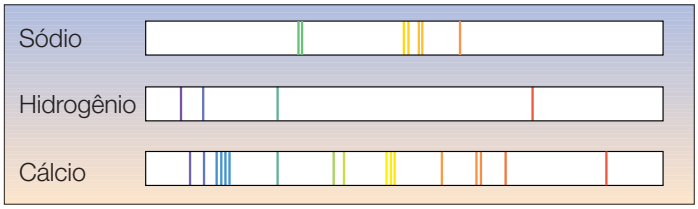
Elementos diferentes produzem luz com cores diferentes.



CEDOC

As cores brilhantes dos fogos de artifício são produzidas pela queima de diferentes elementos químicos.

O estudo da luz conseguida dessa maneira permitiu a obtenção dos chamados espectros descontínuos, característicos de cada elemento. A cada cor desses espectros foi associada certa quantidade de energia.



Em 1913, Niels Böhr (1885-1962) propôs um novo modelo atômico, relacionando a distribuição dos elétrons na eletrosfera com sua quantidade de energia.

O MODELO ATÔMICO DE BÖHR

Esse modelo baseia-se nos seguintes postulados:

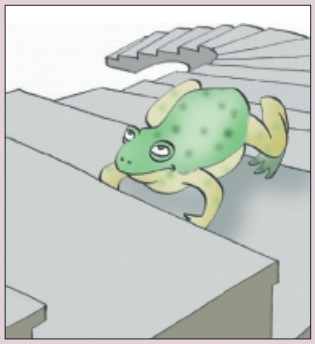
1. Os elétrons descrevem órbitas circulares ao redor do núcleo.

2. Cada uma dessas órbitas tem energia constante (órbita estacionária). Os elétrons que estão situados em órbitas mais afastadas do núcleo apresentarão maior quantidade de energia.

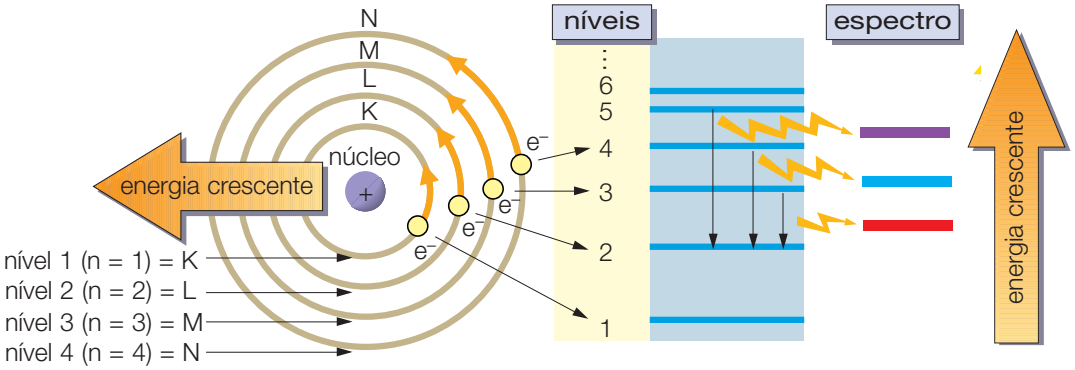
3. Quando um elétron absorve certa quantidade de energia, salta para uma órbita mais energética. Quando ele retorna à sua órbita original, libera a mesma quantidade de energia, na forma de onda eletromagnética (luz).

Essas órbitas foram denominadas **níveis de energia**. Hoje são conhecidos sete níveis de energia ou **camadas**, denominadas K, L, M, N, O, P e Q.

Assim como um sapo não pode saltar meio degrau, ou seja, números fracionários de degraus, um elétron, ao receber energia, só pode "saltar" um número inteiro de níveis.



O modelo de Böhr permite relacionar as órbitas (níveis de energia) com os espectros descontínuos dos elementos.



Luminosos

Os letreiros luminosos, muito usados em publicidade, utilizam principalmente gás neônio (Ne) e, por isso, são conhecidos por **luminosos de neon**.

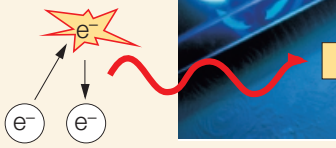
O funcionamento desses luminosos é semelhante ao de uma lâmpada fluorescente, ou seja, os elétrons são excitados e, na sua volta à órbita original, emitem luz.

As diferentes cores e tonalidades que podem ser obtidas dependem da diferença de potencial, da pressão do gás e de sua composição.

Ne puro ⟶ luz vermelha
Ne + mercúrio (Hg) ⟶ luz azul
Ne + gás carbônico (CO_2) ⟶ luz violeta



Tony Stone



OS SUBNÍVEIS

O trabalho de Böhr despertou o interesse de vários cientistas para o estudo dos espectros descontínuos. Um deles, Sommerfield, percebeu, em 1916, que as raias obtidas por Böhr eram na verdade um conjunto de raias mais finas e supôs então que os **níveis de energia** estariam divididos em regiões ainda menores, por ele denominadas **subníveis de energia**.

O número de cada nível indica a quantidade de subníveis nele existentes. Por exemplo, o nível **1** apresenta **um** subnível, o nível **2** apresenta **dois** subníveis, e assim por diante. Esses subníveis são representados pelas letras **s**, **p**, **d**, **f**, **g**, **h**, … .

Estudos específicos para determinar a energia dos subníveis mostraram que:

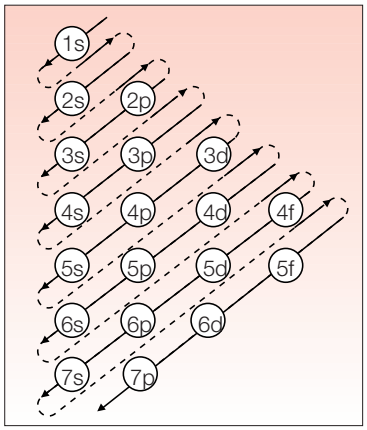
- existe uma ordem crescente de energia nos subníveis;

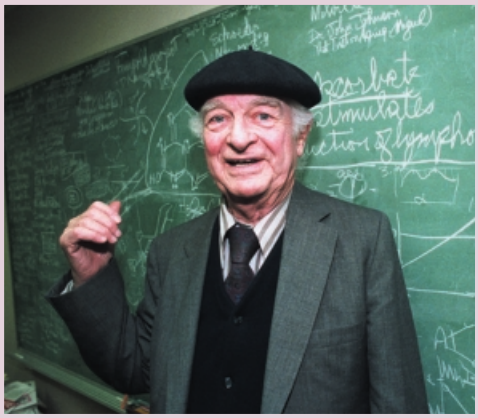
$$\mathbf{s < p < d < f}$$

- os elétrons de um mesmo subnível contêm a mesma quantidade de energia;
- os elétrons se distribuem pela eletrosfera ocupando o subnível de menor energia disponível.

A criação de uma representação gráfica para os subníveis facilitou a visualização da sua ordem crescente de energia. Essa representação é conhecida como diagrama de **Linus Pauling**.

K n = 1
L n = 2
M n = 3
N n = 4
O n = 5
P n = 6
Q n = 7




Corbis

Linus Pauling (1901-1994) recebeu dois prêmios Nobel: de Química, em 1954, e da Paz, em 1962.

O preenchimento da eletrosfera pelos elétrons em subníveis obedece à ordem crescente de energia definida pelo diagrama de Pauling:

$$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 4f < 5d < 6p < 7s < 5f < 6d$$

Cada um desses subníveis pode acomodar um número máximo de elétrons:

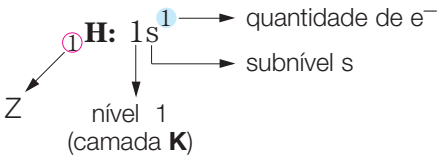
Subnível	s	p	d	f
Nº máximo de e^-	2	6	10	14

Observação:

Os subníveis g, h, … são teóricos. Não são conhecidos átomos que apresentam número de elétrons suficiente para ocupar esses subníveis.

DISTRIBUIÇÃO ELETRÔNICA POR SUBNÍVEL

Como num átomo o número de prótons (Z) é igual ao número de elétrons, conhecendo o número atômico poderemos fazer a distribuição dos elétrons nos subníveis. Vejamos alguns exemplos:



$_{12}$**Mg**: $1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^2$

$1s^2$: nível 1, camada **K**, nº de elétrons = 2, K = 2

$2s^2\ 2p^6$: nível 2, camada **L**, nº de elétrons = 8, L = 8

$3s^2$: nível 3, camada **M**, nº de elétrons = 2, M = 2

$_{21}\mathbf{Sc}$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^1$

Perceba que o subnível $4s^2$ aparece antes do subnível $3d^1$, de acordo com a **ordem crescente de energia**. No entanto, pode-se escrever essa mesma configuração eletrônica ordenando os subníveis pelo número quântico principal. Assim, obteremos a chamada **ordem geométrica** ou **ordem de distância:**

$$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^1\ 4s^2$$

Note que, na ordem geométrica, o último subnível — mais externo do núcleo — é o $\mathbf{4s^2}$, sendo que esse subnível mais distante indica a **camada de valência** do átomo. Portanto:

O subnível mais energético nem sempre é o mais afastado do núcleo.

No caso do escândio, o subnível mais energético é o $\mathbf{3d^1}$, apresentando 1 elétron, enquanto o mais externo é o $\mathbf{4s^2}$, com 2 elétrons.

A distribuição eletrônica do $_{21}Sc$ por camadas pode ser obtida tanto pela ordem energética como pela ordem geométrica e é expressa por:

K = 2 L = 8 M = 9 N = 2

EXERCÍCIO RESOLVIDO

Considere a seguinte informação:

"Quando um átomo se transforma em um íon, a variação do número de elétrons, 'ganho ou perda', ocorre sempre na camada (nível) mais externa, chamada **camada de valência**."
Com base nessa informação, faça a distribuição eletrônica do $_{26}Fe^{2+}$.

SOLUÇÃO

a) O íon Fe^{2+} é formado a partir do átomo de ferro, pela "perda" de 2 e^- da sua camada de valência. Dessa forma, é necessário, antes de mais nada, determinar a camada de valência do átomo de ferro através da sua distribuição eletrônica.

$_{26}Fe$
- $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^6$ → ordem energética
- $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^6\ 4s^2$ → ordem geométrica

O átomo de ferro apresenta quatro níveis (camadas) de energia, sendo o subnível 4s, com 2 e^-, o mais externo, onde ocorrerá a perda de elétrons. Portanto, a distribuição eletrônica do íon Fe^{2+} será:

$$_{26}Fe^{2+}\ 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^6$$

Exercícios de classe

1. Sobre o modelo atômico de Böhr, podemos tecer as seguintes considerações:

I — Quando o núcleo recebe energia, salta para um nível mais externo.

II — Quando o elétron recebe energia, salta para um nível mais energético.

III — Quando um elétron passa de um estado menos energético para outro mais energético, devolve energia na forma de ondas eletromagnéticas.

IV — Se um elétron passa do estado **A** para o estado **B**, recebendo **x** unidades de energia, quando voltar de **B** para **A** devolverá **x** unidades de energia na forma de ondas eletromagnéticas.

Quais dessas afirmações são falsas?

2. (PUC-MG) As diferentes cores produzidas por distintos elementos são resultado de transições eletrônicas. Ao mudar de camadas, em torno do núcleo atômico, os elétrons emitem energia nos diferentes comprimentos de ondas, as cores.

O Estado de S. Paulo, Caderno de Ciências e Tecnologia, dezembro de 1992.

Este texto está baseado no modelo atômico proposto por:

a) Niels Böhr.
b) Rutherford.
c) Heisenberg.
d) John Dalton.
e) J. J. Thomson.

3. Faça a distribuição eletrônica em subníveis de energia:

a) $_{8}O$
b) $_{11}Na$
c) $_{18}Ar$
d) $_{21}Sc$
e) $_{35}Br$
f) $_{40}Zr$

4. (UNI-RIO) Os implantes dentários estão mais seguros no Brasil e já atendem às normas internacionais de qualidade. O grande salto de qualidade aconteceu no processo de confecção dos parafusos e pinos de titânio que compõem as próteses. Feitas com ligas de titânio, essas próteses são usadas para fixar coroas dentárias, aparelhos ortodônticos e dentaduras nos ossos da mandíbula e do maxilar.

Jornal do Brasil, outubro de 1996.

Considerando que o número atômico do titânio é 22, sua configuração eletrônica será:

a) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^3$.
b) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$.
c) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2$.
d) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^2$.
e) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6$.

5. A pedra ímã natural é a magnetita (Fe_3O_4). O metal ferro pode ser representado por $^{56}_{26}Fe$ e seu átomo apresenta a seguinte distribuição eletrônica por níveis:

a) 2 — 8 — 16.
b) 2 — 8 — 8 — 8.
c) 2 — 8 — 10 — 6.
d) 2 — 8 — 14 — 2.
e) 2 — 8 — 18 — 18 — 10.

6. (Unifor-CE) O titânio é metal utilizado na fabricação de motores de avião e de pinos para próteses. Quantos elétrons há no último nível da configuração eletrônica desse metal? (**Dado:** Ti Z = 22)

a) 6.
b) 5.
c) 4.
d) 3.
e) 2.

7. "Os átomos movem-se no vazio e agarram-se, chocam-se, e alguns ricocheteiam... e outros ficam emaranhados..."

(Simplicius, século V d.C.)

Hoje sabemos que os átomos emaranhados são resultado de uma ligação entre eles. Nos átomos, os elétrons que participam de uma ligação normalmente fazem parte do nível de valência.
Quantos elétrons estão presentes no nível de valência do bromo ($^{80}_{35}Br$)?

a) 5.
b) 7.
c) 17.
d) 18.
e) 35.

8. (UNI-RIO) "O coração artificial colocado em Elói começou a ser desenvolvido há quatro anos nos Estados Unidos e já é usado por cerca de 500 pessoas. O conjunto, chamado de *heartmate*, é formado por três peças principais. A mais importante é uma bolsa redonda com 1,2 kg, 12 cm de diâmetro e 3 cm de espessura, feita de titânio — um metal branco-prateado, leve e resistente."

(*Revista Veja*, julho de 1999.)

Entre os metais a seguir, aquele que apresenta, na última camada, número de elétrons igual ao do titânio é o:
(**Dados os números atômicos:** Ti = 22, C = 6, Na = 11, Ga = 31, Mg = 12, Xe = 54)

a) C.
b) Na.
c) Ga.
d) Mg.
e) Xe.

9. (Cesgranrio-RJ) A configuração eletrônica do íon Ca^{2+} (Z = 20) é:

a) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^4$.
b) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2$.
c) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$.
d) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^2$.
e) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^4$.

10. (PUC-RJ) As respectivas distribuições eletrônicas do último nível das espécies químicas K, K^+, K^{2+} só podem ser: (**Dado:** K = 19)
a) $4s^0$; $4s^1$; $4s^2$.
b) $4s^1$; $3s^2\ 3p^6$; $3s^2\ 3p^5$.
c) $4s^1$; $4s^2$; $4s^2\ 4p^1$.
d) $4s^2$; $4s^1$; $4s^2\ 4p^6$.
e) $4s^1$; $4s^2$; $4s^3$.

Exercícios propostos

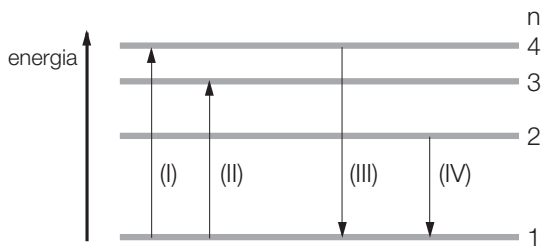
1. (PUC-MG) Relacione os nomes dos cientistas com os modelos atômicos.

1. Dalton
2. Rutherford
3. Niels Böhr
4. J. J. Thomson

- Descoberta do átomo e seu tamanho relativo.
- Átomos esféricos, maciços, indivisíveis.
- Modelo semelhante a um "pudim de passas" com cargas positivas e negativas em igual número.
- Os elétrons giram em torno do núcleo em determinadas órbitas.

Indique a seqüência **correta** encontrada:
a) 1 — 2 — 4 — 3.
b) 1 — 4 — 3 — 2.
c) 2 — 1 — 4 — 3.
d) 3 — 4 — 2 — 1.
e) 4 — 1 — 2 — 3.

2. (UFRN) Considere o diagrama a seguir, de níveis de energia para o átomo de hidrogênio:



As transições em que ocorre **apenas** absorção de energia são:
a) I, II, III e IV.
b) III e IV.
c) I e II.
d) I e III.

3. (Vunesp-SP) Para o elemento de número atômico 28, a configuração eletrônica é:

a) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}$.
b) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^2\ 4s^2\ 4p^6$.
c) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 4p^6\ 5s^2$.
d) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^8$.
e) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1\ 3d^9$.

4. Qual o número atômico de um átomo sabendo-se que o subnível de maior energia da sua distribuição eletrônica no estado fundamental é $4p^2$?
a) 30. b) 42. c) 34. d) 32. e) 28.

5. Os átomos dos elementos **X** e **Y** apresentam, respectivamente, **apenas 1 elétron** nos subníveis **3d** e **4d**, logo, podemos afirmar que seus números atômicos são:
a) 19 e 39. c) 19 e 42. e) 11 e 26.
b) 21 e 39. d) 21 e 42.

6. (Vunesp-SP) Um átomo tem número de massa 31 e 16 nêutrons. Qual é o número de elétrons no seu nível mais externo?
a) 2. b) 4. c) 5. d) 3. e) 8.

7. (UFMG) Na crosta terrestre, o segundo elemento mais abundante, em massa, tem no estado fundamental a seguinte configuração eletrônica:
nível 1: completo.
nível 2: completo.
nível 3: 4 elétrons.
A alternativa que indica corretamente esse elemento é:
a) Aℓ (Z = 13).
b) Fe (Z = 26).
c) N (Z = 7).
d) O (Z = 8).
e) Si (Z = 14).

8. (OSEC-SP) O número máximo de elétrons de um átomo que apresenta elétrons distribuídos em cinco níveis de energia é:
a) 106. b) 54. c) 92. d) 58. e) 94.

9. A configuração eletrônica de uma espécie química com número atômico 12 é:

$$1s^2\ 2s^2\ 2p^6$$

que se refere a:
a) átomo.
b) cátion monovalente.
c) ânion monovalente.
d) cátion bivalente.
e) ânion bivalente.

10. (Fuvest-SP) A seguir, são mostradas quatro configurações eletrônicas.

I — $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$
II — $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$
III — $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$
IV — $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$

Qual das configurações corresponde:
a) a cada um dos átomos Cℓ, Mg, Ne?
b) a cada um dos íons Cℓ^-, K^+, $A\ell^{3+}$?

(**Dados os números atômicos:** Cℓ = 17, K = 19, Aℓ = 13, Ne = 10, Mg = 12)



Faça você mesmo

Teste da chama

Material

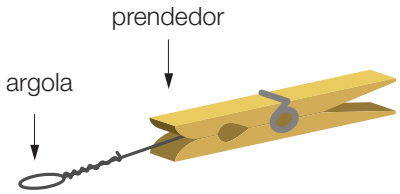
Fio de níquel-cromo (10 cm)
Prendedor de roupas (madeira)
Sal de cozinha (cloreto de sódio)
Bicarbonato de sódio
Sulfato de cobre
Cal virgem (óxido de cálcio)

Observação:

O fio de níquel-cromo pode ser adquirido em lojas de material elétrico, enquanto as substâncias que você não tiver em casa podem ser adquiridas em lojas de material de construção ou de artigos para piscina.

Procedimento

Faça uma argola em uma das extremidades do fio de níquel-cromo. Essa argola tem a finalidade de reter uma pequena amostra da substância. Prenda a outra extremidade do fio no prendedor de roupas.



Recolha uma pequena amostra de sulfato de cobre na argola e leve-a à chama de um bico de gás do fogão. Observe a alteração da cor da chama.

A seguir, lave bem o fio com o auxílio de uma esponja de aço e repita a operação na seguinte ordem:

a) com a cal;
b) com o bicarbonato de sódio;
c) com o sal de cozinha.

Responda:

1. Quais são as cores observadas em cada experimento?

2. Qual o motivo da lavagem do fio após cada experimento?

3. Como você poderia explicar o aparecimento de cores diferentes, relacionando elétrons e níveis de energia?

4. Qual será a cor da chama, se você efetuar o mesmo procedimento utilizando giz branco de escola, sabendo que a sua composição é sulfato de cálcio?

Esse fenômeno é empregado desde o século X pelos chineses para efeitos luminosos da queima de fogos de artifício.

COMPLEMENTO

MODELO QUÂNTICO

O PRINCÍPIO DA INCERTEZA: HEISENBERG

Em 1926, Werner Heisenberg (1901-1976) demonstrou, usando os conceitos quânticos (mecânica quântica), que é impossível determinar, simultaneamente, com absoluta precisão, a velocidade e a posição de um elétron em um átomo. Este princípio, conhecido por **Princípio da Incerteza**, estabelece que não se pode afirmar que exista uma órbita definida para o elétron. O mais adequado é considerar que existam regiões, denominadas **orbitais**, em torno do núcleo nas quais é máxima a probabilidade de se encontrar o elétron.

Orbital: a região de máxima probabilidade de se encontrar o elétron no átomo.

Assim, os orbitais podem ser considerados nuvens que correspondem às regiões em que é máxima a probabilidade de encontrarmos um determinado elétron.

O movimento do elétron ao redor do núcleo foi descrito por Erwin Schrödinger, em 1927, mediante equação matemática que relaciona a natureza corpuscular (partícula), a energia, a carga e a massa do elétron.

As soluções numéricas para essa equação, denominadas **números quânticos**, permitem que cada elétron seja caracterizado pela sua quantidade de energia.

Números quânticos: códigos matemáticos associados à energia do elétron.

A caracterização de cada elétron no átomo é feita por quatro números quânticos: **principal**, **secundário** (ou **azimutal**), **magnético** e **spin**.

Num mesmo átomo não existem dois elétrons com os mesmos números quânticos.

1) **Principal (n)**

Indica o nível de energia do elétron.

$n = 1, 2, 3, \ldots 7$

2) **Secundário (ℓ)**

Está associado ao subnível de energia do elétron.

subnível	s	p	d	f
valores de ℓ	0	1	2	3

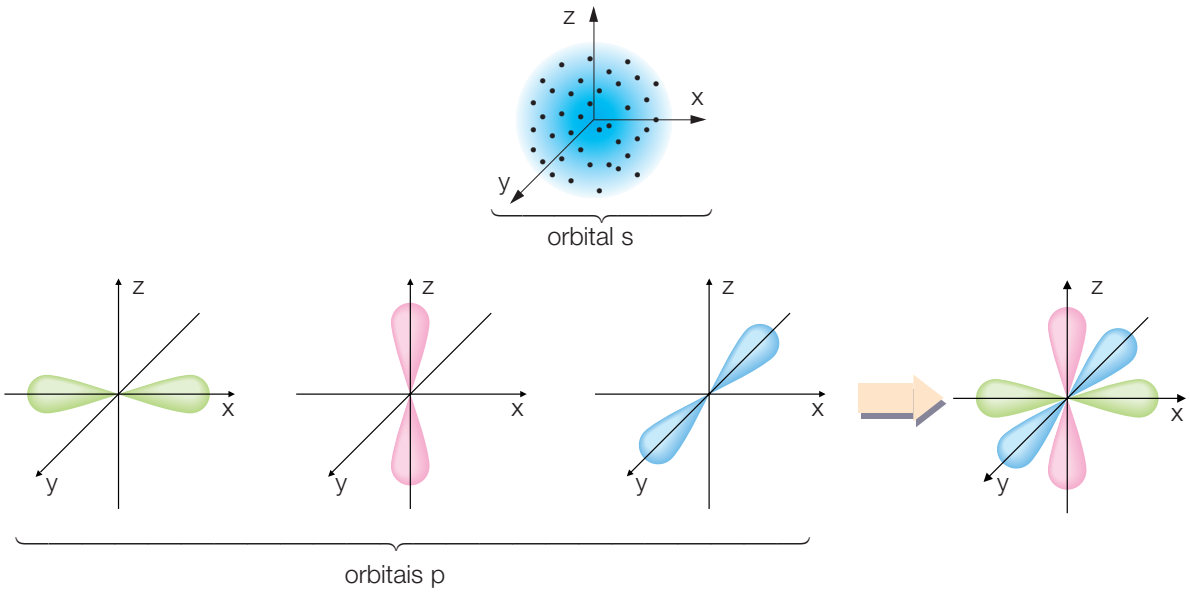
3) **Magnético (m)**

Está associado à região de máxima probabilidade de se encontrar o elétron, denominada **orbital**.

Cada orbital comporta no máximo **2 elétrons** e é representado graficamente por □ ou ◯. Os orbitais estão relacionados com os subníveis; por esse motivo, os valores de **m** variam de **$-\ell$** a **$+\ell$**.

Tipo de subnível	Valores de ℓ	Valores de m ou m_ℓ	Quantidade de orbitais	Representação gráfica dos orbitais
s	0	0	1	□
p	1	–1, 0, +1	3	□□□
d	2	–2, –1, 0, +1, +2	5	□□□□□
f	3	–3, –2, –1, 0, +1, +2, +3	7	□□□□□□□

Espacialmente, os orbitais **s** e **p** apresentam o seguinte aspecto:

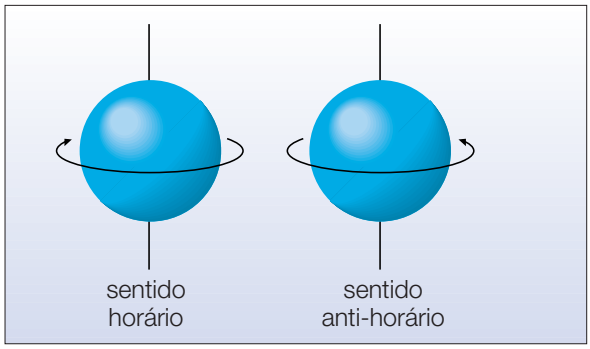


4) **Spin (s ou m_s)**

Está relacionado à rotação do elétron.

Esse número quântico é utilizado para distinguir os elétrons de um mesmo orbital. A um deles atribui-se arbitrariamente o valor +1/2 e ao outro, o valor –1/2.

A representação gráfica dos elétrons num mesmo orbital pode ser feita de duas maneiras:





Nesta unidade, adotamos como **convenção particular** que o primeiro elétron de um orbital será representado por uma seta para cima (↑), e o valor de seu spin será –1/2.

DISTRIBUIÇÃO ELETRÔNICA EM ORBITAIS

Essa distribuição deve ser feita de acordo com dois conceitos:

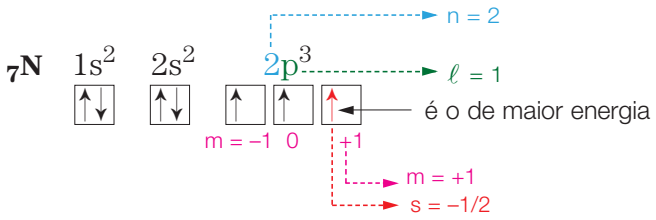
Princípio da exclusão de Pauli

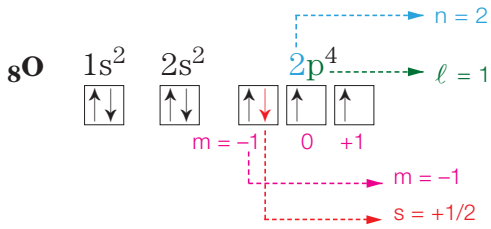
Num orbital existem no máximo 2 elétrons com **spins** opostos.

Regra de Hund

Os orbitais de um mesmo subnível são preenchidos de modo que se obtenha o maior número possível de elétrons isolados (desemparelhados).

Vejamos alguns exemplos de distribuição com a atribuição dos quatro números quânticos ao elétron de maior energia.





Exercícios

1. (Fafeod-MG) Quais são os valores dos números quânticos **n** e ℓ do elétron de valência do elemento de Z = 29?

	a	b	c	d	e
n	3	3	4	4	4
ℓ	2	0	2	1	0

2. (UFSC) Indique o(s) elemento(s) químico(s) que apresenta(m) seu átomo com todos os orbitais atômicos completos em sua distribuição eletrônica fundamental.

a) cloro (Z = 17);
b) níquel (Z = 28);
c) nitrogênio (Z = 7);
d) neônio (Z = 10);
e) lítio (Z = 3);
f) zinco (Z = 30).

3. (UFMT) Com base no modelo atômico da mecânica quântica, pode-se dizer que o elemento químico X_{50} tem:

a) dois elétrons no subnível mais afastado do núcleo.
b) três elétrons no subnível mais afastado do núcleo.
c) quatro elétrons no nível mais energético.
d) dois elétrons emparelhados no subnível de maior energia.
e) dois elétrons desemparelhados no subnível de maior energia.

4. (UNI-RIO) Anualmente cerca de dez milhões de pilhas, além de 500 mil baterias de telefone celular, são jogadas fora na cidade do Rio de Janeiro. (...) elas têm elementos tóxicos, como o chumbo, mercúrio, zinco e manganês, que provocam grandes problemas de saúde.

(*O Globo*, 05/01/98).

Dos quatro elementos citados, os que possuem, em sua distribuição eletrônica, elétrons desemparelhados, são:

a) Pb e Zn.
b) Pb e Mn.
c) Hg e Pb.
d) Hg e Zn.
e) Zn e Mn.

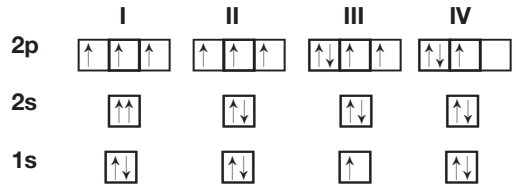
5. (UFGO) Observe o diagrama a seguir:

K	1s			
L	2s	2p		
M	3s	3p	3d	
N	4s	4p	4d	4f
O	5s	5p	5d	5f
P	6s	6p	6d	
Q	7s			

Sobre este diagrama, é correto afirmar-se que:

a) as letras **s**, **p**, **d** e **f** representam o número quântico secundário;
b) o número máximo de orbitais por subnível é igual a dois;
c) a ordem crescente de energia segue a direção horizontal, da direita para a esquerda;
d) o elemento de número atômico 28 possui o subnível **3d** completo;
e) o nível **M** possui, no máximo, nove orbitais.

6. (UFGO) Os diagramas, a seguir, representam distribuições eletrônicas para o átomo de nitrogênio:



Considerando-se essas distribuições eletrônicas:

a) **I** e **II** seguem a regra de Hund.
b) **III** e **IV** obedecem ao princípio de Pauli.
c) **II** representa a distribuição do estado fundamental.
d) em **I**, dois elétrons possuem o mesmo conjunto de números quânticos.

7. (UFF-RJ) O Princípio de exclusão de Pauli estabelece que:

a) a posição e a velocidade de um elétron não podem ser determinadas simultaneamente.
b) elétrons em orbitais atômicos possuem *spins* paralelos.
c) a velocidade de toda radiação eletromagnética é igual à velocidade da luz.
d) dois elétrons em um mesmo átomo não podem apresentar os quatro números quânticos iguais.
e) numa dada subcamada que contém mais de um orbital, os elétrons são distribuídos sobre os orbitais disponíveis, com seus *spins* na mesma direção.

8. (UECE) Considere três átomos, **A**, **B** e **C**. Os átomos **A** e **C** são **isótopos**; os átomos **B** e **C** são **isóbaros** e os átomos **A** e **B** são **isótonos**. Sabendo que o átomo **A** tem **20** prótons e número de massa **41** e que o átomo **C** tem **22** nêutrons, os números quânticos do elétron mais energético do átomo **B** são:

a) $n = 3$; $\ell = 0$; $m\ell = 2$; $s = -1/2$.
b) $n = 3$; $\ell = 2$; $m\ell = -2$; $s = -1/2$.
c) $n = 3$; $\ell = 2$; $m\ell = 0$; $s = -1/2$.
d) $n = 3$; $\ell = 2$; $m\ell = -1$; $s = 1/2$.
e) $n = 4$; $\ell = 0$; $m\ell = 0$; $s = -1/2$.

9. (UFPI) Indique a alternativa que representa um conjunto de números quânticos permitido:

a) $n = 3$; $\ell = 0$; $m = 1$; $s = +1/2$.
b) $n = 3$; $\ell = 4$; $m = 1$; $s = +1/2$.
c) $n = 3$; $\ell = 3$; $m = 0$; $s = +1/2$.
d) $n = 3$; $\ell = 2$; $m = 1$; $s = +1/2$.
e) $n = 4$; $\ell = 0$; $m = 3$; $s = -1/2$.

UNIDADE 4

Tabela periódica

INTRODUÇÃO: BASES DA ORGANIZAÇÃO DOS ELEMENTOS

Se você é um filatelista ou um colecionador de CDs (*compact discs*), provavelmente utiliza algum critério para organizar os itens de sua coleção.

Os selos, por exemplo, podem ser organizados por país de origem, tema ou ano de emissão; os CDs, por tipos de música ou nomes dos cantores, os quais podem ser catalogados em ordem alfabética.

Em Química, os critérios utilizados para a organização dos elementos foram estabelecidos ao longo do tempo.

A tabela periódica ou classificação periódica dos elementos é um arranjo que permite não só verificar as características dos elementos e suas repetições, mas também fazer previsões.

Em 1869, um professor de Química da Universidade de São Petersburgo (Rússia), Dimitri Ivanovich Mendeleev (1834-1907), estava escrevendo um livro sobre os elementos conhecidos na época — cerca de 63 —, cujas propriedades ele havia anotado em fichas separadas.

Ao trabalhar com suas fichas, ele percebeu que, organizando os elementos em função da massa de seus átomos (massa atômica), determinadas propriedades se repetiam diversas vezes, isto é, eram propriedades **periódicas**.



Christof Gunkel

Na organização de uma coleção, é necessário estabelecer critérios que facilitem a localização de cada peça.

Veja como podemos fazer um arranjo semelhante ao de Mendeleev, usando alguns elementos que ele conhecia (Li, Be, Na, Mg) e outros que só foram descobertos posteriormente (Ne e Ar).

Alguns elementos e suas características

Li — Lítio
★ 1817



MA: 7 u
■ Ambligonita
▲ Bateria para marcapasso
▲ Medicamentos (antidepressivos)
▲ Ligas extraleves
▲ Cerâmica e vidro

● Metal macio
● Baixa densidade
● Muito reativo
● 1 átomo se combina com 1 átomo de cloro

Be — Berílio
★ 1798



MA: 9 u
■ Berilo
▲ Ligas resistentes
▲ Molas e transmissores
▲ Desacelerador de nêutrons
▲ Joalheria: (água-marinha, berilo)

● Metal mais duro que o Li
● Baixa densidade
● Menos reativo que o Li
● 1 átomo se combina com 2 átomos de cloro

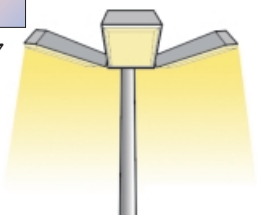
Ne — Neônio
★ 1898



MA: 20 u
■ Livre no ar
▲ Luminosos
▲ *Laser*

● Gás incolor
● Não se combina com outros elementos

Na — Sódio
★ 1807



MA: 23 u
■ Cloreto de sódio
▲ Sal de cozinha
▲ Iluminação de estradas
▲ Soda cáustica, sabão, vidro
▲ Bicarbonato (fermento, antiácido, extintor)

● Metal macio
● Baixa densidade
● Muito reativo
● 1 átomo se combina com 1 átomo de cloro

Mg — Magnésio
★ 1802



MA: 24 u
■ Magnesita e dolomita
▲ *Flash* fotográfico
▲ Fogos de artifício
▲ Ligas leves
▲ Leite de magnésia, talco
▲ Clorofila

● Metal mais duro que o Na
● Baixa densidade
● Menos reativo que o Na
● 1 átomo se combina com 2 átomos de cloro

Ar — Argônio
★ 1894



MA: 40 u
■ Livre no ar
▲ Lâmpadas incandescentes
▲ Atmosfera inerte
▲ Luminosos (azul-celestes)
▲ *Laser*, contador Geiger

● Gás incolor
● Não se combina com outros elementos

MA: Massa atômica
★ Ano da descoberta
■ Livre (nativo) ou matéria-prima da qual é obtido
▲ Seu uso ou de seus compostos
● Algumas características

Mendeleev organizou os elementos com propriedades semelhantes em colunas verticais, chamadas **grupos** ou **famílias**, e em linhas horizontais, chamadas **períodos**, em ordem crescente de MA (massa atômica), em que as propriedades variam.

Em nosso exemplo, teríamos:

	Famílias		
Períodos	Li	Be	Ne
	Na	Mg	Ar

Naquela época, os químicos ainda não sabiam da existência de prótons e elétrons, portanto também não conheciam a distribuição dos elétrons na eletrosfera.

Em 1913, o inglês Moseley (1887-1915) verificou que as propriedades de cada elemento eram determinadas pelo número de prótons, ou seja, pelo número atômico (Z).

Sabendo-se que em um átomo o número de prótons é igual ao número de elétrons, ao fazermos suas distribuições eletrônicas, verificamos que a semelhança de suas propriedades químicas está relacionada com o número de elétrons de sua camada de valência, ou seja, pertencem à mesma família.

$_{3}Li$ $1s^2$ $2s^1$
$_{4}Be$ $1s^2$ $2s^2$
$_{10}Ne$ $1s^2$ $2s^2$ $2p^6$

mesmo número de camadas (níveis) (2): mesmo período

$_{11}Na$ $1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^1$
$_{12}Mg$ $1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^2$
$_{18}Ar$ $1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^2$ $3p^6$

mesmo número de camadas (níveis) (3): mesmo período

Com base nessa constatação, foi proposta a tabela periódica atual, na qual os elementos químicos:

- estão dispostos em ordem crescente de número atômico (Z);
- originam os períodos na horizontal (em linhas);
- originam as famílias ou os grupos na vertical (em colunas).

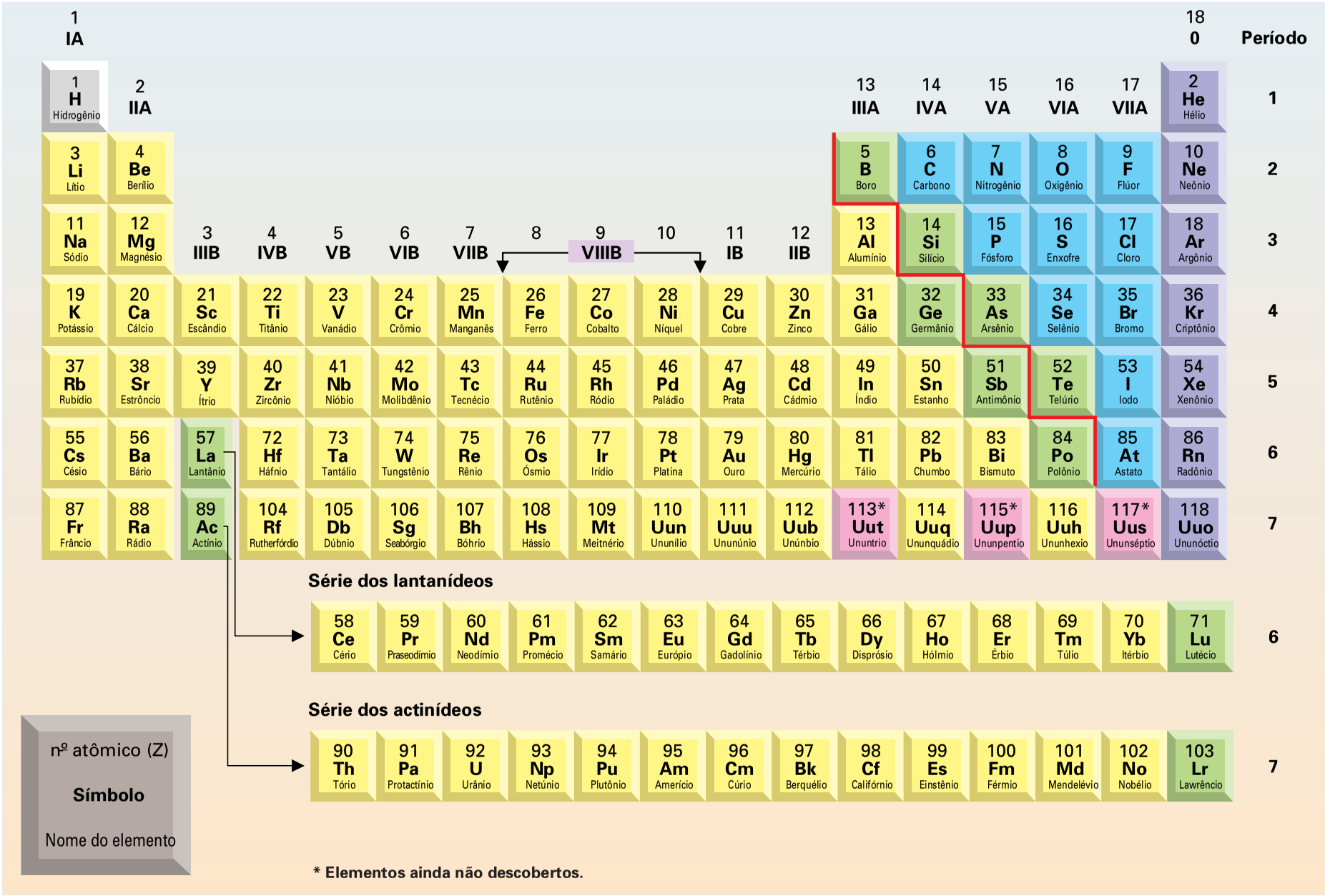
ORGANIZAÇÃO DA TABELA PERIÓDICA

FAMÍLIAS OU GRUPOS

A tabela periódica atual é constituída por 18 famílias.

Existem, atualmente, duas maneiras de identificar as famílias ou grupos. A mais comum é indicar cada família por um algarismo romano, seguido das letras **A** e **B**, por exemplo, IA, IIA, VB. Essas letras **A** e **B** indicam a posição do elétron mais energético nos subníveis.

No final da década de 80, a IUPAC propôs outra maneira: as famílias seriam indicadas por algarismos arábicos de 1 a 18, eliminando-se as letras **A** e **B**.


1 IA
2 IIA
3 IIIB
4 IVB
5 VB
6 VIB
7 VIIB
8
9 VIIIB
10
11 IB
12 IIB
13 IIIA
14 IVA
15 VA
16 VIA
17 VIIA
18 0
Período
1 H Hidrogênio
2 He Hélio
3 Li Lítio
4 Be Berílio
5 B Boro
6 C Carbono
7 N Nitrogênio
8 O Oxigênio
9 F Flúor
10 Ne Neônio
11 Na Sódio
12 Mg Magnésio
13 Al Alumínio
14 Si Silício
15 P Fósforo
16 S Enxofre
17 Cl Cloro
18 Ar Argônio
19 K Potássio
20 Ca Cálcio
21 Sc Escândio
22 Ti Titânio
23 V Vanádio
24 Cr Crômio
25 Mn Manganês
26 Fe Ferro
27 Co Cobalto
28 Ni Níquel
29 Cu Cobre
30 Zn Zinco
31 Ga Gálio
32 Ge Germânio
33 As Arsênio
34 Se Selênio
35 Br Bromo
36 Kr Criptônio
37 Rb Rubídio
38 Sr Estrôncio
39 Y Ítrio
40 Zr Zircônio
41 Nb Nióbio
42 Mo Molibdênio
43 Tc Tecnécio
44 Ru Rutênio
45 Rh Ródio
46 Pd Paládio
47 Ag Prata
48 Cd Cádmio
49 In Índio
50 Sn Estanho
51 Sb Antimônio
52 Te Telúrio
53 I Iodo
54 Xe Xenônio
55 Cs Césio
56 Ba Bário
57 La Lantânio
72 Hf Háfnio
73 Ta Tantálio
74 W Tungstênio
75 Re Rênio
76 Os Ósmio
77 Ir Irídio
78 Pt Platina
79 Au Ouro
80 Hg Mercúrio
81 Tl Tálio
82 Pb Chumbo
83 Bi Bismuto
84 Po Polônio
85 At Astato
86 Rn Radônio
87 Fr Frâncio
88 Ra Rádio
89 Ac Actínio
104 Rf Rutherfórdio
105 Db Dúbnio
106 Sg Seabórgio
107 Bh Bóhrio
108 Hs Hássio
109 Mt Meitnério
110 Uun Ununílio
111 Uuu Ununúnio
112 Uub Ununbio
113* Uut Ununtrio
114 Uuq Ununquádio
115* Uup Ununpentio
116 Uuh Ununhexio
117* Uus Ununséptio
118 Uuo Ununóctio
Série dos lantanídeos
58 Ce Cério
59 Pr Praseodímio
60 Nd Neodímio
61 Pm Promécio
62 Sm Samário
63 Eu Európio
64 Gd Gadolínio
65 Tb Térbio
66 Dy Disprósio
67 Ho Hólmio
68 Er Érbio
69 Tm Túlio
70 Yb Itérbio
71 Lu Lutécio
Série dos actinídeos
90 Th Tório
91 Pa Protactínio
92 U Urânio
93 Np Netúnio
94 Pu Plutônio
95 Am Amerício
96 Cm Cúrio
97 Bk Berquélio
98 Cf Califórnio
99 Es Einstênio
100 Fm Férmio
101 Md Mendelévio
102 No Nobélio
103 Lr Lawrêncio
nº atômico (Z)
Símbolo
Nome do elemento
* Elementos ainda não descobertos.

Famílias A ou zero

Os elementos que constituem essas famílias são denominados **elementos representativos**, e seus elétrons mais energéticos estão situados em subníveis s ou p.

Nas famílias A, o número da família indica a quantidade de **elétrons** na **camada de valência**. Elas recebem ainda nomes característicos.

Família ou grupo	Nº de elétrons na camada de valência	Distribuição eletrônica da camada de valência	Nome
(1) IA	1	ns^1	metais alcalinos
(2) IIA	2	ns^2	metais alcalino-terrosos
(13) IIIA	3	$ns^2\ np^1$	família do boro
(14) IVA	4	$ns^2\ np^2$	família do carbono
(15) VA	5	$ns^2\ np^3$	família do nitrogênio
(16) VIA	6	$ns^2\ np^4$	calcogênios
(17) VIIA	7	$ns^2\ np^5$	halogênios
(18) VIIIA ou 0	8	$ns^2\ np^6$	gases nobres
Observação: Nessa configuração, **n** é igual ao número do nível de valência.			

Observações:

1. A família 0 recebeu esse número para indicar que sua reatividade nas condições ambientes é nula.
2. O elemento hidrogênio (H), embora não faça parte da família dos metais alcalinos, está representado na coluna IA por apresentar 1 elétron no subnível s na camada de valência.
3. O único gás nobre que não apresenta 8 elétrons na camada de valência é o He: $1s^2$.

Famílias B

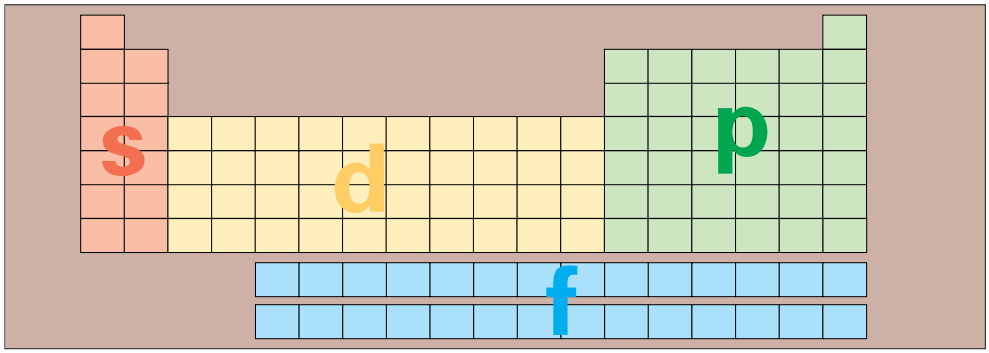
Os elementos dessas famílias são denominados genericamente **elementos de transição**.

Uma parte deles ocupa o bloco central da tabela periódica, de IIIB até IIB (10 colunas), e apresenta seu elétron mais energético em **subníveis d**.

IIIB	IVB	VB	VIB	VIIB	VIIIB			IB	IIB
d^1	d^2	d^3	d^4	d^5	d^6	d^7	d^8	d^9	d^{10}

A outra parte deles está deslocada do corpo central, constituindo as séries dos lantanídeos e dos actinídeos. Essas séries apresentam 14 colunas. O elétron mais energético está contido em **subnível f** (f^1 a f^{14}).

O esquema a seguir mostra o subnível ocupado pelo elétron mais energético dos elementos da tabela periódica.



As cores dos vitrais das igrejas são obtidas misturando-se ao vidro alguns elementos de transição:

- Cromo (Cr^{3+}) — verde
- Manganês (Mn^{3+}) — púrpura
- Ferro (Fe^{2+}) — verde-água
- Cobalto (Co^{2+}) — azul
- Níquel (Ni^{2+}) — marrom e verde



Ric Ergenbright/CORBIS

PERÍODOS

Na tabela atual existem sete **períodos**, e o número do período corresponde à quantidade de **níveis (camadas) eletrônicos** que os elementos químicos apresentam.

Veja alguns exemplos:

$_{4}Be$ — $1s^2$ $2s^2$
K L 2 camadas eletrônicas (**K** e **L**): 2º período

$_{13}A\ell$ — $1s^2$ $2s^2\ 2p^6$ $3s^2\ 3p^1$
K L M 3 camadas eletrônicas (**K**, **L** e **M**): 3º período

LOCALIZAÇÃO NA TABELA PERIÓDICA

A distribuição eletrônica do átomo de um dado elemento químico permite que determinemos sua localização na tabela.

Vejamos um exemplo de como se pode localizar o elemento químico a partir da distribuição eletrônica:

$_{35}Br$ — $1\,s^2$ $2\,s^2$ $2\,p^6$ $3\,s^2$ $3\,p^6$ $4\,s^2$ $3\,d^{10}$ $4\,p^5$

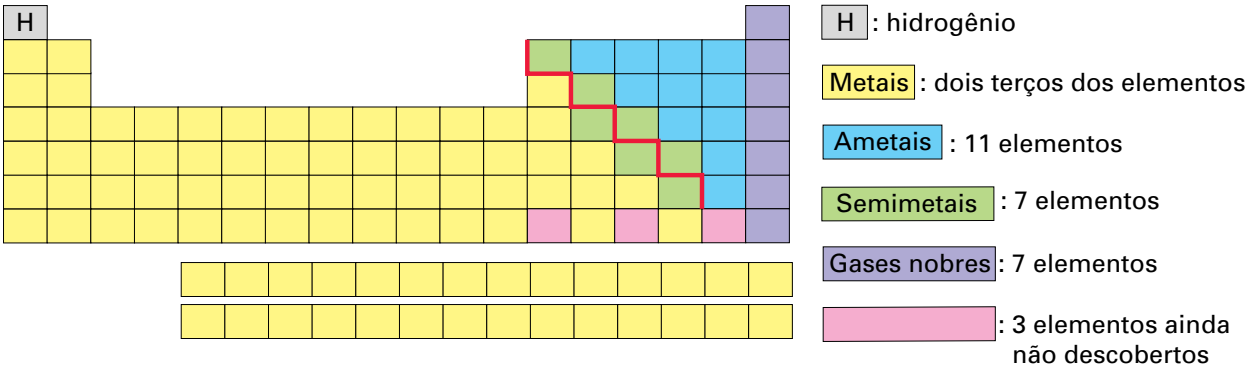
camadas (níveis):

K = 2 L = 8 M = 18 N = 7

Características da distribuição eletrônica	Localização e classificação
4 camadas (**K**, **L**, **M**, **N**)	4º período
7 elétrons na camada de valência ($4s^2\ 4p^5$)	família VIIA (halogênios)
elétron de maior energia situado no subnível **p** ($4p^5$)	bloco **p** (elemento representativo)

CLASSIFICAÇÃO DOS ELEMENTOS

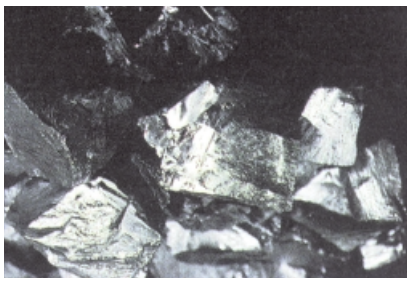
Outra maneira de classificar os elementos é agrupá-los, segundo suas propriedades físicas e químicas, em: metais, ametais, semimetais, gases nobres e hidrogênio.



Observação:

A linha vermelha, de acordo com sugestão da Sociedade Brasileira de Química, separa os metais dos ametais. Os elementos próximos à linha são conhecidos por semi-metais.

Metais
apresentam brilho metálico
conduzem corrente elétrica e calor
são maleáveis
são usados em moedas e jóias

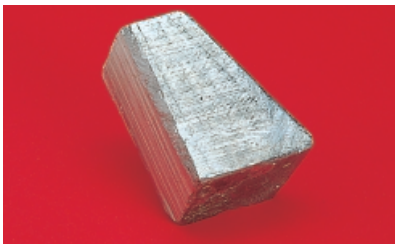


CEDOC

Silício.

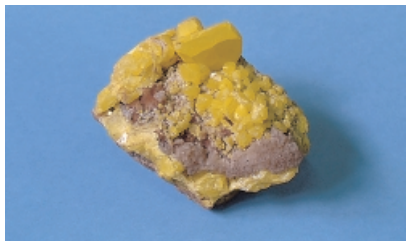
Ametais
não apresentam brilho
não são condutores
fragmentam-se
são utilizados na produção de pólvora e na fabricação de pneus

CEDOC



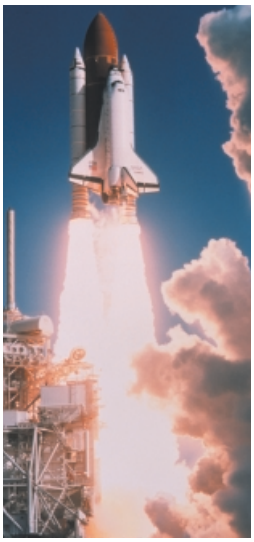
Prata.

Semimetais
apresentam brilho metálico
têm pequena condutibilidade elétrica
fragmentam-se



Enxofre.

CEDOC



NASA/SPL

O hidrogênio

É um elemento atípico, pois possui a propriedade de se combinar com metais, ametais e semimetais. Nas condições ambientes, é um gás extremamente inflamável.

O hidrogênio liquefeito é utilizado como combustível de foguetes.

Gases nobres

Como o próprio nome sugere, nas condições ambientes apresentam-se no estado gasoso e sua principal característica química é a grande estabilidade, ou seja, possuem pequena capacidade de se combinar com outros elementos.



Sérgio Luiz Pereira

O argônio é um gás nobre e está presente nas lâmpadas de filamento.

OCORRÊNCIA DOS ELEMENTOS

Oficialmente, são conhecidos hoje 115 elementos químicos, dos quais 88 são naturais (encontrados na natureza) e 27 artificiais (produzidos em laboratório); estes últimos podem ser classificados em:

- **cisurânicos** — apresentam número atômico inferior a 92, do elemento urânio, e são os seguintes: tecnécio (Tc), astato (At), frâncio (Fr), promécio (Pm);
- **transurânicos** — apresentam número atômico superior a 92 e são atualmente em número de 23.

EXERCÍCIO RESOLVIDO

Os elementos que constituem uma certa família da tabela periódica têm números atômicos iguais a 7, 15, **X**, **Y** e 83. Determine os valores de **X** e **Y**.

SOLUÇÃO

(Z = 7) — $1s^2$ $2s^2$ $2p^3$ = 2 camadas

(Z = 15) — $1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^2$ $3p^3$ = 3 camadas

Então:

X: deve apresentar 4 camadas e 5 elétrons na última camada

X: $1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^2$ $3p^6$ $4s^2$ $3d^{10}$ $4p^3$ $\therefore$ e = 33 $\Rightarrow$ p = 33 $\Rightarrow$ Z = 33

e

Y: deve apresentar 5 camadas e 5 elétrons na camada de valência

Y: $1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^2$ $3p^6$ $4s^2$ $3d^{10}$ $4p^6$ $5s^2$ $4d^{10}$ $5p^3$

$\therefore$ e = 51 $\Rightarrow$ p = 51 $\Rightarrow$ Z = 51

Exercícios de classe

A representação a seguir corresponde à parte superior da tabela periódica, na qual as letras não correspondem aos verdadeiros símbolos dos elementos.

1																	18
A	2											13	14	15	16	17	S
													K	M	O	Q	
B	D	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	J		N		R	
	E	F					H						L		P		T
C					G						I						U

Com base na tabela, responda às questões de **1** a **8**:

1. Indique o calcogênio de maior número atômico.

2. Identifique o metal alcalino de menor número atômico.

3. Qual elemento apresenta a configuração $2s^2\ 2p^3$ na camada de valência?

4. Escreva a configuração eletrônica, em subníveis, da camada de valência do elemento **E**.

5. Qual elemento apresenta propriedades químicas semelhantes ao elemento **P**?

6. Indique o elemento de transição de menor número atômico.

7. Identifique o estado físico dos elementos **D** e **T** a 25 °C e a 1 atm.

8. Quais são os números atômicos dos elementos **R** e **C**?

9. (UFPA) O termo halogênio significa formador de sal. A configuração eletrônica da camada de valência desses elementos pode ser representada por $ns^x\ np^y$.

Os valores corretos de **x** e **y** são:

a) 2 e 5. c) 2 e 4. e) 2 e 7.
b) 2 e 6. d) 1 e 7.

10. (UFES) Na tabela a seguir são dadas informações sobre os núcleos de 4 átomos neutros.

átomo	número de massa (A)	número de nêutrons (N)
A	19	10
B	23	12
C	35	18
D	39	20

Associe os pares de átomos que possuem propriedades químicas semelhantes. Justifique.

11. Determine o **Z** e o **A** do gás nobre pertencente ao 4º período da tabela periódica, sabendo que o mesmo apresenta 47 nêutrons.

12. (PUC) Resolva a questão com base na análise das alternativas a seguir:

I — Em um mesmo período, os elementos apresentam o mesmo número de níveis.
II — Os elementos do grupo 2A apresentam, na última camada, a configuração geral ns^2.
III — Quando o subnível mais energético é tipo **s** ou **p**, o elemento é de transição.
IV — Em um mesmo grupo, os elementos apresentam o mesmo número de camadas.

Conclui-se que, com relação à estrutura da classificação periódica dos elementos, estão corretas as afirmativas:

a) I e II. c) II e III. e) III e IV.
b) I e III. d) II e IV.

13. (Fuvest-SP) Os elementos I, II e III têm as seguintes configurações eletrônicas em suas camadas de valência:

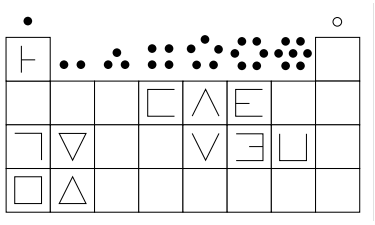
I — $3s^2\ 3p^3$ II — $4s^2\ 4p^5$ III — $3s^2$

Com base nestas informações, indique a afirmação **errada**.

a) O elemento I é um não-metal.
b) O elemento II é um halogênio.
c) O elemento III é um metal alcalino-terroso.
d) Os elementos I e III pertencem ao terceiro período da tabela periódica.
e) Os três elementos pertencem ao mesmo grupo da tabela periódica.

Exercícios propostos

Numa nave espacial alienígena foi encontrada a seguinte mensagem:



Em nosso planeta, um químico rapidamente reconheceu a mensagem como uma parte da tabela periódica que mostrava os elementos importantes para qualquer forma de vida do planeta de origem desta nave.

Com base nessa tabela, resolva as questões de **1** a **4**.

1. Qual o elemento de maior número atômico?

2. Quais são os elementos que pertencem à família dos alcalino-terrosos?

3. Quais são os calcogênios?

4. Faça a distribuição eletrônica da camada de valência dos elementos □, ∨, ⊔.

5. (UECE) Dados os elementos químicos:

G: $1s^2$
J: $1s^2\ 2s^1$
L: $1s^2\ 2s^2$
M: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$

Apresentam propriedades químicas semelhantes:

a) **G** e **L**, pois são gases nobres.
b) **G** e **M**, pois têm dois elétrons no subnível mais energético.
c) **J** e **G**, pois são metais alcalinos.
d) **L** e **M**, pois são metais alcalino-terrosos.

6. (UFF-RJ) Conhece-se, atualmente, mais de cem elementos químicos que são, em sua maioria, elementos naturais e, alguns poucos, sintetizados pelo homem. Esses elementos estão reunidos na tabela periódica segundo suas características e propriedades químicas.

Em particular, os halogênios apresentam:

a) o elétron diferenciador no antepenúltimo nível.
b) subnível f incompleto.
c) o elétron diferenciador no penúltimo nível.
d) subnível p incompleto.
e) subnível d incompleto.

7. (Centec-BA) Esta questão deve ser respondida de acordo com o seguinte código:

a) Apenas a afirmativa I é correta.
b) Apenas a afirmativa II é correta.
c) Apenas as afirmativas I e III são corretas.
d) Apenas as afirmativas II e III são corretas.
e) As afirmativas I, II e III são corretas.

I — Um elemento representativo possui o subnível d ou f completo.
II — Elementos de transição possuem somente o subnível d semipreenchido.
III — Os elementos da família VIIA são representativos.

8. (UCDB-MT) Os elementos $_{x}\mathbf{A}$, $_{x+1}\mathbf{B}$ e $_{x+2}\mathbf{C}$ pertencem a um mesmo período da tabela periódica. Se **B** é um halogênio, pode-se afirmar que:

a) **A** tem 5 elétrons no último nível e **B** tem 6 elétrons no último nível;
b) **A** tem 6 elétrons no último nível e **C** tem 2 elétrons no último nível;
c) **A** é um calcogênio e **C** é um gás nobre;
d) **A** é um metal alcalino e **C** é um gás nobre;
e) **A** é um metal e **C** é um não-metal.

9. (PUC) Resolva a questão com base na análise das afirmativas a seguir:

I — Em um mesmo período, os elementos apresentam o mesmo número de níveis.
II — Os elementos do grupo IIA apresentam, na última camada, a configuração geral ns^2.
III — Quando o subnível mais energético é tipo **s** ou **p**, o elemento é de transição.
IV — Em um mesmo grupo, os elementos apresentam o mesmo número de camadas.

Conclui-se que, com relação à estrutura da classificação periódica dos elementos, estão corretas as afirmativas:

a) I e II. c) II e III. e) III e IV.
b) I e III. d) II e IV.

10. (EEM-SP) Um certo átomo do elemento **E**, genérico, apresenta o elétron mais energético no subnível $4p^6$. Pede-se:

a) qual o período e família do sistema periódico a que pertence o elemento **E**?
b) qual o número atômico dos elementos que antecedem e sucedem o elemento **E** na mesma família do sistema periódico?

11. (UEL-PR) Considere as afirmações a seguir:

I — O elemento químico de número atômico 30 tem 3 elétrons de valência.
II — Na configuração eletrônica do elemento químico com número atômico 26, há 6 elétrons no subnível 3d.
III — $3s^2\ 3p^3$ corresponde à configuração eletrônica dos elétrons de valência do elemento químico de número atômico 35.
IV — Na configuração eletrônica do elemento químico de número atômico 21, há 4 níveis energéticos.

Estão corretas, **somente**:

a) I e II. c) II e III. e) III e IV.
b) I e III. d) II e IV.

Atualmente, o elemento titânio é muito utilizado em Medicina como componente de várias próteses. Considere o íon de titânio $^{48}Ti^{4+}$ com 18 elétrons e responda às questões de **12** a **14**.

12. Determine o número atômico do titânio.

13. Dê a localização deste elemento na tabela periódica.

14. O elemento titânio pode ser classificado como metal, ametal ou gás nobre?

PROPRIEDADES PERIÓDICAS E APERIÓDICAS

A tabela periódica pode ser utilizada para relacionar as propriedades dos elementos com suas estruturas atômicas. Essas propriedades podem ser de dois tipos: **periódicas** e **aperiódicas**.

PROPRIEDADES PERIÓDICAS

As **propriedades periódicas** são aquelas que, à medida que o número atômico aumenta, assumem valores crescentes ou decrescentes em cada período, ou seja, repetem-se periodicamente. Exemplo: o número de elétrons na camada de valência.

Raio atômico: o tamanho do átomo

O tamanho do átomo é uma característica difícil de ser determinada, pois a eletrosfera de um átomo não tem fronteira definida. De maneira geral, para comparar o tamanho dos átomos, devemos levar em conta dois fatores:

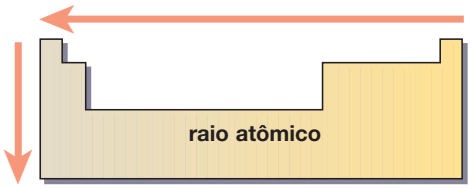
Número de níveis (camadas): quanto maior o número de níveis, maior será o tamanho do átomo.

Caso os átomos comparados apresentem o mesmo número de níveis (camadas), devemos usar outro critério.

Número de prótons: o átomo que apresenta maior número de prótons exerce uma maior atração sobre seus elétrons, o que ocasiona uma redução no seu tamanho.

Generalizando:

- **numa mesma família**: o raio atômico (tamanho do átomo) aumenta de cima para baixo na tabela, devido ao aumento do número de níveis;
- **num mesmo período**: o tamanho do átomo aumenta da direita para a esquerda na tabela, devido à diminuição do número de prótons nesse sentido, o que diminui a força de atração sobre os elétrons.



Variação do raio atômico na tabela periódica.

Energia de ionização

Energia de ionização (E.I.): é a energia necessária para remover um ou mais elétrons de um átomo isolado no estado gasoso.

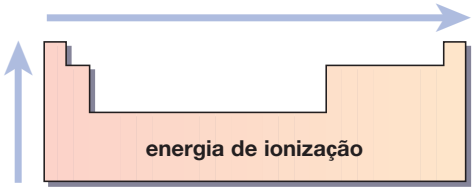
$$X^{0}_{(g)} + \text{energia} \longrightarrow X^{+}_{(g)} + e^{-}$$

Quanto maior o raio atômico, menor será a atração exercida pelo núcleo sobre o elétron mais afastado; portanto, menor será a energia necessária para remover esse elétron.

Generalizando:

Quanto maior o tamanho do átomo, menor será a primeira energia de ionização.

- **numa mesma família**: a energia de ionização aumenta de baixo para cima;
- **num mesmo período**: a E.I. aumenta da esquerda para a direita.



Variação da energia de ionização.

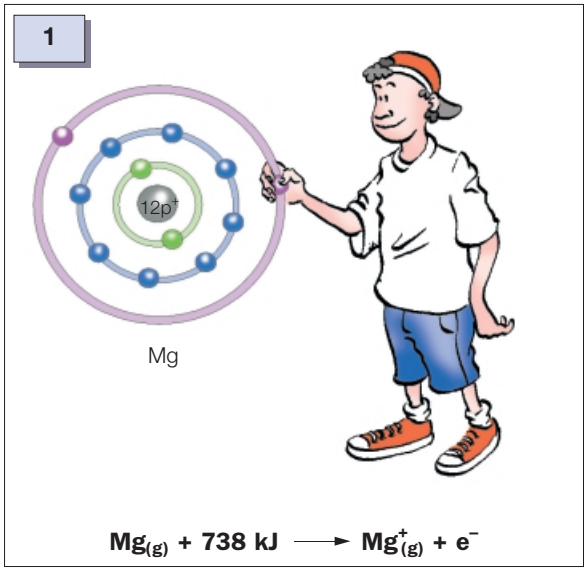
Ao retirarmos o primeiro elétron de um átomo, ocorre uma diminuição do raio. Por esse motivo, a energia necessária para retirar o segundo elétron é maior.

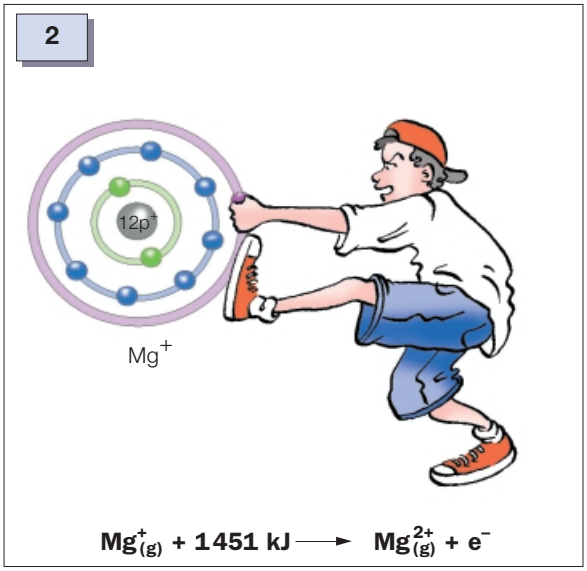
Assim, para um mesmo átomo, temos:

$$1^{a}\ \text{E.I.} < 2^{a}\ \text{E.I.} < 3^{a}\ \text{E.I.}$$

Esse fato fica evidenciado pela analogia a seguir, referente ao átomo de magnésio (Z = 12):

$$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$$





Afinidade eletrônica ou eletroafinidade

Eletroafinidade: é a energia liberada quando um átomo isolado, no estado gasoso, "captura" um elétron.

$$X^{0}_{(g)} + e^{-} \longrightarrow X^{-}_{(g)} + \text{energia}$$

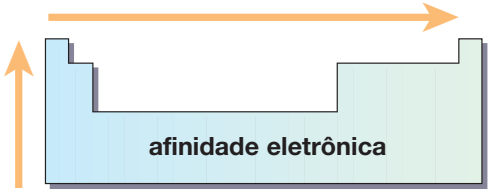
A medida experimental da afinidade eletrônica é muito difícil e, por isso, seus valores foram determinados para poucos elementos.

Veja no quadro ao lado alguns valores conhecidos de eletroafinidade.

IA	VIIA
Li	F
60 kJ	328 kJ
K	Br
48 kJ	325 kJ

Generalizando:

Numa família ou num período, quanto menor o raio, maior a afinidade eletrônica.



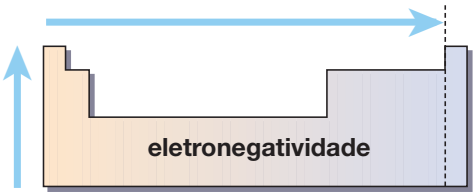
Variação da afinidade eletrônica na tabela periódica: aumenta de baixo para cima e da esquerda para a direita.

Eletronegatividade

Eletronegatividade: a força de atração exercida sobre os elétrons de uma ligação.

A eletronegatividade dos elementos não é uma grandeza absoluta, mas, sim, relativa. Ao estudá-la, na verdade estamos comparando a força de atração exercida pelos átomos sobre os elétrons de uma ligação. Essa força de atração tem relação com o raio atômico: quanto menor o tamanho do átomo, maior será a força de atração, pois a distância núcleo-elétron da ligação é menor. A eletronegatividade não é definida para os gases nobres.

As variações de eletronegatividade podem ser representadas pela ilustração a seguir:



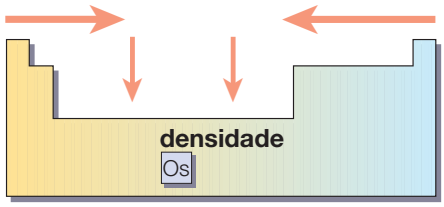
Na tabela periódica, a eletronegatividade cresce de baixo para cima e da esquerda para a direita. A eletronegatividade relaciona-se com o raio atômico: de maneira geral, quanto menor o tamanho de um átomo, maior será a força de atração sobre os elétrons.

Densidade

Experimentalmente, verifica-se que:

a) Entre os elementos das famílias IA e VIIA, a densidade aumenta, de maneira geral, de acordo com o aumento das massas atômicas, ou seja, de cima para baixo.

b) Num mesmo período, de maneira geral, a densidade aumenta das extremidades para o centro da tabela.



Variação da densidade.

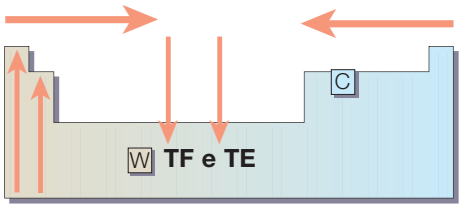
Assim, os elementos de maior densidade estão situados na parte central e inferior da tabela periódica, sendo o ósmio (Os) o elemento mais denso (22,5 g/cm^3).

Temperatura de fusão (TF) e temperatura de ebulição (TE)

Experimentalmente, verifica-se que:

a) Nas famílias IA e IIA, os elementos de maiores TF e TE estão situados na parte superior da tabela. Na maioria das famílias, os elementos com maiores TF e TE estão situados geralmente na parte inferior.

b) Num mesmo período, de maneira geral a TF e a TE crescem das extremidades para o centro da tabela.



Variação de TF e TE.

Assim, a variação das TF e TE na tabela periódica pode ser representada como no esquema ao lado.

Entre os metais, o tungstênio (W) é o que apresenta maior TF: 3 410 °C.

O carbono, por formar estruturas com grande número de átomos, apresenta TF (3550 °C) e TE (4287 °C) elevados.

Volume atômico

Quando usamos a expressão **volume atômico**, não estamos nos referindo ao "volume de um átomo". Na verdade, usamos essa expressão para designar — para qualquer elemento — o volume ocupado por uma quantidade fixa de número de átomos.

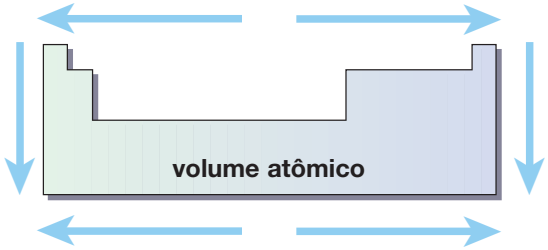
O volume atômico sempre se refere ao volume ocupado por $6{,}02 \cdot 10^{23}$ átomos, e pode ser calculado relacionando-se a massa desse número de átomos com a sua densidade. Assim, temos:

$$\text{volume atômico} = \frac{\text{massa de } 6{,}02 \cdot 10^{23} \text{ átomos do elemento}}{\text{densidade do elemento no estado sólido}}$$

Por meio de medidas experimentais, verifica-se que:

- **numa mesma família**, o volume atômico aumenta com o aumento do raio atômico;
- **num mesmo período**, o volume atômico cresce do centro para as extremidades.

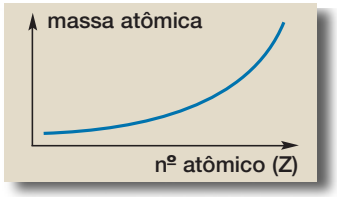
De maneira geral, a variação do volume atômico pode ser representada pelo seguinte esquema:



Variação do volume atômico na tabela periódica.

PROPRIEDADES APERIÓDICAS

As **propriedades aperiódicas** são aquelas cujos valores variam (crescem ou decrescem) à medida que o número atômico aumenta e que não se repetem em períodos determinados ou regulares. Exemplos: a **massa atômica** de um elemento sempre aumenta de acordo com o número atômico desse elemento, o calor específico, a dureza, o índice de refração etc.



EXERCÍCIO RESOLVIDO

As espécies químicas:

$$^{16}_{8}O^{2-} \qquad ^{24}_{12}Mg^{2+} \qquad ^{27}_{13}A\ell^{3+} \qquad \text{e} \qquad ^{20}_{10}Ne$$

constituem uma série isoeletrônica, isto é, apresentam o mesmo número de elétrons. Disponha-as em ordem crescente de raio.

SOLUÇÃO

	$^{16}_{8}O^{2-}$	$^{24}_{12}Mg^{2+}$	$^{27}_{13}A\ell^{3+}$	$^{20}_{10}Ne$
nº de p	8	12	13	10
nº de n	8	12	14	10
nº de e^-	10	10	10	10

Como as espécies apresentam o mesmo número de elétrons, apresentam o mesmo número de níveis ou camadas. Assim, o critério a ser utilizado para comparar seus raios será o número de prótons. Quanto maior o número de prótons, menor o raio. Portanto:

$$A\ell^{3} < Mg^{2+} < Ne < O^{2-}$$

Exercícios de classe

Para responder às questões **1** e **2**, considere as seguintes informações:

a) para elementos de uma mesma família: quanto maior o número de níveis, maior o raio;

b) genericamente, para elementos de um mesmo período: quanto maior o número de prótons, menor será o raio.

1. Quais os elementos de maior raio: $_{3}Li$ ou $_{19}K$? $_{11}Na$ ou $_{17}C\ell$?

2. Qual elemento tem menor raio: $_{19}K$ ou $_{20}Ca$?

3. (UFF-RJ) Dois ou mais íons ou, então, um átomo e um íon que apresentam o mesmo número de elétrons denominam-se espécies isoeletrônicas.
Comparando-se as espécies isoeletrônicas F^-, Na^+, Mg^{2+} e $A\ell^{3+}$, conclui-se que:

a) a espécie Mg^{2+} apresenta o menor raio iônico.
b) a espécie Na^+ apresenta o menor raio iônico.
c) a espécie F^- apresenta o maior raio iônico.
d) a espécie $A\ell^{3+}$ apresenta o maior raio iônico.
e) a espécie Na^+ apresenta o maior raio iônico.

Para responder às questões de **4** a **6**, considere as seguintes informações:

a) genericamente, quanto menor o raio atômico, maior será a sua energia de ionização;

b) $x_{(g)}$ + energia $\longrightarrow$ $x^+_{(g)} + e^-$: esta é a representação da equação que envolve a 1ª energia de ionização;

c) enxofre (Z = 16): 1ª E.I. = 1 010 kJ
cloro (Z = 17): 1ª E.I. = 1 260 kJ
selênio (Z = 34): 1ª E.I. = 941 kJ

4. Escreva as equações que representam a 1ª ionização dos elementos.

5. Explique por que a 1ª energia de ionização do cloro é maior que a do enxofre.

6. Explique por que a 1ª energia de ionização do enxofre é maior que a do selênio.

7. No processo de ionização do magnésio ($_{12}Mg$)

$$Mg_{(g)} \xrightarrow{E.I._1} Mg^+_{(g)} \xrightarrow{E.I._2} Mg^{2+}_{(g)} \xrightarrow{E.I._3} Mg^{3+}_{(g)}$$

foram obtidos, experimentalmente, os seguintes valores:

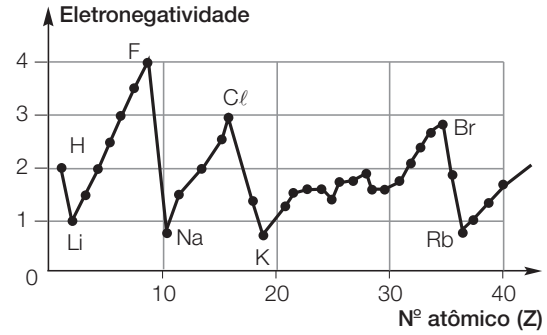
7 732 kJ; 738 kJ; 1 451 kJ.

A partir desses dados, associe corretamente os valores das energias de ionização. Justifique.

8. A equação química que poderá ser associada à afinidade eletrônica do flúor será:

a) $F_{2(g)} + 2\ e^- \longrightarrow 2\ F^-_{(g)}$
b) $F_{2(\ell)} \longrightarrow 2\ F^+_{(g)} + 2\ e^-$
c) $F_{(g)} \longrightarrow F^+_{(g)} + e^-$
d) $F_{(g)} + e^- \longrightarrow F^-_{(g)}$
e) $F_{(s)} + e^- \longrightarrow F^-_{(s)}$

O gráfico a seguir mostra os valores de eletronegatividade, determinados por Pauling, em função do número atômico. Observe o gráfico e responda às questões de **9** a **14** considerando somente os elementos nele representados.



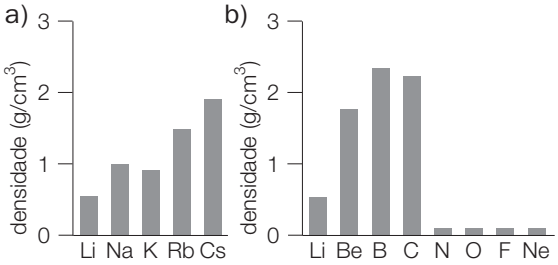
9. Identifique o elemento mais eletronegativo e o menos eletronegativo.

10. Qual dos metais alcalinos é o mais eletronegativo?

11. Qual dos halogênios é o menos eletronegativo?

12. Faça uma representação genérica da eletronegatividade na tabela periódica.

13. Observe os gráficos a seguir:



Como deve variar, genericamente, a densidade em uma família e nos períodos da tabela periódica?

14. O tungstênio (W) é utilizado na fabricação de filamentos de lâmpadas incandescentes. Entre os metais, é o que apresenta maior temperatura de fusão e ebulição: 3 410 °C e 5 657 °C, respectivamente. Sabendo que seu número atômico é 74, localize este elemento na tabela periódica e represente, esquematicamente, a variação genérica das TF e TE.

Exercícios propostos

O texto a seguir deve ser utilizado para responder às questões **1** e **2**.

A atração real exercida pelos prótons sobre os elétrons do nível de valência é denominada **carga nuclear efetiva** (Zef) e corresponde à carga nuclear (nº de prótons) menos a **blindagem** exercida pelos elétrons intermediários.

Vejamos alguns exemplos:

$_{11}X$ = 11p

K L M
2 – 8 1

blindagem

carga nuclear – blindagem
+11 –10

Zef = +1

A atração real sobre os elétrons de valência corresponde à carga de 1 próton (+1).

$_{17}Y$=17p

K L M
2 – 8 7

blindagem

carga nuclear – blindagem
+17 –10

Zef = +7

A atração real sobre os elétrons de valência corresponde à carga de 7 prótons (+7).

Assim, podemos perceber que, como a carga efetiva do cloro (Zef = +7) é maior que a do sódio (Zef = +1), a atração sobre os elétrons de valência do cloro é maior e, portanto, o seu raio é menor.

Maior Zef $\Longrightarrow$ maior atração $\Longrightarrow$ menor raio $\Longrightarrow$ maior a 1ª energia de ionização

Zef $\cong$ igual $\Longrightarrow$ raios $\cong$ iguais

1. Compare os raios atômicos dos elementos $_{12}Mg$ e $_{16}S$; $_{19}K$ e $_{9}F$.

2. Compare a 1ª energia de ionização do $_{3}Li$ e do $_{8}O$.

3. (Cesgranrio-RJ) Considerando um grupo ou família na tabela periódica, podemos afirmar em relação ao raio atômico:

a) Aumenta com o aumento do número atômico, devido ao aumento do número de camadas.
b) Aumenta à medida que aumenta o número de elétrons do nível L.
c) Não sofre influência da variação do número atômico.
d) Diminui à medida que aumenta o número atômico, devido ao aumento da força de atração do núcleo.
e) Diminui com o aumento do número atômico, devido ao aumento do número de elétrons.

Baseado na tabela abaixo, leia as questões de **4** a **11** e indique:

H																	He
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg													P	S	Cℓ	Ar
K	Ca													As	Se	Br	
Rb	Sr														Te	I	
Cs	Ba														Po	At	
Fr	Ra																

4. o halogênio de menor raio;

5. o calcogênio de maior raio;

6. o alcalino-terroso de maior raio;

7. o elemento de maior raio;

8. o elemento de menor raio;

9. o elemento de maior energia de ionização;

10. o elemento de menor energia de ionização;

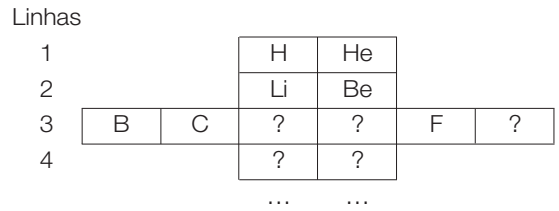
11. dos elementos do 2º período, o que apresenta maior raio.

12. A tabela a seguir mostra os raios atômicos de três espécies químicas:

Espécie	Raio
A	0,070 nm
B	0,095 nm
C	0,140 nm

Associe as espécies **A**, **B** e **C** com $_{16}S^{2-}$, $_{10}Ne$, $_{11}Na^{+}$. Justifique sua resposta.

13. (UFRJ) Desde o primeiro trabalho de Mendeleev, publicado em 1869, foram propostas mais de quinhentas formas para apresentar uma classificação periódica dos elementos químicos. A figura a seguir apresenta um trecho de uma destas propostas, na qual a disposição dos elementos é baseada na ordem de preenchimento dos orbitais atômicos. Na figura, alguns elementos foram propositadamente omitidos.

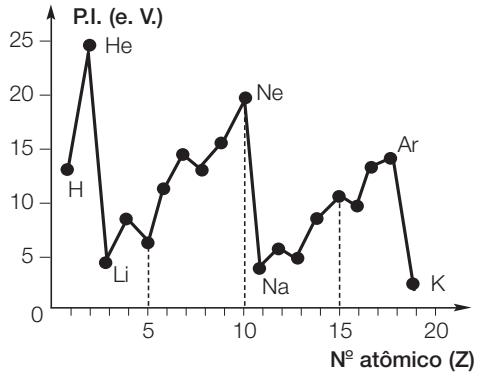


a) Identifique os elementos químicos da quarta linha da figura apresentada.
b) Identifique o elemento químico de maior potencial de ionização dentre todos os da terceira linha da figura apresentada.

14. (EFOA-MG) Energia de ionização é a energia necessária para se retirar um elétron de um átomo neutro no estado gasoso. Complete a tabela abaixo com os elementos **Ca**, **I** e **K**, ordenando-os de acordo com os valores de energia apresentados (consulte a tabela periódica):

Elemento	1ª energia de ionização (kJ mol^{-1})
?	419
?	590
?	1 008

15. (Fuvest-SP) O gráfico mostra a variação do potencial de ionização para elementos com número atômico (Z) de 1 a 19.



a) Dê o nome dos três elementos que têm maior dificuldade de formar cátions, no estado gasoso.
b) Explique por que, no intervalo de Z = 3 a Z = 10, o potencial de ionização tende a crescer com o aumento do número atômico.

16. (PUC-SP) O elemento de maior eletronegatividade é o que apresenta a seguinte configuração eletrônica:
a) $1s^2\ 2s^1$
b) $1s^2\ 2s^2\ 2p^1$
c) $1s^2\ 2s^2\ 2p^2$
d) $1s^2\ 2s^2\ 2p^5$
e) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1$

17. (Acafe-SC) Em relação à eletronegatividade, a alternativa **verdadeira** é:
a) Os metais, em geral, são os elementos mais eletronegativos.
b) Os elementos que apresentam os maiores valores de eletronegatividade são os metais alcalinos.
c) Os elementos mais eletronegativos estão na parte superior direita da tabela periódica.
d) Os gases nobres são estáveis devido à sua alta eletronegatividade.
e) Os elementos de transição são os elementos com os mais altos valores de eletronegatividade.

18. (UFJF-MG) Na mesma família da tabela periódica dos elementos químicos, em geral:
a) a eletronegatividade cresce de cima para baixo;
b) a energia de ionização diminui de cima para baixo;
c) o tamanho dos átomos diminui de cima para baixo;
d) a afinidade eletrônica cresce de cima para baixo.

19. (UFV-MG) Em relação à família dos metais alcalinos, indique a alternativa correta:
a) Esses elementos apresentam propriedades químicas semelhantes, principalmente por apresentarem um elétron de valência.
b) Essa família é chamada de metais alcalinos pela facilidade em ceder prótons.
c) O raio atômico do sódio é maior que o do potássio.
d) O potencial de ionização do sódio é maior que o do lítio.
e) A densidade do lítio é igual à do rubídio.

20. (Unifor-CE) Dentre os elementos a seguir, o que deve apresentar **menor** temperatura de ebulição sob pressão ambiente é o:
a) sódio. c) oxigênio. e) iodo.
b) ferro. d) bromo.

21. (UFSM-RS) Considerando as propriedades periódicas, indique a alternativa correta:
a) Para elementos de um mesmo período, a primeira energia de ionização é sempre maior que a segunda.
b) Com o aumento do número de camadas, o raio atômico, em um mesmo grupo, diminui.
c) Para íons de elementos representativos, o número do grupo coincide com o número de elétrons que o átomo possui no último nível.
d) Os elementos com caráter metálico acentuado possuem grande afinidade eletrônica.
e) Para elementos de um mesmo grupo, o volume atômico aumenta com o aumento do número atômico.

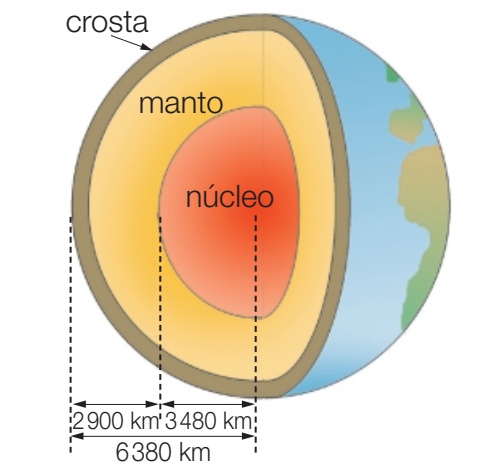
EXERCÍCIOS GLOBALIZANTES

Leia o texto a seguir e, depois, resolva as questões:

Os elementos e a manutenção da vida

Para facilitar o estudo da constituição da Terra, os geólogos costumam dividi-la em três camadas: núcleo, manto e crosta terrestre.

O núcleo é a camada mais profunda, e acredita-se ser formada por níquel e ferro (NiFe), provavelmente fundidos. O manto localiza-se entre o núcleo e a crosta. Supõe-se que seja formado por oxigênio, silício e alumínio (OSiAℓ). A crosta terrestre é a camada mais externa, cuja profundidade é estimada em 40 km. Os 12 elementos que constituem 99,7% da crosta terrestre são (em ordem decrescente de abundância): O, Si, Aℓ, Fe, Ca, Mg, Na, K, Ti, H, P e Mn.



A exemplo da Terra, o nosso corpo também é constituído por muitos elementos, os quais podem ser encontrados em quantidades muito grandes ou extremamente pequenas, chamadas **traços**. Independentemente da quantidade, todos esses elementos são fundamentais à manutenção da vida. Os oito elementos mais abundantes em nosso corpo são (em ordem decrescente de abundância): O, C, H, N, Ca, P, K e S.

Outros elementos, denominados **microelementos**, são encontrados em nosso corpo em quantidades muito pequenas, o que não os torna menos importantes, pois sua ausência ou deficiência pode provocar sérias alterações nos processos biológicos. Observe, na tabela a seguir, alguns desses microelementos e a sua importância para o nosso corpo:

Elemento	Necessidade diária	Função biológica	Sintomas de carência	Alimentos em que é encontrado
Ferro (Fe)	Homem: 10 mg Mulher: 18 mg	Formação de hemoglobina e enzimas.	Anemia.	Carne, fígado, espinafre, feijão.
Cobre (Cu)	2 a 5 mg	Formação de enzimas, células vermelhas e colágeno.	Desmineralização óssea.	Ovos, frango, verduras, trigo.
Zinco (Zn)	15 mg	Metabolismo de aminoácidos; formação de enzimas e colágeno.	Retarda o crescimento e a formação de ossos.	Trigo, marisco, leite, peixe, ovos, grãos.
Iodo (I)	150 μg	Funcionamento da tireóide.	Hipotiroidismo, gota, cretinismo.	Sal iodado, marisco, ostra, peixe, camarão.

Obs.: 1 mg = 10^{-3} g; 1 μg = 10^{-6} g.

1. Dados os números atômicos:

H = 1, C = 6, N = 7, O = 8, Fe = 26, Ni = 28, Aℓ = 13, Si = 14, S = 16, K = 19

a) faça a distribuição eletrônica em subníveis dos elementos que compõem o núcleo e o manto da Terra;

b) em função da distribuição eletrônica dos elementos do item **a**, classifique-os em representativos ou de transição;

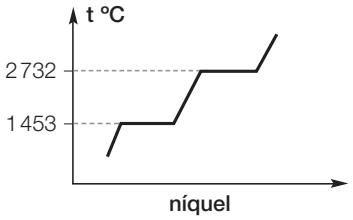
c) indique a localização, na tabela periódica, do elemento mais abundante na crosta terrestre.

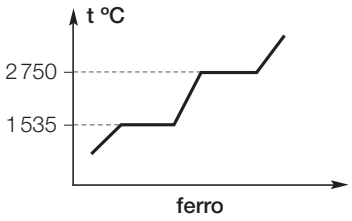
2. A utilização de panelas de ferro na preparação de alimentos diminui a incidência de qual doença?

3. Ao sal de cozinha usado na alimentação devem ser adicionados, por lei, compostos à base de iodo. Esse procedimento é necessário para evitar uma disfunção em qual glândula?

4. Qual dos elementos presentes no manto terrestre apresenta maior dificuldade para originar cátions?

5. Considere os seguintes diagramas (a 1 atm):





Se a pressão no núcleo da Terra fosse de 1 atm, qual seria a menor e a maior temperatura dos elementos níquel e ferro no estado líquido (quando fundidos)?

6. Se analisarmos 1 tonelada da crosta terrestre, cuja massa é composta de 50% de oxigênio e 25% de silício, qual massa de silício será encontrada (dar a resposta em gramas)?

7. Os cristais de rocha (areia) podem ser representados pela fórmula SiO_2.

a) Essa fórmula representa uma substância simples, uma substância composta ou uma mistura?

b) Qual o número de átomos e de elementos presentes nessa fórmula?

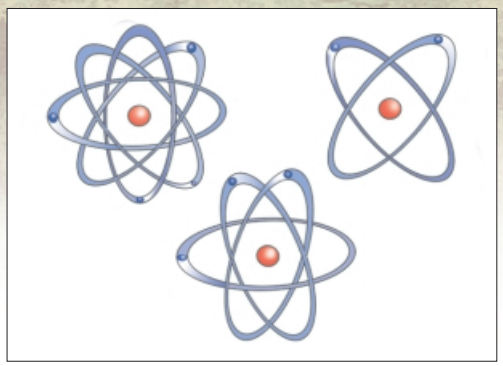
8. Entre os oito elementos mais abundantes do nosso corpo, podem existir átomos do tipo $^{40}_{20}Ca$ e $^{40}_{19}K$. Tais átomos são classificados como isótopos, isóbaros ou isótonos?

9. Dos metais encontrados em nosso corpo, qual apresenta coloração diferente?

UNIDADE 5

Ligações químicas

INTRODUÇÃO





Christof Gunkel

Se átomos de um mesmo elemento ou de elementos diferentes não tivessem a capacidade de se combinarem uns com os outros, certamente não encontraríamos na natureza uma grande variedade de substâncias.

Há diferentes maneiras pelas quais os átomos podem se combinar, como, por exemplo, mediante o ganho ou a perda de elétrons, ou pelo compartilhamento de elétrons dos níveis de valência.

Alguns poucos elementos, como os da família dos **gases nobres** (família 0 ou VIIIA), aparecem na forma de átomos isolados. Esses elementos apresentam oito elétrons na camada de valência. O hélio (He) é a única exceção: ele apresenta apenas uma camada com dois elétrons.

Em 1916, os cientistas Lewis e Kossel associaram esses dois fatos, ou seja, a tendência de elementos com oito elétrons na camada de valência aparecerem isoladamente, com a tendência que os elementos manifestam de perder, ganhar ou compartilhar elétrons. A partir dessa associação, propuseram uma teoria para explicar as ligações químicas entre os elementos:

Gases nobres — distribuição eletrônica do nível de valência

$_{2}He$ — $1s^2$

$_{10}Ne$ — $2s^2\ 2p^6$

$_{18}Ar$ — $3s^2\ 3p^6$

$_{36}Kr$ — $4s^2\ 4p^6$

$_{54}Xe$ — $5s^2\ 5p^6$

$_{86}Rn$ — $6s^2\ 6p^6$

Teoria do Octeto: um grande número de átomos adquire estabilidade eletrônica quando apresenta oito elétrons na sua camada mais externa.

Essa teoria é aplicada principalmente para os elementos representativos (família A), sendo que os elementos de transição (família B) não seguem obrigatoriamente esse modelo. Embora existam muitas exceções a essa regra, ela continua sendo utilizada por se prestar muito bem como introdução ao conceito de ligação química e por explicar a formação da maioria das substâncias encontradas na natureza.

LIGAÇÃO IÔNICA OU ELETROVALENTE

Como o próprio nome indica, a ligação iônica ocorre entre íons, positivos (cátions) e negativos (ânions), e é caracterizada pela existência de forças de atração eletrostática entre os íons.

A ligação iônica ocorre, então, entre elementos que apresentam tendências opostas, ou seja, é necessário que um dos átomos participantes da ligação possua a tendência de perder elétrons enquanto o outro, a de receber elétrons.

Na maioria das vezes, os átomos que perdem elétrons são os metais das famílias IA, IIA e IIIA e os átomos que recebem elétrons são os ametais das famílias VA, VIA e VIIA. O hidrogênio (Z = 1) apresenta, na sua primeira e única camada, **um** elétron, atingindo a estabilidade, nesse tipo de ligação, ao receber mais um elétron.

A ligação iônica é a única em que ocorre transferência definitiva de elétrons.

Esquematicamente, a ligação iônica entre os átomos **A** e **B**, genéricos, pode ser assim representada:

	A $\xrightarrow{e^-}$ B	
Tendência	ceder elétrons	receber elétrons
Classificação	metais	ametais semimetais hidrogênio
Interação	cátions $\xleftrightarrow{\text{atração eletrostática}}$	ânions

O exemplo mais representativo de uma ligação iônica é a formação do sal de cozinha (cloreto de sódio) a partir de átomos de sódio (Na) e de cloro (Cℓ).

O átomo de sódio (Na) não é estável pela Teoria do Octeto, pois apresenta um elétron na camada de valência. Sua estabilidade eletrônica será atingida pela perda de um elétron, originando o íon Na^+. Observe:

$$^{23}_{11}Na \quad 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1 \xrightarrow{\text{perde } 1e^-} {}^{23}_{11}Na^+ \quad 1s^2\ 2s^2\ 2p^6$$

p = 11(+) n = 12 e = 11(–) | p = 11(+) n = 12 e = 10(–)

O átomo de cloro (Cℓ) não é estável pela Teoria do Octeto, pois apresenta sete elétrons na camada de valência. Sua estabilidade eletrônica será atingida pelo ganho de um elétron, originando o íon $C\ell^-$. Observe:

$$^{35}_{17}C\ell \quad 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5 \xrightarrow{\text{ganha } 1e^-} {}^{35}_{17}C\ell^- \quad 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$$

p = 17(+) n = 18 e = 17(–) | p = 17(+) n = 18 e = 18(–)

Usando as representações de Lewis, temos:

$$Na^{\bullet} \xrightarrow{\text{perde } 1e^-} [Na]^+ \qquad :\!\overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{C\ell}}\!^{\bullet} \xrightarrow{\text{ganha } 1e^-} \left[:\!\overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{C\ell}}\!:\right]^-$$

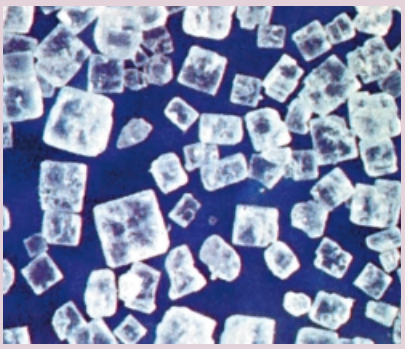
Após a formação dos íons (Na^+ e $C\ell^-$) eletronicamente estáveis, ocorre uma interação eletrostática (cargas com sinal contrário se atraem):

$$Na^+ + C\ell^- \longrightarrow NaC\ell$$

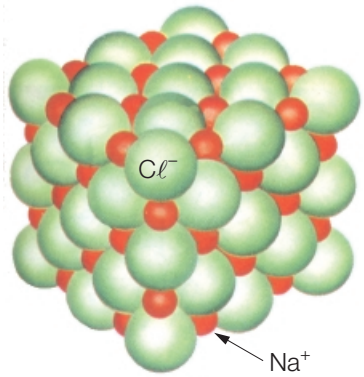
Os compostos assim formados são denominados **compostos iônicos**. Constituem estruturas eletricamente neutras.

A interação entre os íons produz aglomerados com forma geométrica definida, denominados **retículos cristalinos**, característicos dos sólidos.

Ao lado, cristais do sal; à direita, representação de retículo de $NaC\ell$ — visão "microscópica". O cloreto de sódio, assim como todo composto iônico, é formado por um aglomerado de cátions e ânions.



CEDOC



A existência do retículo iônico determina as principais características desses compostos:

a) Como apresentam forma definida, são sólidos nas condições ambientes (temperatura de 25 °C e pressão de 1 atm).

b) Os compostos iônicos apresentam elevadas temperatura de fusão e temperatura de ebulição.

$$NaC\ell_{(s)} \xrightarrow[\text{temperatura de fusão (801 °C)}]{\Delta} NaC\ell_{(\ell)} \xrightarrow[\text{temperatura de ebulição (1 413 °C)}]{\Delta} NaC\ell_{(g)}$$

c) Quando submetidos a impacto, quebram facilmente, produzindo faces planas; são, portanto, duros e quebradiços.

d) Apresentam condutibilidade elétrica quando dissolvidos em água ou quando puros no estado líquido (fundidos), devido à existência de íons com liberdade de movimento, que podem ser atraídos pelos eletrodos, fechando o circuito elétrico.

e) Seu melhor solvente é a água.

Alguns casos particulares

Existem alguns metais que, quando perdem elétrons, originam cátions que não seguem a regra do octeto. Isso ocorre com os metais de transição.

Um exemplo importante é o que ocorre com o ferro (Fe), que na natureza é encontrado formando compostos com carga 2+ e 3+. Observe:

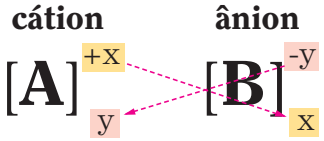
$$_{26}Fe: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^6 \longrightarrow \begin{cases} {}_{26}Fe^{2+}: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^6 \\ {}_{26}Fe^{3+}: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^5 \end{cases}$$

Na formação do Fe^{2+}, os elétrons perdidos estavam situados no subnível $4s^2$ (camada de valência). No caso do Fe^{3+}, foram perdidos os elétrons do subnível $4s^2$ e mais um elétron do subnível $3d^6$.

DETERMINAÇÃO DAS FÓRMULAS DOS COMPOSTOS IÔNICOS

A fórmula correta de um composto iônico é aquela que mostra a **mínima proporção** entre os átomos que se ligam, de modo que se forme um **sistema eletricamente neutro**. Para que isso ocorra, é necessário que o número de elétrons cedidos pelos átomos de um elemento seja igual ao número de elétrons recebidos pelos átomos do outro elemento.

Há uma maneira prática, portanto rápida, de determinar a quantidade necessária de cada íon para escrever a **fórmula iônica** correta:



total de cargas positivas: $(y) \cdot (+x) = +xy$
total de cargas negativas: $(x) \cdot (-y) = -xy$ +
Σ das cargas = zero

Vejamos um exemplo:

$_{19}K$: $1s^2$ $2s^2\ 2p^6$ $3s^2\ 3p^6$ $4s^1$ —perde 1 e^-→ $_{19}K^+$

$_{8}O$: $1s^2$ $2s^2\ 2p^4$ —ganha 2 e^-→ $_{8}O^{2-}$

$K^+_2 O^{2-}_1$ $\boxed{K_2O}$

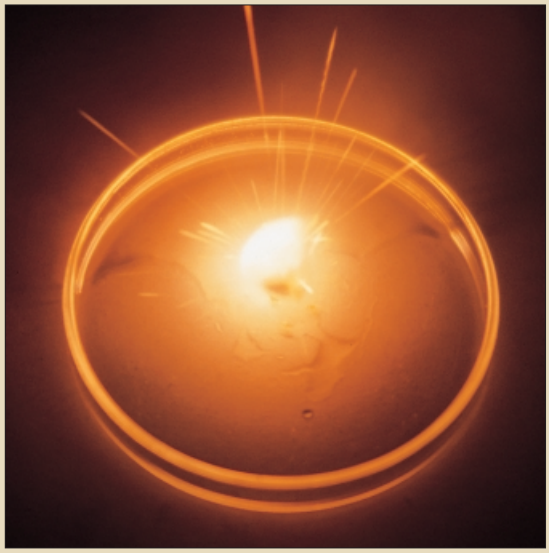


L E I T U R A

Dieta com baixo teor de sódio

Os médicos costumam prescrever às pessoas hipertensas (que têm pressão alta) uma dieta com baixo teor de sódio. Isso não significa que as pessoas devam diminuir o consumo de sódio metálico (Na). Na verdade, ninguém consome sódio metálico. O sódio é um metal muito reativo que, em contato com a água, libera grande quantidade de energia.

Na verdade, a recomendação médica refere-se aos **íons sódio** (Na^+) que são ingeridos quando consumimos o sal de cozinha ($Na^+C\ell^-$). Apesar de o átomo (Na) e o íon (Na^+) possuírem nomes e símbolos semelhantes, eles apresentam comportamento químico muito diferente.


Thales Trigo

Reação do sódio com a água:
$Na + HOH \longrightarrow NaOH + {}^1/_2\ H_2 + calor$

Exemplo semelhante ocorre quando os médicos prescrevem ferro às pessoas anêmicas. Isso não quer dizer que elas devam "comer pregos de ferro" ou outro objeto feito de ferro. O que os médicos recomendam é a ingestão de íons ferro II (Fe^{2+}), encontrados, por exemplo, em sais de ferro II ($Fe^{2+}SO_4^{2-}$).

EXERCÍCIO RESOLVIDO

(Fuvest-SP – mod.) Considere os íons: Ca^{2+}, PO_4^{3-} e OH^-. A combinação desses íons pode resultar na hidroxiapatita, mineral presente em ossos e dentes. A fórmula química pode ser representada por $Ca_x(PO_4)_3OH$. O valor de **x** nesta fórmula é:

a) 1. b) 2. c) 3. d) 4. e) 5.

SOLUÇÃO

Como sabemos que o somatório das cargas deve ser igual a zero e que pela fórmula temos:

$$Ca_x^{2+}\ (PO_4)_3^{3-}\ OH^-$$

Somatório das cargas: $x \cdot (+2) + 3 \cdot (-3) + 1 \cdot (-1) = 0 \Rightarrow$ $x = 5$

Exercícios de classe

1. Considere os íons:
cátions: K^+, Ca^{2+}, Fe^{3+}
ânions: F^-, O^{2-}
Escreva as seis fórmulas resultantes da combinação de cada tipo de cátion com cada tipo de ânion.

2. Os átomos de $_{13}A\ell$ e $_{16}S$ podem originar íons. Determine a carga dos íons estáveis de cada um desses elementos.

3. Combine os pares de elementos e escreva a fórmula do composto resultante:

a) $_{12}Mg$ e $_8O$;
b) $_{11}Na$ e $_{16}S$;
c) $_{20}Ca$ e $_9F$;
d) $_{13}A\ell$ e $_9F$;
e) $_{12}Mg$ e $_7N$;
f) $_{11}Na$ e $_1H$.

4. (PUC-MG) Um elemento **X** (Z = 20) forma com **Y** um composto de fórmula X_3Y_2. O número atômico de **Y** é:

a) 7.
b) 9.
c) 11.
d) 12.
e) 18.

5. (Fatec-SP) Identifique os pares de números atômicos correspondentes a elementos que, quando se combinam, formam o composto de fórmula $A_2^{3+}\ B_3^{2-}$.

	A^{3+}	B^{2-}
a)	12	7
b)	19	16
c)	15	17
d)	13	8
e)	13	13

6. (UFSC) De modo geral, os compostos que possuem ligações iônicas:

a) são solúveis em derivados do petróleo.
b) são encontrados na natureza no estado sólido.
c) apresentam pontos de ebulição elevados e pontos de fusão baixos.
d) são duros e quebradiços.
e) apresentam alta condutividade elétrica em solução aquosa.

Exercícios propostos

1. (Vunesp-SP) Tem-se dois elementos químicos **A** e **B**, com números atômicos iguais a 20 e 35, respectivamente.

a) Escreva as configurações eletrônicas dos dois elementos. Com base nas configurações, diga a que grupo da tabela periódica pertence cada um dos elementos em questão.
b) Qual será a fórmula do composto formado entre os elementos **A** e **B**? Que tipo de ligação existirá entre **A** e **B** no composto formado? Justifique.

2. (Unicamp-SP) Um elemento metálico **X** reage com cloro, formando um composto de fórmula $XC\ell$. Um outro elemento **Y**, também metálico, reage com cloro formando um composto de fórmula $YC\ell_2$. As massas atômicas relativas de **X** e **Y** são próximas.

a) Em que grupo da tabela periódica estariam os elementos **X** e **Y**?
b) Consulte a tabela periódica e dê o símbolo de dois elementos que poderiam corresponder a **X** e **Y**.

3. (Unicamp-SP) Considerando os elementos sódio, magnésio, enxofre e cloro, escreva as fórmulas dos compostos iônicos que podem ser formados entre eles (consulte a tabela periódica).

4. (UFRJ) O correto uso da tabela períodica permite determinar os elementos químicos a partir de algumas de suas características.

Recorra à tabela periódica e determine:

a) o elemento que tem distribuição eletrônica s^2p^4 no nível mais energético, é o mais eletronegativo de seu grupo e forma, com os metais alcalinos terrosos, composto do tipo XY;

b) o número atômico do elemento que perde dois elétrons ao formar ligação iônica e está localizado no 3º período da tabela periódica.

5. (PUC-MG) Um composto apresenta as propriedades a seguir:

1 — alto ponto de fusão e de ebulição;
2 — bom condutor de corrente elétrica no estado líquido ou em solução aquosa;
3 — sólido à temperatura ambiente.

Esse composto deve ser formado pelos seguintes elementos:

a) sódio e potássio.
b) magnésio e flúor.
c) cloro e oxigênio.
d) oxigênio e nitrogênio.
e) carbono e hidrogênio.

6. Dentre os compostos

$$SC\ell_2,\ SrC\ell_2,\ Na_2O \text{ e } N_2O$$

é (são) iônico(s) somente:

a) Na_2O.
b) $SrC\ell_2$.
c) $SC\ell_2$ e N_2O.
d) Na_2O e $SC\ell_2$.
e) Na_2O e $SrC\ell_2$.

Exercícios de contexto

O composto iônico mais comum: NaCℓ

O principal componente do sal de cozinha é o cloreto de sódio, um composto químico formado há milhões de anos. O sal pode ser encontrado nos mares ou em locais que um dia foram cobertos por suas águas. É largamente empregado na alimentação humana e animal e em todo tipo de indústria: tecidos, metais, plásticos, borracha, produtos químicos etc.

Nos tempos antigos, guerras sangrentas foram travadas pela sua posse. Os romanos pagavam seus soldados com um saquinho de **sal**, daí o termo **salário**, utilizado até hoje.

O sal pode ser extraído diretamente de minas (salgema), como ocorre nos Estados Unidos e na Europa, ou por meio da evaporação da água do mar, como acontece nos países tropicais, como o Brasil.


Pulsar

As salinas são constituídas por extensas bacias localizadas próximas ao litoral, em regiões em que predominam os ventos e as temperaturas elevadas. Nas salinas, a água do mar fica retida em tanques rasos, o que favorece a evaporação.

Com a evaporação da água, inicia-se a cristalização do sal, que será colhido conforme o tipo de salina.

- Nas **salinas mecanizadas** são usadas colheitadeiras que abastecem diretamente caminhões caçamba, os quais depositam o sal nas pilhas de estocagem.

- Nas **salinas artesanais**, o sal é colhido manualmente com auxílio de "chibancas" (enxadas) e transportado em carros de mão até as "rumas" (pequenos montes) antes de ser colocado em caminhões.

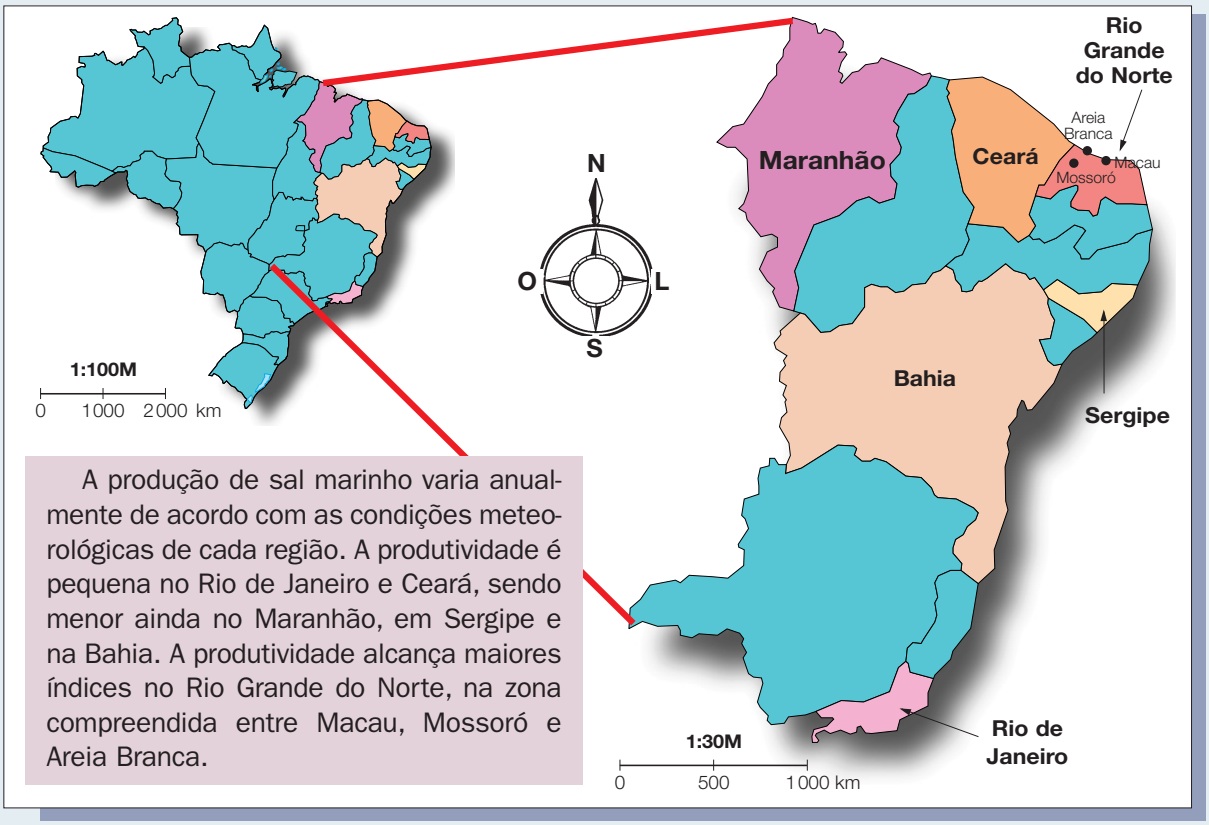
Em algumas regiões salineiras, o estado de miséria e a falta de oferta de trabalho levam os salineiros a aceitar trabalho em quaisquer condições, mesmo que estas sejam prejudiciais à sua saúde. Grande parte dos trabalhadores do setor não possui nenhum amparo legal. Mesmo assim continuam trabalhando, pois a subsistência da família depende basicamente deles. As empresas, em geral, não oferecem Equipamentos de Proteção Individual (EPI), o que aumenta a freqüência de acidentes e a incidência de doenças ocupacionais.

A enciclopédia da Organização Internacional do Trabalho cita, como principais doenças ocupacionais decorrentes da colheita e industrialização do sal marinho, as enfermidades dos olhos e as lesões da pele. Os problemas dermatológicos mais freqüentes são:

- **Calosidades palmares**: mais conhecidas entre os salineiros como "calos das mãos", decorrem da utilização de instrumentos de trabalho.
- **Calosidades plantares**: denominadas pelos salineiros de "maxixe", caracterizam-se pela formação de verrugas e calos nos pés. Em alguns casos, a alteração da pele se aprofunda mais, chegando a atingir terminações nervosas, o que provoca dor ao andar.
- **Bolhas**: ao romperem-se, as bolhas deixam uma erosão na pele, que poderá evoluir para uma ulceração.

Os problemas oculares mais freqüentes são:

- **hiperemia** dos olhos (vermelhidão dos olhos);
- **catarata** (perda da transparência do cristalino);
- **pterígeo** (espessamento membranoso do tecido ocular — conjuntiva).



A produção de sal marinho varia anualmente de acordo com as condições meteorológicas de cada região. A produtividade é pequena no Rio de Janeiro e Ceará, sendo menor ainda no Maranhão, em Sergipe e na Bahia. A produtividade alcança maiores índices no Rio Grande do Norte, na zona compreendida entre Macau, Mossoró e Areia Branca.

Revista Brasileira de Saúde Ocupacional, n. 57, vol. 15, 1987 (texto adaptado).

1. Qual nome se dá ao processo utilizado para separar o sal da água do mar? Esse processo é mais eficiente em regiões quentes ou frias? Explique.

2. Identifique o nome do sal encontrado em grande quantidade na água do mar.

Considere que em cada litro da água do mar estejam dissolvidos 40 g de sais. A partir desse dado, responda às questões **3** e **4**.

3. Se um volume de 10 L da água do mar for submetido à filtração simples, qual massa de sais ficará retida no papel de filtro? Justifique.

4. Se uma amostra de 1 000 L da água do mar for submetida à evaporação, qual massa de sais restará ao final do processo? Justifique.

5. Se hoje o pagamento pelo mês trabalhado fosse efetuado com sal de cozinha, e supondo que o quilo do sal esteja cotado em R$ 0,50, quantos quilos de sal receberia um trabalhador cuja renda fosse de 1 salário mínimo (R$ 200,00)?

6. Cite os equipamentos de proteção individual que as empresas deveriam oferecer aos trabalhadores para evitar:

a) calosidades palmares;
b) calosidades plantares;
c) hiperemia.

7. Os médicos costumam recomendar dietas a indivíduos hipertensos nas quais substituem o cloreto de sódio ($NaC\ell$) por um outro sal. Identifique, entre as alternativas abaixo, o sal prescrito pelos médicos:

a) $FeC\ell_2$ b) $CaC\ell_2$ c) $KC\ell$

8. Quais íons são responsáveis pela transmissão de impulsos elétricos pelo nosso organismo?

9. As cãibras geralmente estão associadas à baixa concentração de íons K^+. Que tipo de medicamento pode provocar a perda desses íons?

a) analgésicos;
b) antitérmicos;
c) diuréticos;
d) antiinflamatórios;
e) esteróides.

Vamos entrar um pouco no campo da Geografia:

Estado	Sigla	Capital
São Paulo	SP	São Paulo
Minas Gerais	MG	Belo Horizonte
Pernambuco	PE	Recife
Paraná	PR	Curitiba
Rio Grande do Sul	RS	Porto Alegre

10. Indique a sigla e a capital dos estados citados no mapa.

11. Em qual região brasileira está localizado o estado que detém a maior produção de sal?

12. Quais meios de transporte devem ser utilizados para a distribuição do sal a todas as regiões do País?

LIGAÇÃO COVALENTE

CARACTERÍSTICAS

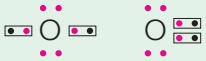
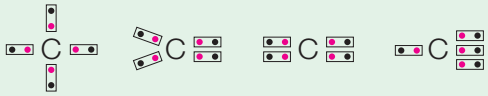
Esse tipo de ligação ocorre quando os átomos envolvidos tendem a receber elétrons. Como é impossível que todos os átomos recebam elétrons sem ceder nenhum, eles compartilham seus elétrons, formando **pares eletrônicos**. Cada par eletrônico é constituído por um elétron de cada átomo e pertence simultaneamente aos dois átomos. Como não ocorre ganho nem perda de elétrons, formam-se estruturas eletricamente neutras, de grandeza limitada, denominadas **moléculas**. Por esse motivo, essa ligação também é denominada **molecular**.

Esquematicamente, a ligação covalente pode ser assim representada:

Átomos	A	B
Tendência	receber elétrons	receber elétrons
Classificação	hidrogênio, ametais, semimetais	hidrogênio, ametais, semimetais
Par de elétrons	● ●	

A LIGAÇÃO COVALENTE E A TABELA PERIÓDICA

A relação entre a posição na tabela e o número de ligações é indicada a seguir:

Elemento	Camada de valência	Quantidade de pares compartilhados	Possibilidades de ligação
família VIIA	7 elétrons	1	
família VIA	6 elétrons	2	
família VA	5 elétrons	3	
família IVA	4 elétrons	4	
hidrogênio	1 elétron	1	

FÓRMULAS QUÍMICAS

A representação do número e dos tipos de átomos que formam uma molécula é feita por uma **fórmula química**. Existem diferentes tipos de fórmulas: a **molecular**, a **eletrônica** e a **estrutural plana**.

a) **Molecular**: é a representação mais simples e indica apenas quantos átomos de cada elemento químico formam a molécula.

H_2O	CO_2
água	gás carbônico

b) **Eletrônica**: também conhecida como **fórmula de Lewis**, esse tipo de fórmula mostra, além dos elementos e do número de átomos envolvidos, os elétrons da camada de valência de cada átomo e a formação dos pares eletrônicos.



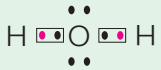
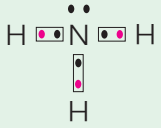
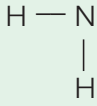
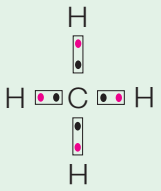
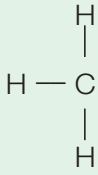
água — gás carbônico

c) **Estrutural plana**: também conhecida como **fórmula estrutural de Couper**, ela mostra as ligações entre os elementos, sendo cada par de elétrons entre dois átomos representado por um traço.

H — O — H	O = C = O
água	gás carbônico

Perceba que mais de um par de elétrons pode ser compartilhado, formando-se, então, ligações simples, duplas e triplas. Veja as fórmulas de algumas moléculas simples:

Nome	Constituição	Fórmula molecular	Fórmula eletrônica	Fórmula estrutural plana	Tipos de ligação
gás hidrogênio	2 átomos de hidrogênio	H_2		H — H	1 simples
gás oxigênio	2 átomos de oxigênio	O_2		O = O	1 dupla

Nome	Constituição	Fórmula molecular	Fórmula eletrônica	Fórmula estrutural plana	Tipos de ligação
gás nitrogênio	2 átomos de nitrogênio	N_2		N ≡ N	1 tripla
água	2 átomos de hidrogênio e 1 de oxigênio	H_2O		H — O — H	2 simples
gás amônia	3 átomos de hidrogênio e 1 de nitrogênio	NH_3			3 simples
gás metano	4 átomos de hidrogênio e 1 de carbono	CH_4			4 simples

Alguns casos particulares

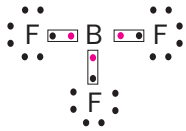
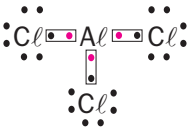
A regra do octeto não é absoluta. Vários compostos estáveis não apresentam oito elétrons em torno de um átomo da molécula. Veja alguns elementos que não seguem a regra do octeto:

Boro (B)

O boro forma compostos estáveis por meio de três ligações simples, estabilizando-se com seis elétrons na camada de valência.

Berílio (Be)

O berílio — embora classificado como metal alcalino-terroso, pelo fato de seus dois elétrons da camada de valência apresentarem elevadas energias de ionização, forma compostos moleculares com duas ligações simples. Assim, estabiliza-se com quatro elétrons na camada de valência.

	Fórmula		
	molecular	eletrônica	estrutural
B	BF_3		
Be	BeF_2		F — Be — F
Aℓ	$A\ell C\ell_3$		

Alumínio (Aℓ)

Como seus elétrons de valência apresentam elevadas energias de ionização, o alumínio forma, em alguns casos, três ligações simples. Assim, estabiliza-se com seis elétrons na camada de valência.

As explicações anteriores baseiam-se em fatos experimentais.

Compostos como BF_3, BeF_2 e $A\ell C\ell_3$ apresentam TF e TE baixas, quando comparados com compostos iônicos, o que evidencia que eles são moleculares.

LIGAÇÃO COVALENTE DATIVA OU COORDENADA

CARACTERÍSTICAS

Essa ligação é semelhante à covalente comum, e **ocorre entre um átomo que já atingiu a estabilidade eletrônica e outro ou outros que necessitem de dois elétrons para completar sua camada de valência**.

Ligação covalente dativa (ou coordenada)

átomos:	**A**	**B**
	(estável)	(necessita de 2 elétrons)



A ligação dativa pode ser indicada por uma seta (A→B) ou por um traço (A — B).

O exemplo clássico dessa ligação é o dióxido de enxofre (SO_2). Nesse caso, o enxofre estabelece uma dupla ligação com um dos oxigênios, atingindo a estabilidade eletrônica (oito elétrons na camada de valência). A seguir, o enxofre **compartilha** um par de seus elétrons com o outro oxigênio, através de uma **ligação covalente dativa** ou **coordenada**.

Observe:



Além do oxigênio, outra espécie química, o cátion H^+, comumente se associa a outros elementos através de ligações dativas. O cátion H^+ forma-se quando o átomo de hidrogênio, em condições especiais, perde seu único elétron:

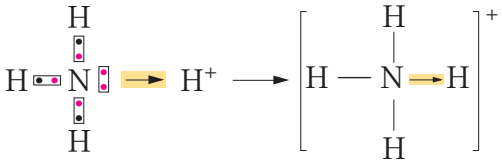
átomo		**cátion**
$_1H$	perde 1 elétron →	$_1H^+$

A eletrosfera do H^+ fica vazia e se estabiliza com dois elétrons, que "recebe" normalmente através de uma dativa.

Dois exemplos muito comuns de dativas envolvendo o cátion H^+ são a formação dos cátions amônio (NH_4^+) e hidroxônio (H_3O^+).

a) formação do íon NH_4^+

amônia + H^+ ⟶ NH_4^+



elétrons da camada de valência

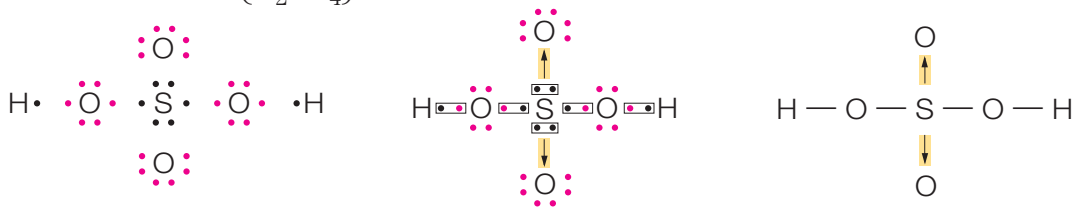
amônia + cátion H^+ — cátion amônio

NH_3 + H^+ ⟶ NH_4^+

prótons:	7	+ 3	+	1	11 cargas positivas: +11
elétrons:	7	+ 3	+	0	10 cargas negativas: –10
					Σ cargas: +1

As fórmulas do tipo H_xEO_y correspondem a uma série de compostos classificados como ácidos oxigenados. Nessas fórmulas, todos os oxigênios aparecem unidos ao elemento central E. Cada átomo de hidrogênio irá unir-se a um átomo de oxigênio, for-

mando tantos grupos OH quantos forem possíveis. Um exemplo desse tipo de substância é o ácido sulfúrico (H_2SO_4):



EXERCÍCIO RESOLVIDO

Na atmosfera superior, o gás oxigênio (O_2) transforma-se no gás ozônio (O_3), o qual é capaz de bloquear grande parte da radiação ultravioleta, permitindo, apenas, a passagem de aproximadamente 7% dessa radiação.
Escreva a fórmula eletrônica e estrutural dos dois gases.

SOLUÇÃO

gás oxigênio (O_2)



gás ozônio (O_3)



Exercícios de classe

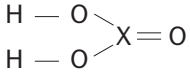
1. Consulte a tabela periódica e monte o quadro a seguir, substituindo os asteriscos (*) pelas fórmulas que faltam.

Fórmula		
molecular	eletrônica	estrutural
H_2	*	*
*		*
*	*	H – S – H

2. Um elemento **X** possui 6 elétrons de valência. Represente a fórmula eletrônica, estrutural e molecular desse elemento quando combinado com o hidrogênio.

3. Os elementos nitrogênio, carbono, oxigênio e flúor estão situados respectivamente nas famílias IVA, VA, VIA e VIIA da tabela periódica. Com base nessas informações, represente as fórmulas estruturais das seguintes substâncias:
I — NF_3 II — CF_4 III — CO_2

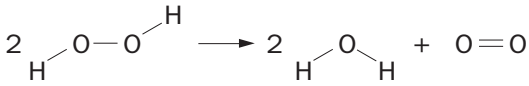
4. (UERJ) Observe a estrutura genérica representada ao lado.



Para que o composto esteja corretamente representado, de acordo com as ligações químicas indicadas na estrutura, X deverá ser substituído pelo seguinte elemento:
a) fósforo c) carbono
b) enxofre d) nitrogênio

5. A água oxigenada (H_2O_2), quando concentrada, é conhecida por peridrol. Quando exposta à luz, decompõe-se e origina água e oxigênio. Essa reação pode ser representada pela equação:

$$2\ H_2O_2 \longrightarrow 2\ H_2O + 1\ O_2$$



Com base na equação, podemos observar que o número de elétrons compartilhados em uma molécula de água oxigenada é igual a:
a) 2. c) 4. e) 8.
b) 3. d) 6.

6. O monóxido de carbono (CO) é um dos principais poluentes atmosféricos. Esse gás incolor e inodoro pode ser letal a partir de determinadas concentrações. Escreva sua fórmula eletrônica e estrutural.

7. (UFMT) Sabendo-se que no composto $HBrO_3$, o bromo está ligado aos 3 átomos de oxigênio e que o hidrogênio está ligado a um dos átomos do oxigênio, pode-se afirmar que o Br realizará:
a) ligações covalentes normais.
b) ligações iônicas.
c) ligações metálicas.
d) ligações metálicas e iônicas.
e) duas ligações covalentes coordenadas e uma normal.

A LIGAÇÃO COVALENTE E AS PROPRIEDADES DE SEUS COMPOSTOS

As propriedades das substâncias formadas por ligações covalentes são muito diferentes das propriedades dos átomos que as formam.

Quando as moléculas de uma substância são formadas por um número determinado de átomos, essas substâncias são denominadas **moleculares**. Em condições ambiente, as substâncias moleculares podem ser encontradas nos três estados físicos:

Substância	Fórmula	Estado físico (a 25 °C e 1 atm)
gás hidrogênio	H_2	gasoso
água	H_2O	líquido
sacarose	$C_{12}H_{22}O_{11}$	sólido

As substâncias moleculares geralmente apresentam temperatura de fusão (TF) e temperatura de ebulição (TE) inferiores às das substâncias iônicas; quando puras, não conduzem corrente elétrica.

Quando a ligação covalente origina compostos com grande número de átomos — geralmente indeterminado —, forma estruturas identificadas como **macromoléculas**. Tais substâncias são denominadas **covalentes**; em condições ambiente são sólidas e apresentam elevadas TF e TE. Exemplos:

sílica — areia $(SiO_2)_n$
grafita = C_{graf}; C_n
diamante = C_{diam}; C_n
celulose $(C_6H_{10}O_5)_n$
polietileno $(C_2H_4)_n$
proteína

Quartzo

O quartzo — uma espécie cristalina de silício (SiO_2) — é um mineral que vibra quando atravessado por uma pequena corrente elétrica. Quando ligado a circuitos eletrônicos, os quais são calibrados a freqüências idênticas, o cristal de quartzo oscilará na mesma freqüência, com grande precisão entre um intervalo e outro. Esses cristais são muito usados em relógios, os quais são superados, em precisão, apenas pelos relógios atômicos.


Eugênio Pacelli

ALOTROPIA

Ao compartilharem elétrons, os átomos podem originar uma ou mais substâncias simples diferentes. Esse fenômeno é denominado **alotropia**.

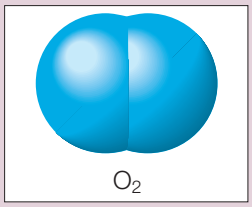
Alotropia: é a propriedade pela qual um mesmo elemento químico pode formar duas ou mais substâncias simples diferentes, que são denominadas **variedades alotrópicas** do elemento.

As variedades alotrópicas podem diferir quanto à quantidade de átomos (atomicidade) e/ou à sua estrutura cristalina.

Vejamos os principais casos de alotropia.

Oxigênio

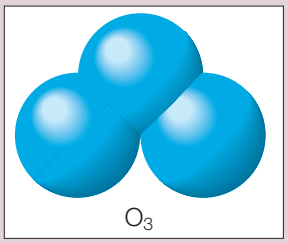
O elemento oxigênio (O) forma duas variedades alotrópicas; uma delas, mais abundante, é o **oxigênio comum** (O_2) e a outra, o **ozônio** (O_3).


O_2

No oxigênio comum (O_2), os átomos unem-se dois a dois, formando moléculas biatômicas.

O O_2 encontra-se, à temperatura ambiente (25 °C), no estado gasoso e está presente na atmosfera terrestre como componente do ar, tendo importância vital para a vida animal e vegetal. Uma propriedade extremamente importante desse gás é que ele alimenta todas as reações de combustão e, por isso, é denominado **comburente**: sem oxigênio não ocorre nenhuma combustão.

Já no ozônio (O_3), os átomos unem-se três a três, formando moléculas triatômicas.


O_3

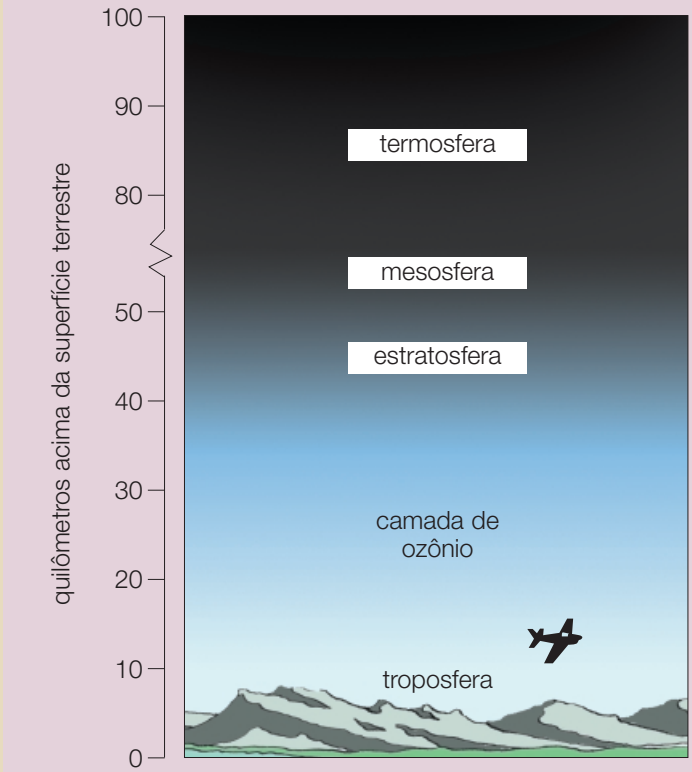
À temperatura ambiente, o O_3 é um gás azul-claro e apresenta odor intenso e característico, que pode ser sentido após tempestades com descargas elétricas e, também, perto de equipamentos de alta voltagem.

O ozônio é usado como alvejante e também no tratamento de água, substituindo compostos clorados, pelo seu poder bactericida. Ele é produzido nos aparelhos chamados ozonizadores, em que o oxigênio comum (O_2) é submetido a descargas elétricas.



L E I T U R A

A camada de ozônio



A figura mostra as alturas aproximadas das camadas da atmosfera. Observe a altitude em que se encontra a camada de ozônio.

O gás ozônio (O_3) forma-se nas altas camadas da atmosfera (estratosfera) pela ação dos raios solares sobre o gás oxigênio (O_2). Tem a importante função de filtrar os raios ultravioleta (UV) provenientes do Sol, permitindo a passagem de apenas 7% desses raios aproximadamente.

$$3\,O_2 \rightleftharpoons 2\,O_3$$

Teoricamente, não havendo interferência de fatores externos, a tendência é que prevaleça o equilíbrio entre o consumo e a produção de O_3, ou seja, que a concentração desse gás não se altere.

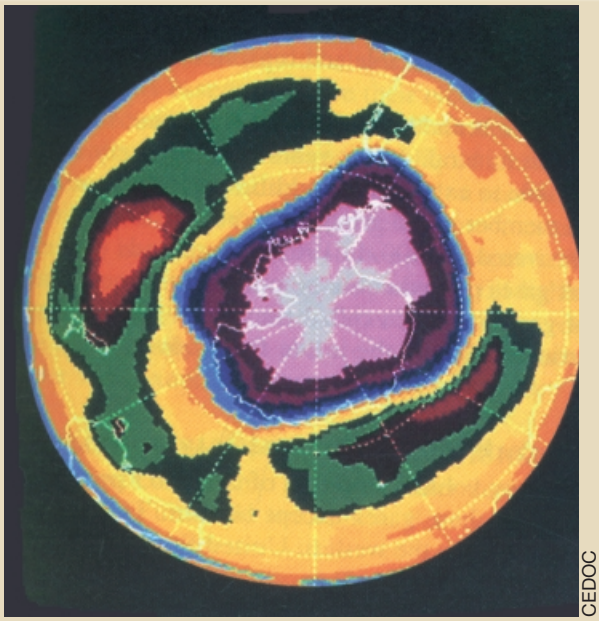
Sem a camada de ozônio, não existiria vida na Terra, pelo menos como nós a conhecemos atualmente.

Alguns produtos, denominados genericamente CFC (clorofluorcarbono), são utilizados em equipa-

mentos de refrigeração, como geladeira e ar-condicionado, e nos aerossóis domésticos. Quando lançado na atmosfera, o CFC destrói gradativamente a camada protetora de ozônio.

Dessa maneira, a quantidade de radiação UV que atinge a superfície da Terra é cada vez maior, acarretando a destruição de vegetais e o aumento da incidência de câncer de pele e de problemas visuais.

Atualmente, existe uma tendência mundial no sentido de restringir a utilização do CFC, a fim de evitar uma catástrofe.* No entanto, a interrupção imediata do uso do CFC permitirá que a camada de ozônio se regenere apenas num período de tempo estimado em **150 anos**!



CEDOC

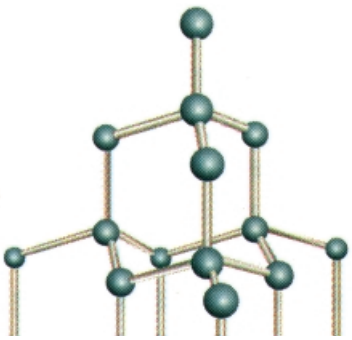
As áreas em cinza, rosa e roxo mostram o buraco na camada de ozônio sobre a Antártica, em 2 de outubro de 1994.

* Pelo Protocolo de Montreal, firmado em junho de 1990, representantes de 93 países comprometeram-se a interromper a produção de CFC, substituindo-o por substâncias que não destruam a camada de ozônio. O prazo para a mudança terminou no ano 2000.

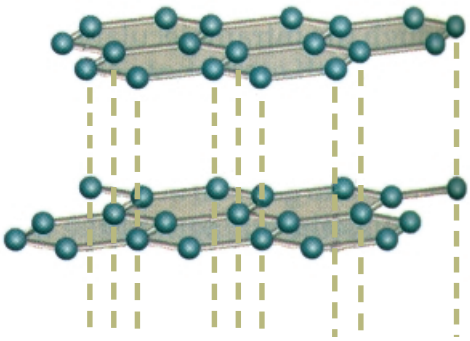
Carbono

Na natureza, o elemento químico carbono (C) forma três variedades alotrópicas: **diamante**, **grafita** e **fulerenos**.

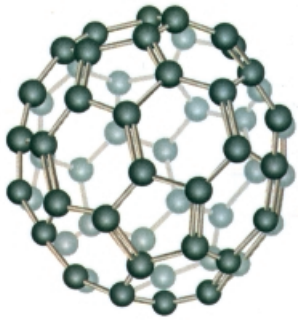
Essas três substâncias simples diferem entre si no arranjo dos átomos que formam o retículo cristalino, isto é, a sua estrutura.



Diamante.



Grafita.

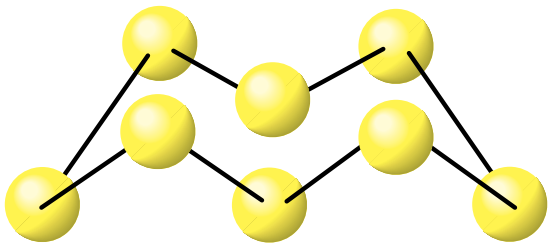


Fulereno.

Enxofre

O elemento enxofre (S) forma duas variedades alotrópicas: o **enxofre rômbico** e o **enxofre monoclínico**. Essas duas variedades são formadas por moléculas com oito átomos (octatômicas) e podem ser representadas pela fórmula S_8.

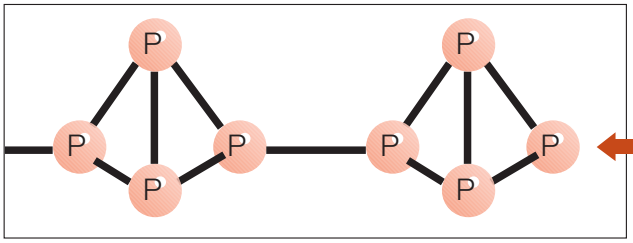
Embora os cristais das duas variedades alotrópicas sejam diferentes, ambos são formados por anéis com oito átomos, interligados conforme a figura ao lado.



Representação da molécula de S_8.

Fósforo

O elemento fósforo (P) forma diversas variedades alotrópicas, sendo o **fósforo branco** e o **fósforo vermelho** as duas mais comuns.

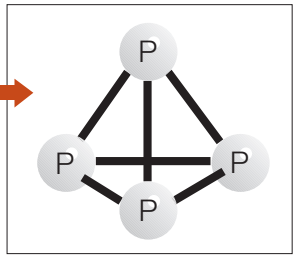


Estrutura do fósforo vermelho.

Thales Trigo



Amostras dos dois tipos de fósforo.



Estrutura do fósforo branco.

Exercícios de classe

1. Observe, na reação abaixo, a formação de uma macromolécula (composto covalente):

$$n\ H_2C = CH_2 \longrightarrow \left(-\underset{H}{\overset{H}{C}}-\underset{H}{\overset{H}{C}}- \right)_n$$

etileno (composto molecular) → polietileno (composto covalente)

Escreva as equações semelhantes e o nome da macromolécula formada dos seguintes compostos moleculares:

a) $H_2C = \underset{}{\overset{C\ell}{CH}}$ cloreto de vinila

b) $H_2C = \underset{CN}{\overset{}{CH}}$ cianeto de vinila

2. Qual das alternativas a seguir contém somente macromoléculas?

a) ácido sulfúrico e diamante.
b) sacarose (açúcar comum) e sal de cozinha.
c) celulose e proteína.
d) água e grafita.
e) gás carbônico e água.

3. Faça a associação correta:

I — grafita
II — diamante
III — fulereno
IV — O_2
V — O_3

a) Estrutura cuja forma lembra uma bola de futebol.
b) Usado como lubrificante em engrenagens e rolamentos.
c) Alimenta todas as reações de combustão.
d) Tem a capacidade de riscar qualquer outra substância natural.
e) Substância simples que é destruída pelo CFC.

4. (FEI-SP) Uma das preocupações com a qualidade de vida do nosso planeta é a diminuição da camada de ozônio, substância que filtra os raios ultravioleta do Sol, que são nocivos à nossa saúde. Indique a única alternativa **falsa** referente ao ozônio:

a) É uma molécula triatômica.
b) É uma forma alotrópica do elemento oxigênio.
c) É uma substância molecular.
d) É um isótopo do elemento oxigênio.
e) Possui ligações covalentes.

Exercícios propostos

1. (UFMG) Considere os elementos $_{1}A$, $_{8}B$, $_{17}C$.
a) Faça a distribuição eletrônica dos três elementos e indique o número de elétrons existentes em suas camadas de valência.
b) Faça a combinação entre (**A** e **B**) e (**A** e **C**). Indique a fórmula eletrônica e a estrutural de cada composto resultante das combinações.
c) Quantos elétrons existem em uma molécula do composto resultante da combinação entre os elementos **B** e **C**?

2. Escreva a fórmula eletrônica e a estrutural das seguintes substâncias: (Consulte a tabela periódica.)
a) gás cloro — $C\ell_2$;
b) gás flúor — F_2;
c) gás nitrogênio — N_2;
d) gás oxigênio — O_2.

3. (UEL-PR) A **melhor** representação para a fórmula estrutural da molécula de dióxido de carbono é:
a) CO_2
b) C = O = O
c) O = C = O
d) O — C — O
e) O → C → O

4. (Fuvest-SP) Um elemento **E**, pertencente ao terceiro período da tabela periódica, forma com o hidrogênio um composto de fórmula H_2E e com o sódio um composto de fórmula Na_2E.
a) Represente a configuração eletrônica desse elemento.
b) A que família pertence?
(Dados os números atômicos: H = 1; Na = 11.)

5. O elemento oxigênio é o mais abundante na crosta terrestre até uma profundidade de 12 km. Esse elemento apresenta duas variedades alotrópicas:

gás oxigênio: O = O
gás ozônio: O = O → O

Pela observação da fórmula estrutural dos dois gases, podemos afirmar que o número de elétrons compartilhados em cada molécula de oxigênio e ozônio é, respectivamente, igual a:
a) 2 e 3.
b) 4 e 4.
c) 2 e 4.
d) 4 e 6.
e) 2 e 6.

6. O elemento cloro (halogênio) origina vários compostos, como, por exemplo, o gás cloro ($C\ell_2$), de cor esverdeada; e os ácidos $HC\ell$, $HC\ell O$, $HC\ell O_2$, $HC\ell O_3$ e $HC\ell O_4$.
Escreva as fórmulas estruturais dos compostos mencionados.

7. (Unesp-SP) Considere as espécies químicas Br_2 e KBr. Dados os números de elétrons na camada de valência, K = 1 e Br = 7, explique, justificando, o tipo de ligação que ocorre entre os átomos de:
a) bromo, no Br_2;
b) potássio e bromo, no KBr.

8. (UFCE) No envenenamento por monóxido de carbono (CO), as moléculas deste gás se ligam aos átomos de ferro da hemoglobina, deslocando o oxigênio e causando, rapidamente, asfixia.
Quantos **pares de elétrons disponíveis** do oxigênio existem na molécula do CO para se ligarem ao ferro da hemoglobina através de ligação covalente dativa?
a) 1. b) 2. c) 3. d) 4. e) 6.

9. Dados:
- SiO_2 — sólido de elevada temperatura de fusão (TF = 1 700 °C);
- CO_2 — gás à temperatura ambiente.

Que tipo de retículo cristalino, apresentado por cada uma dessas substâncias, justifica tal diferença?

10. (Vunesp-SP) Os recém-descobertos fulerenos são formas alotrópicas do elemento químico carbono. Outras formas alotrópicas do carbono são:
a) isótopos de carbono-13.
b) calcário e mármore.
c) silício e germânico.
d) monóxido e dióxido de carbono.
e) diamante e grafita.

11. Sobre um elemento químico, um estudante escreveu:
"Forma duas substâncias simples importantes: uma diatômica, consumida nas reações de combustão e vital para o ser humano, e outra triatômica, presente na camada superior da atmosfera e que absorve parte das radiações ultravioleta provenientes do Sol".
Com referência ao texto mencionado pelo estudante, responda:
a) Qual **elemento químico** é mencionado?
b) Represente a fórmula das substâncias diatômica e triatômica.

12. (UFCE) O fósforo branco é usado na fabricação de bombas de fumaça. A inalação prolongada de seus vapores provoca necrose dos ossos. Já o fósforo vermelho, usado na fabricação do fósforo de segurança, encontra-se na tarja da caixa e não no palito.

Indique a opção correta:

a) Estas duas formas de apresentação do fósforo são chamadas de alotrópicas.
b) Estas duas formas de apresentação do fósforo são chamadas de isotérmicas.
c) A maneira como o fósforo se apresenta exemplifica o fenômeno de solidificação.
d) O fósforo se apresenta na natureza em duas formas isobáricas.
e) A diferença entre as duas formas do fósforo ocorre somente no estado físico.

13. As temperaturas a seguir:

–101 °C –151 °C 993 °C 1695 °C

são os valores das temperaturas de fusão (TF) e de ebulição (TE), à pressão de 1 atm, das substâncias PF_3 e NaF não necessariamente nessa ordem. Em qual das alternativas essas temperaturas estão corretamente associadas às TF e TE de cada substância?

	TF_3		NaF	
	TF	TE	TF	TE
a)	993 °C	–101 °C	1695 °C	–151 °C
b)	–101 °C	–151 °C	993 °C	1695 °C
c)	–151 °C	–101 °C	993 °C	1695 °C
d)	–151 °C	–101 °C	1695 °C	993 °C
e)	–151 °C	993 °C	–101 °C	1695 °C



Faça você mesmo

Diferenciação, pelo aquecimento, entre um composto iônico e um molecular

Material

Açúcar comum ($C_{12}H_{22}O_{11}$)
Sal de cozinha ($NaC\ell$)
Enxofre sólido (pó amarelo) (S_8)
Sulfato de cobre ($CuSO_4$)
Sulfato de alumínio [$A\ell_2(SO_4)_3$]
5 latas vazias de leite em pó ou doce em calda

Observação: Você pode encontrar esses produtos em farmácias, lojas de materiais para construção ou de produtos para tratamento de água de piscina.

Procedimento

Coloque cada material separadamente em um recipiente (lata) e os aqueça com cuidado num fogão, um de cada vez.

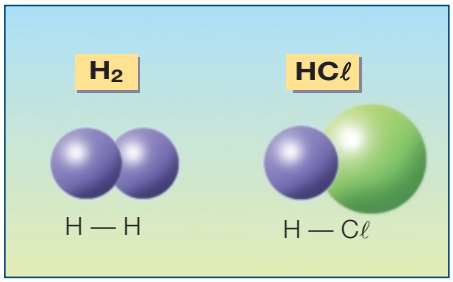
Sabendo que os compostos iônicos apresentam elevada temperatura de fusão, classifique cada uma das substâncias utilizadas no experimento.



Realize a experiência em lugar bem ventilado e evite a inalação dos vapores que podem ser produzidos durante o aquecimento do enxofre. Oriente-se com o seu professor sobre os equipamentos de segurança necessários à realização do experimento.

GEOMETRIA MOLECULAR

As moléculas são formadas por átomos unidos por ligações covalentes e podem apresentar, na sua constituição, de dois a milhares de átomos. A **disposição** espacial dos **núcleos** desses átomos irá determinar diferentes **formas geométricas** para as moléculas. Assim, toda molécula formada por **dois átomos** (diatômicas) será **sempre linear**, pois seus núcleos estarão obrigatoriamente alinhados.



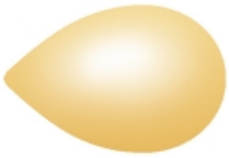
Uma das maneiras mais simples e mais usada atualmente para prever a geometria de moléculas que apresentam mais de dois átomos consiste na utilização da **teoria da repulsão dos pares eletrônicos da camada de valência**. Essa teoria está baseada na idéia de que os pares eletrônicos ao redor de um átomo central, **quer estejam ou não participando das ligações**, comportam-se como nuvens eletrônicas que se repelem entre si, de forma a ficarem orientadas no espaço com a **maior distância angular** possível.

Para você visualizar melhor essa teoria, representaremos cada par eletrônico (2 elétrons de valência) ao redor de um átomo central como uma nuvem eletrônica de formato ovalado.

Nessa teoria, é importante destacar que **uma nuvem eletrônica** pode corresponder a:

uma ligação covalente simples: — ou ⟶
uma ligação covalente dupla: ═
uma ligação covalente tripla: ≡
um par de elétrons não-ligantes: ××

⇒

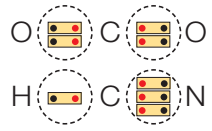
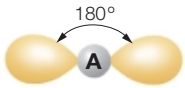
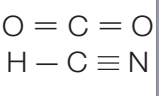
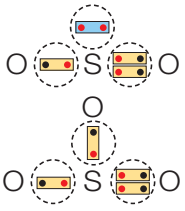
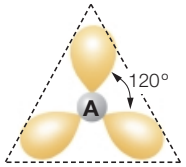
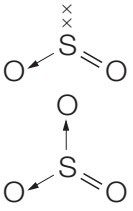
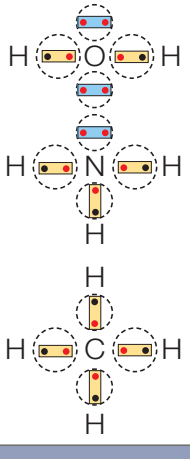
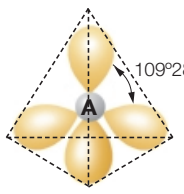
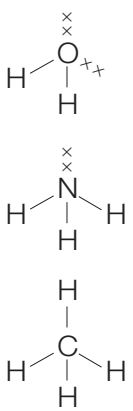


1 nuvem eletrônica

Assim, a orientação espacial dessas nuvens dependerá do número total de pares eletrônicos ao redor de um átomo central **A**.

A **geometria das moléculas**, porém, será determinada pela posição dos **núcleos dos átomos** ligados ao átomo central **A**. Considerando a orientação das nuvens e o número de átomos ligados ao átomo central, temos as possíveis geometrias moleculares, de acordo com a posição dos núcleos dos átomos.

No quadro a seguir, podemos observar a relação da geometria das moléculas com o número de nuvens eletrônicas localizadas ao redor do átomo central:

Nº de nuvens ao redor do átomo central Ⓐ	Fórmula eletrônica	Orientação das nuvens	Disposição dos ligantes	Geometria molecular
2 átomo **A** no centro de um triângulo				sempre linear
3 átomo **A** no centro de um triângulo	 2 átomos ligantes 3 átomos ligantes			angular trigonal
4 átomo **A** no centro de um tetraedro	 2 átomos ligantes 3 átomos ligantes 4 átomos ligantes			angular piramidal tetraédrica

EXERCÍCIO RESOLVIDO

O ácido nítrico (HNO_3) em água sofre um processo de ionização, produzindo o ânion nitrato (NO_3^-):

$$HNO_3 \xrightarrow{\text{água}} H^+_{(aq)} + NO^-_{3\,(aq)}$$

Determine a geometria do ânion.

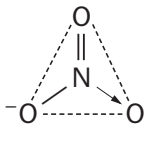
SOLUÇÃO

Inicialmente representaremos as fórmulas do ácido e do ânion:

$$HNO_3 \xrightarrow{-H^+} NO_3^-$$



Ao redor do átomo central do ânion (N), existem três nuvens eletrônicas e três ligantes:

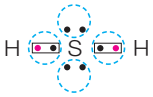
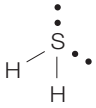


O átomo de N está no centro de um triângulo com os três vértices ocupados, resultando uma geometria **trigonal**.

Exercícios de classe

1. Observe os exemplos:

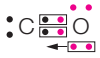
HBr  Molécula diatômica: não há átomo central. → linear H — Br

H_2S  4 nuvens ao redor do átomo central. 2 átomos ligados ao átomo central. → angular 

Utilizando o mesmo procedimento, determine a geometria das seguintes moléculas:

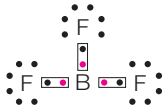
a) H_2 

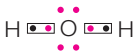
b) O_2 

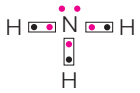
c) CO 

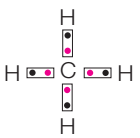
d) $BeC\ell_2$ 

e) SO_2 

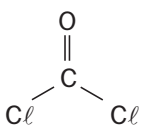
f) BF_3 

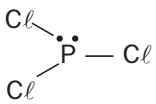
g) H_2O 

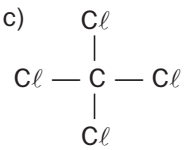
h) NH_3 

i) CH_4 

2. (UNIP-SP – mod.) Determine a geometria das moléculas:

a) 

b) 

c) 

3. (Unicamp-SP) Considerando as moléculas NH_3, CH_4, CO_2 e H_2O, indique a configuração espacial de cada uma delas, utilizando a terminologia: linear, angular, piramidal, quadrangular, tetraédrica.

Exercícios propostos

1. Associe corretamente as duas colunas.

1. H_2	H — H	A. angular
2. HBr	H — Br	B. piramidal
3. $C\ell_2O$	$C\ell$ — O — $C\ell$	C. linear
4. PBr_3	Br — P(Br) — Br	D. trigonal
		E. tetraédrica
5. BF_3	F — B(F) — F	

2. (Fafeod-MG) Considere as fórmulas e ângulos de ligações dados a seguir:

fórmula	H_2O	NH_3	CH_4	BeH_2
ângulo	105°	107°	109°28'	180°

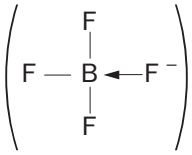
As formas geométricas destas moléculas são, respectivamente:

a) tetraédrica, tetraédrica, tetraédrica, angular.
b) angular, piramidal, tetraédrica, angular.
c) angular, piramidal, tetraédrica, linear.
d) angular, angular, piramidal, trigonal.
e) trigonal, trigonal, piramidal, angular.

3. (UFPI) Indique a geometria do composto cloreto de antimônio ($SbC\ell_3$), um sólido incolor, conhecido como manteiga de antimônio e usado como retardador de chama.

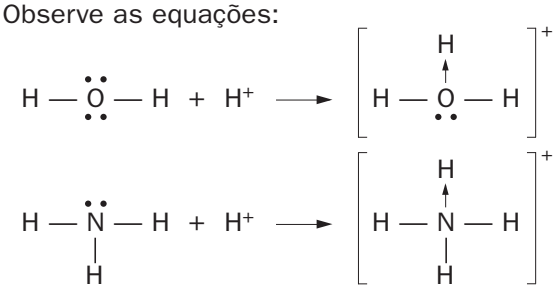
(Dada a família — Sb: 15)

4. (Vunesp-SP) Indique a geometria das substâncias PH_3 e BF_4^-



(Dadas as famílias — B: IIIA; F: VIIA; — P: VA)

5. Observe as equações:

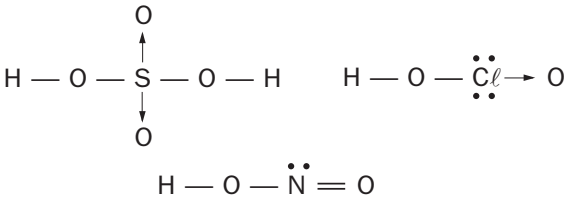


e indique a geometria dos íons H_3O^+ (hidroxônio) e NH_4^+ (cátion amônio).

6. Indique a geometria dos seguintes íons:

SO_4^{2-} $C\ell O_2^-$ NO_2^-

sabendo que são obtidos a partir das seguintes moléculas:





Faça você mesmo

Repulsão dos pares eletrônicos

Você já deve ter percebido que cada nuvem eletrônica (uma ligação simples, dupla ou tripla) pode ser representada por uma bexiga de forma ovóide.

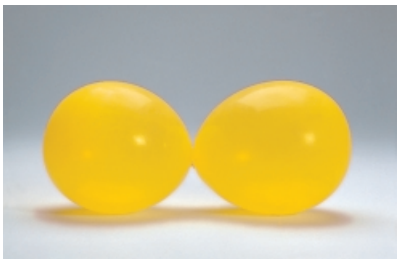
Com algumas bexigas cheias de ar, você pode criar modelos que serão úteis para visualizar e entender melhor a geometria molecular. Quando unidas pelos bicos, elas ficam dispostas espacialmente sempre da mesma maneira.

Material

9 bexigas cheias de ar

Procedimento

De acordo com o número de nuvens eletrônicas envolvidas em cada caso, você deve unir as bexigas e, em seguida, jogá-las para cima, observando a forma que elas assumem quando chegam ao chão. Considere o local de união como sendo o átomo central (**A**).



1º caso: **molécula com *duas* nuvens ao redor do átomo central.**



2º caso: **molécula com *três* nuvens ao redor do átomo central.**

Fotos: Thales Trigo



3º caso: **molécula com *quatro* nuvens ao redor do átomo central.**

Compare o que você observou em cada experimento com o que foi visto na explicação da teoria.

POLARIDADE

POLARIDADE DAS LIGAÇÕES

O acúmulo de cargas elétricas em determinada região é denominado **pólo**, que pode ser de dois tipos:

pólo negativo: (–) ou –δ pólo positivo: (+) ou +δ

Ligações iônicas

Em uma ligação iônica ocorre transferência definitiva de elétrons, o que acarreta a formação de íons positivos (cátions) ou negativos (ânions), os quais originam **compostos iônicos**. Como todos os íons apresentam excesso de cargas elétricas positivas ou negativas, eles sempre terão pólos. Portanto:

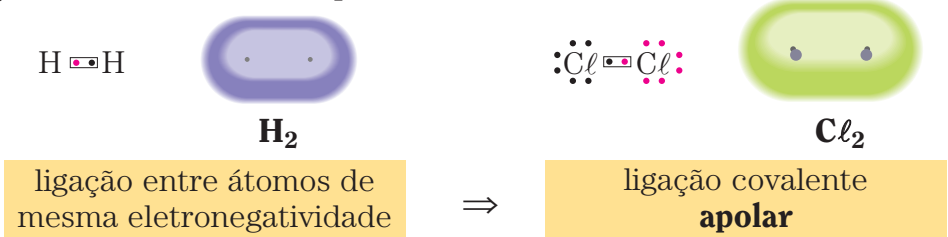
Toda ligação iônica é uma **ligação polar**.

As ligações iônicas apresentam máxima polarização.

Ligações covalentes

Nessas ligações, a existência de pólos está associada à deformação da nuvem eletrônica e depende da diferença de eletronegatividade entre os elementos.

Quando a ligação covalente ocorre entre átomos de mesma eletronegatividade, não ocorre distorção da nuvem eletrônica, ou seja, não ocorre formação de pólos. Assim, essas ligações são denominadas **apolares**.



H_2 $C\ell_2$

ligação entre átomos de mesma eletronegatividade ⇒ ligação covalente **apolar**

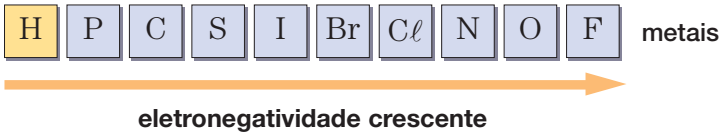
Na ligação covalente entre átomos de eletronegatividades diferentes, ocorre deformação da nuvem eletrônica em decorrência do acúmulo de carga negativa (–δ) em torno do elemento de maior eletronegatividade. Essas ligações são denominadas **polares**.

HCℓ:



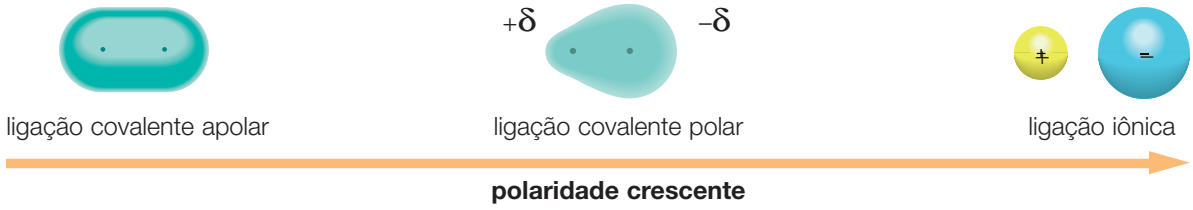
ligação entre átomos de diferentes eletronegatividades ⇒ ligação covalente **polar**

Para comparar a intensidade de polarização das ligações, utilizamos a escala de eletronegatividade de Pauling:

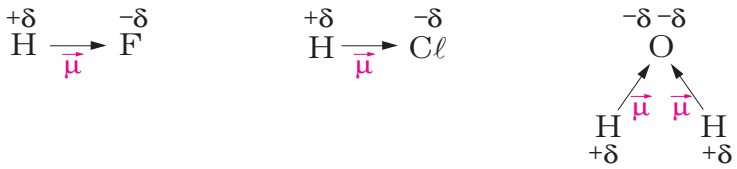


Quanto maior for a diferença de eletronegatividade, maior será a polarização da ligação.

A partir dos itens já discutidos, podemos estabelecer a seguinte relação:



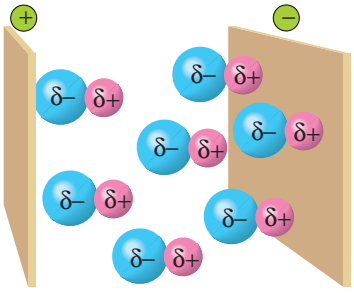
A polaridade de uma ligação é caracterizada por uma grandeza denominada **momento dipolar** (μ), ou **dipolo elétrico**, que normalmente é representada por um vetor orientado no sentido do elemento **menos eletronegativo** para o elemento **mais eletronegativo**. Assim, o vetor é orientado do **pólo positivo** para o **pólo negativo**. Veja alguns exemplos:



POLARIDADE DE MOLÉCULAS

As moléculas podem ser classificadas quanto à sua polaridade em dois grupos: **polares** ou **apolares**.

Experimentalmente, uma molécula é considerada **polar** quando **se orienta** na presença de um campo elétrico externo, e **apolar** quando **não se orienta**. O pólo negativo da molécula é atraído pela placa positiva do campo elétrico externo e vice-versa, como mostrado na figura ao lado.



campo ligado

Teoricamente, pode-se determinar a polaridade de uma molécula pelo vetor **momento dipolar resultante** ($\vec{\mu}_r$), isto é, pela soma dos vetores de cada ligação polar da molécula.

Molécula apolar: $\vec{\mu}_r = 0$ **Molécula polar:** $\vec{\mu}_r \neq 0$

Para determinar o vetor $\vec{\mu}_r$ devem-se considerar dois fatores:

a) a escala de eletronegatividade, que nos permite determinar a orientação dos vetores de cada ligação polar;

b) a geometria da molécula, que nos permite determinar a disposição espacial desses vetores.

Veja alguns exemplos:

Fórmula molecular	Geometria	Vetores	$\vec{\mu}_r$	Molécula
$HC\ell$	$\overset{+\delta}{H}-\overset{-\delta}{C\ell}$	$H \xrightarrow[\vec{\mu}]{} C\ell$	$\vec{\mu}_r \neq 0$	polar
CO_2	$\overset{-\delta}{O}=\overset{+\delta}{C}=\overset{-\delta}{O}$	$O \xleftarrow[\vec{\mu}]{} C \xrightarrow[\vec{\mu}]{} O$	$\vec{\mu}_r = 0$	apolar
H_2O	$\overset{-\delta}{O}$ (H: $+\delta$, $+\delta$)	O (H, H)	$\vec{\mu}_r \neq 0$	polar
NH_3	$\overset{-\delta}{N}$ (H: $+\delta$, $+\delta$, $+\delta$)	N (H, H, H)	$\vec{\mu}_r \neq 0$	polar

Outra maneira de determinar a polaridade da maioria das moléculas é estabelecer uma relação entre o número de nuvens eletrônicas ao redor do átomo central **A** e o número de átomos iguais ligados a ele.

nº de nuvens eletrônicas ao redor do átomo central = nº de átomos iguais ligados ao átomo central ⇒ molécula apolar

nº de nuvens eletrônicas ao redor do átomo central ≠ nº de átomos iguais ligados ao átomo central ⇒ molécula polar

Observações:

1. Moléculas diatômicas formadas por átomos iguais são sempre apolares.
2. Moléculas diatômicas formadas por átomos diferentes são sempre polares.

Vejamos alguns exemplos:

CO_2 O = C = O

2 nuvens eletrônicas
2 átomos iguais (O)
molécula **apolar**

SO_2 O = S → O

3 nuvens eletrônicas
2 átomos iguais (O)
molécula **polar**

NH_3 H — N — H, H

4 nuvens eletrônicas
3 átomos iguais (H)
molécula **polar**

EXERCÍCIO RESOLVIDO

Um elemento **A**, com 1 elétron de valência, e outro **B**, com 6 elétrons de valência, combinam-se, e as moléculas do composto formado estão associadas, tanto no estado líquido como no gasoso.

a) Escreva a fórmula mínima e a estrutura de Lewis (fórmula eletrônica) desse composto.

b) Qual é a provável geometria da molécula e sua classificação quanto à polaridade?

SOLUÇÃO

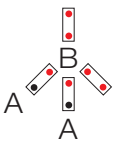
a) A — B — A

fórmula eletrônica

A_2B

fórmula mínima

b)



molécula angular

4 nuvens eletrônicas
2 átomos ligantes iguais

$\Rightarrow$ molécula polar

Exercícios de classe

1. (FUC-MT) A ligação covalente de maior polaridade ocorre entre **H** e átomos de:

a) F. c) Br. e) At.

b) Cℓ. d) I.

2. (MACK-SP) O aumento de diferença de eletronegatividade entre os elementos ocasiona a seguinte ordem no caráter das ligações:

a) covalente polar, covalente apolar, iônica.

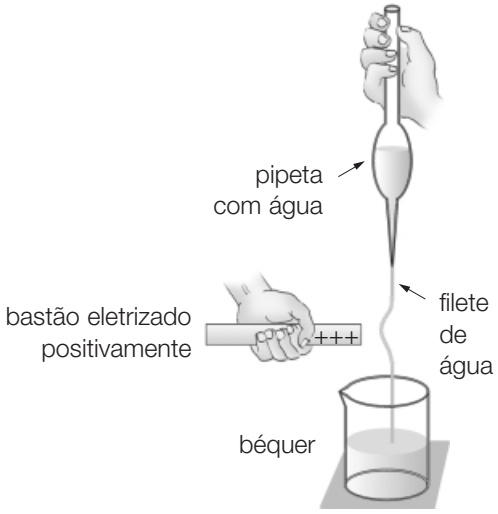
b) iônica, covalente polar, covalente apolar.

c) covalente apolar, iônica, covalente polar.

d) covalente apolar, covalente polar, iônica.

e) iônica, covalente apolar, covalente polar.

3. (UERJ) O experimento a seguir mostra o desvio ocorrido em um filete de água quando esta é escoada através de um tubo capilar.



Considerando suas ligações interatômicas e suas forças intermoleculares, a propriedade da água que justifica a ocorrência do fenômeno consiste em:

a) ser um composto iônico.

b) possuir moléculas polares.

c) ter ligações covalentes apolares.

d) apresentar interações de Van der Waals.

4. Indique a polaridade das moléculas:

a) Cℓ — Cℓ

b) H — S — H

c) O = S → O

d) H — I

e) Cℓ — P(Cℓ) — Cℓ

f) H — C(H) = O

g) N ≡ N

h) S = C = S

i) Br — C(Br) — Br

5. (Fuvest-SP) Considere as moléculas de HF, $HC\ell$, H_2O, H_2, O_2 e CH_4.

a) Classifique essas moléculas em dois grupos: polares e apolares.

b) Qual a propriedade referente ao átomo e qual a referente à molécula em que se baseou para classificá-las?

6. (Fuvest-SP) O carbono e o silício pertencem à mesma família da tabela periódica.

a) Qual o tipo de ligação existente no composto SiH_4?

b) Embora a eletronegatividade do silício seja 1,7 e a do hidrogênio 2,1, a molécula do SiH_4 é apolar.
Por quê?

Exercícios propostos

1. (FCMSC-SP) Na escala de eletronegatividade, tem-se:

Li	H	Br	N	O
1,0	2,1	2,8	3,0	3,5

Esses dados permitem afirmar que, entre as moléculas a seguir, a mais polar é:

a) $O_{2(g)}$.
b) $LiBr_{(g)}$.
c) $NO_{(g)}$.
d) $HBr_{(g)}$.
e) $Li_{2(g)}$.

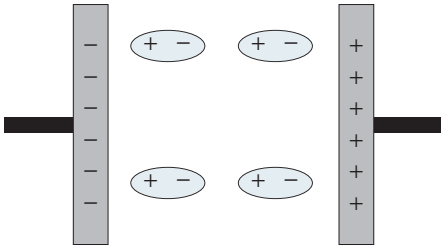
2. (Vunesp-SP) Dentre as alternativas a seguir, indique a que contém a afirmação incorreta:

a) Ligação covalente é aquela que se dá pelo compartilhamento de elétrons entre dois átomos.
b) O composto covalente $HC\ell$ é polar, devido à diferença de eletronegatividade existente entre os átomos de hidrogênio e cloro.
c) O composto formado entre um metal alcalino e um halogênio é covalente.
d) A substância de fórmula Br_2 é apolar.
e) A substância de fórmula CaI_2 é iônica.

3. (FURRN) O gás carbônico (CO_2) apresenta:

a) quatro ligações covalentes comuns polares e molécula apolar.
b) quatro ligações covalentes comuns polares e molécula polar.
c) quatro ligações covalentes comuns apolares e molécula apolar.
d) quatro ligações covalentes comuns apolares e molécula polar.
e) quatro ligações covalentes dativas e molécula apolar.

4. Um líquido com moléculas **polares** sofre influência de um campo elétrico externo, provavelmente devido a uma orientação das moléculas do líquido.



Nessas condições, sofre influência de um campo elétrico externo:

a) $CC\ell_4$.
b) CS_2.
c) N_2.
d) $CHC\ell_3$.
e) Br_2.

5. Classifique as moléculas a seguir em polares ou apolares:

a) O_2.
b) $H_2CC\ell_2$.
c) HBr.
d) HCN.
e) H_2O.
f) CO_2.
g) CBr_4.
h) P_4.
i) SO_3.
j) CO.
l) I_2.
m) NF_3.

6. (UFPE) A respeito das moléculas de dissulfeto de carbono (CS_2) e gás sulfídrico (H_2S), podemos afirmar que:

a) CS_2 é linear.
b) CS_2 é polar.
c) H_2S é polar.
d) H_2S tem geometria angular similar ao H_2O.
e) CS_2 tem a mesma geometria que o CO_2.

7. (UFRS) O momento dipolar é a medida quantitativa da polaridade de uma ligação. Em moléculas apolares, a resultante dos momentos dipolares referentes a todas as ligações apresenta valor igual a zero. Entre as substâncias covalentes a seguir:

I — CH_4
II — CS_2
III — HBr
IV — N_2

quais as que apresentam a resultante do momento dipolar igual a zero?

AS FORÇAS INTERMOLECULARES E OS ESTADOS FÍSICOS

As interações de moléculas decorrem da existência de forças denominadas intermoleculares; tais interações estão relacionadas com as mudanças de estado físico da matéria, conforme ilustrado no esquema a seguir:



O esquema mostra que o éter evaporou mais intensamente do que a água. Esse fato evidencia que as forças intermoleculares existentes no éter$_{(\ell)}$ são mais fracas do que as existentes na água$_{(\ell)}$.

Generalizando:

Quanto menos intensas forem as forças intermoleculares, mais volátil será a substância e menor será a sua temperatura de ebulição.

Importante:

Durante uma mudança de estado ocorre simplesmente afastamento das moléculas, ou seja, somente as forças intermoleculares são rompidas.

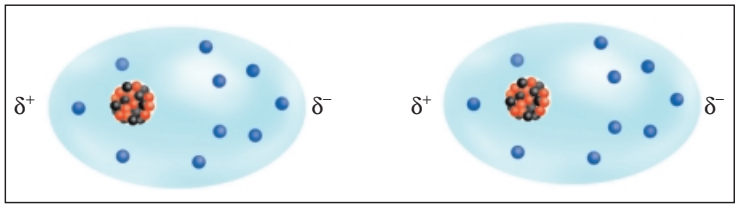
As forças intermoleculares são genericamente denominadas **forças de Van der Waals** em homenagem ao físico holandês Johannes Van der Waals que, em 1873, propôs a existência dessas forças. As atrações existem tanto em substâncias formadas por moléculas polares como por moléculas apolares, mas nessas últimas a explicação foi dada por Fritz London apenas em 1930.

TIPOS DE FORÇAS INTERMOLECULARES

Forças dipolo induzido-dipolo induzido

Essas forças ocorrem em todos os tipos de moléculas, mas são as únicas que acontecem entre as **moléculas apolares**.

Quando essas moléculas estão no estado sólido ou líquido, devido à proximidade existente entre elas, ocorre uma deformação momentânea das nuvens eletrônicas, originando pólos ⊖ e ⊕.

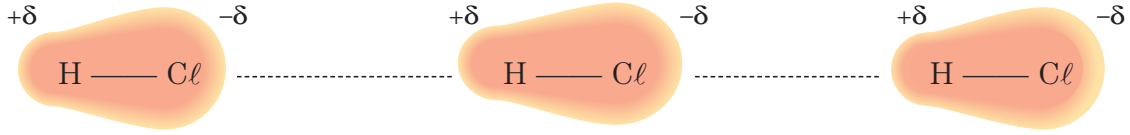


Alguns exemplos de substâncias formadas por moléculas apolares que interagem por forças intermoleculares dipolo induzido-dipolo induzido:

H_2, O_2, F_2, $C\ell_2$, CO_2, CH_4, C_2H_6

Forças dipolo permanente-dipolo permanente ou dipolo-dipolo

Esse tipo de força intermolecular é característico de **moléculas polares**. Veja, como exemplo, a interação que existe no HCℓ sólido:



Esse tipo de interação é o mesmo que ocorre entre os íons Na^+ e $C\ell^-$ no retículo do NaCℓ (ligação iônica), porém com **menor intensidade**.

Alguns exemplos de substâncias polares em que suas moléculas interagem por dipolo-dipolo:

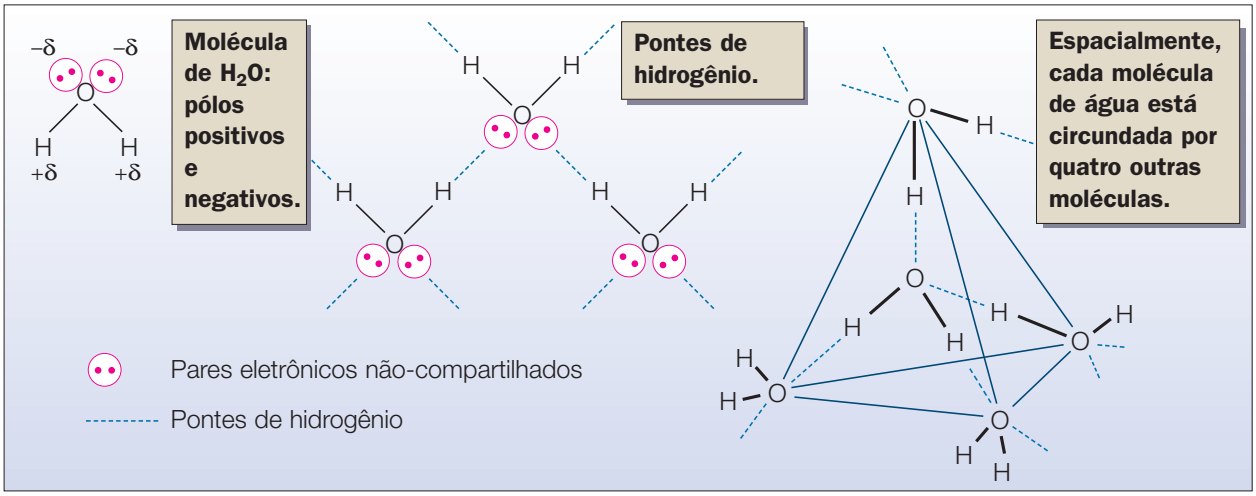
$HC\ell$, HBr, H_2S, CO, $HCC\ell_3$, SO_2

Pontes de hidrogênio

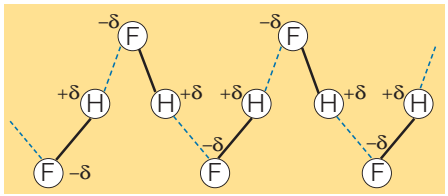
A **ponte de hidrogênio**, por ser muito mais intensa, é um exemplo extremo da interação dipolo-dipolo e ocorre mais comumente em moléculas que apresentam átomos de hidrogênio ligados a átomos de flúor, oxigênio e nitrogênio, os quais são altamente eletronegativos e, que, por isso, originam dipolos muito acentuados.

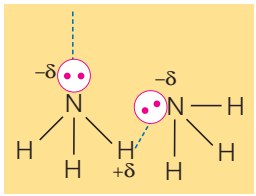
H — ligado a → F, O, N

Veja, por exemplo, as pontes de hidrogênio existentes entre as moléculas de H_2O:



Outros exemplos clássicos em que se verifica a existência das pontes de hidrogênio são o HF e o NH_3 quando encontrados nos estados sólido e líquido.

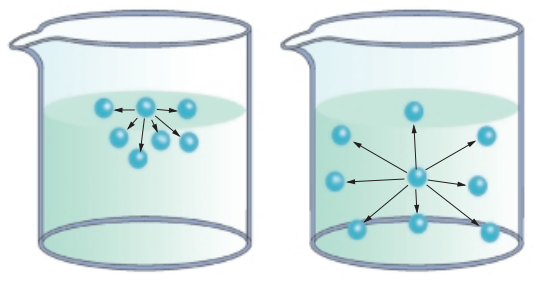




O conhecimento da polaridade e das forças intermoleculares é fundamental para entender propriedades, como temperaturas de fusão e ebulição, e solubilidade.

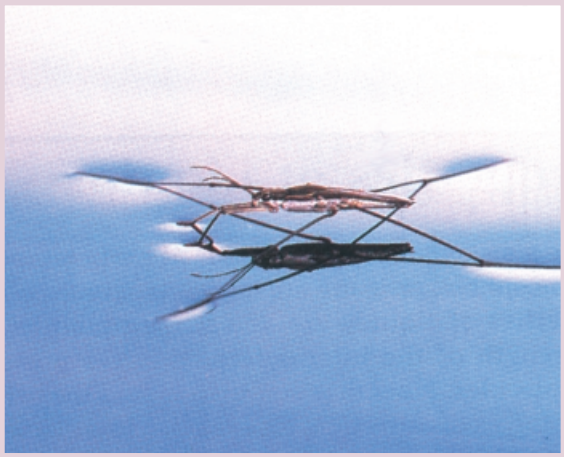
Tensão superficial

As moléculas localizadas no interior de um líquido sofrem atrações intermoleculares em todas as direções. Já o mesmo fenômeno não ocorre com as moléculas encontradas na superfície desse líquido, que são atraídas somente pelas moléculas situadas abaixo ou ao lado delas.



Essa desigualdade de atrações na superfície provoca a contração do líquido, dando-nos a impressão de existir uma fina película na sua superfície.

Esse fenômeno, denominado **tensão superficial**, é bastante acentuado em líquidos cujas atrações moleculares sejam intensas, como, por exemplo, a água.



CEDOC

O mosquito parece repousar sobre uma fina película quando na superfície da água.

FORÇAS INTERMOLECULARES E TEMPERATURAS DE FUSÃO E EBULIÇÃO

Dois fatores influem nas TE:

a) **o tipo de força intermolecular**: quanto mais intensas as atrações intermoleculares, maior a sua TE.

b) **o tamanho das moléculas**: quanto maior o tamanho de uma molécula, maior será sua superfície, o que propicia um maior número de interações com outras moléculas vizinhas, acarretando TE maior.

Para comparar as temperaturas de ebulição de diferentes substâncias, devemos considerar esses dois fatores da seguinte maneira:

• Em moléculas com tamanhos aproximadamente iguais:

Quanto maior a intensidade de interação, maior a sua TE.

Ordem crescente de intensidade de interação

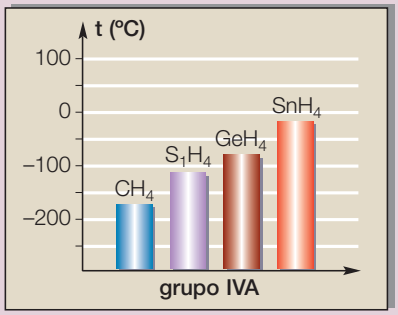
dipolo induzido-dipolo induzido < dipolo-dipolo < pontes de H

• Em moléculas com mesmo tipo de interação:

Quanto maior o tamanho da molécula, maior a sua TE.

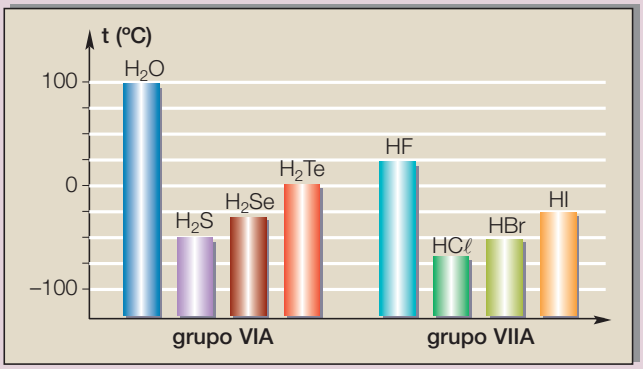
Vejamos alguns exemplos:

O diagrama a seguir mostra as TE dos compostos formados pelo hidrogênio com os elementos da família IVA (grupo IVA).



As quatro substâncias são formadas por moléculas apolares e apresentam o mesmo tipo de interação: dipolo induzido-dipolo induzido. Assim, o tamanho das moléculas é o único fator responsável pelas diferentes TE dessas substâncias.

Vamos, agora, comparar as TE das substâncias formadas pelo hidrogênio com os elementos das famílias VIA e VIIA:



Observe que as moléculas de H_2O (VIA) e HF (VIIA) são as que apresentam as maiores TE em cada grupo. Isso ocorre porque essas substâncias interagem através das pontes de hidrogênio, que são as forças intermoleculares mais intensas.

As demais substâncias apresentam, em cada grupo, interações moleculares do mesmo tipo (dipolo-dipolo). Portanto, o tamanho das moléculas é o fator determinante das suas diferentes TE.

POLARIDADE, FORÇAS INTERMOLECULARES E SOLUBILIDADE

Vejamos uma situação comum:

Uma maneira de explicar o fato de o óleo não se dissolver na água é considerarmos que os processos de dissolução estão associados às interações moleculares.

O tipo de força intermolecular existente na água deve ser diferente da existente no óleo. Como sabemos que a **água** é uma substância **polar**, podemos concluir que as moléculas do **óleo** devem ser **apolares**, mesmo sem conhecer sua estrutura.

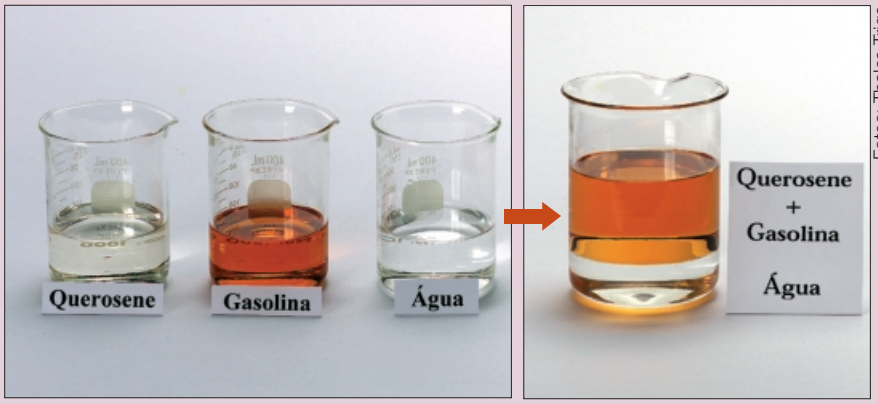
Baseados nesse fato, podemos afirmar que:



Thales Trigo

Substâncias polares **tendem** a se dissolver em solventes polares.

Substâncias apolares **tendem** a se dissolver em solventes apolares.



Fotos: Thales Trigo

Os derivados do petróleo, como o querosene, a gasolina, o óleo *diesel* e o óleo lubrificante, são formados por moléculas constituídas somente de carbono e hidrogênio, denominadas **hidrocarbonetos**. Todos eles são **apolares**, miscíveis entre si e imiscíveis com a água.



L E I T U R A

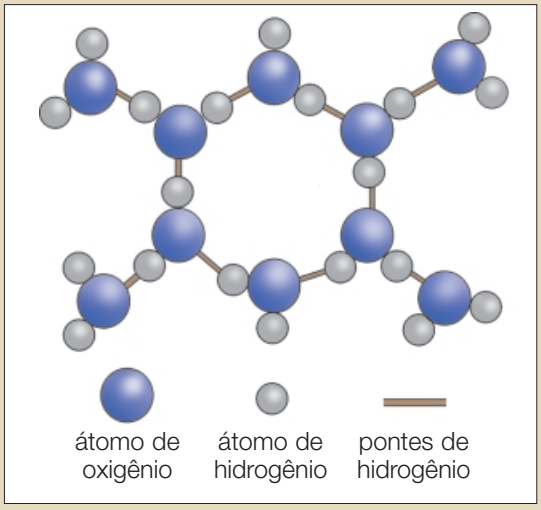
Por que o gelo flutua

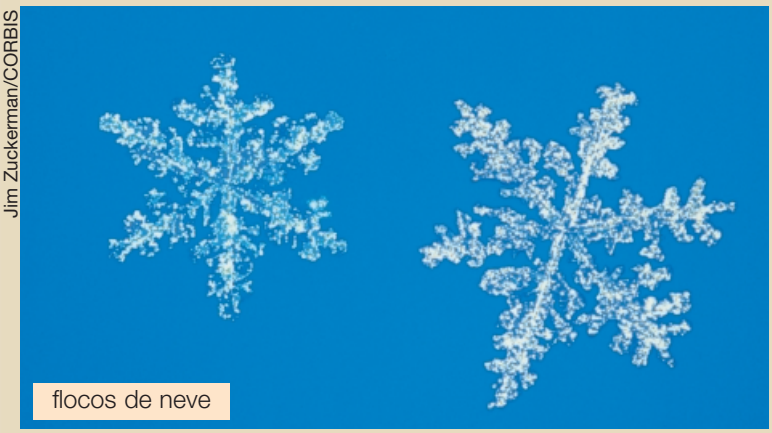
Se colocarmos uma garrafa fechada de água líquida no congelador, essa garrafa pode estourar quando a água se solidifica. Isso ocorre porque uma mesma massa de água ocupa um volume maior no estado sólido, ou seja, o gelo tem uma densidade menor do que a água líquida.

água líquida: $d_\ell = \frac{m}{v}$ **gelo:** $d_s = \frac{m}{v'}$

em que: **m** constante; $v < v'$; $d_\ell > d_s$.

As moléculas de água no estado sólido formam uma estrutura aberta de forma hexagonal, com espaços vazios no seu interior. Esses espaços vazios não existem no líquido, que não apresenta um arranjo organizado.





Jim Zuckerman/CORBIS

flocos de neve

Uma das conseqüências dessa estrutura do gelo é a forma hexagonal dos flocos de neve e dos cristais de gelo.

Esses flocos apresentam-se em grande variedade de formas, mas em todas elas o arranjo hexagonal e simétrico se repete.

EXERCÍCIO RESOLVIDO

Dadas as substâncias representadas pelas moléculas:

I C_2H_6

II $H_3C - \underset{H_2}{C} - \underset{H_2}{C} - OH$

III $H_2C(OH) - \underset{H_2}{C} - CH_2(OH)$

IV C_3H_8

a) indique o tipo de interação molecular existente nessas substâncias quando encontradas no estado líquido;
b) em seguida, coloque as substâncias em ordem crescente de TE.

SOLUÇÃO

a) As substâncias **I** e **IV** são **hidrocarbonetos** (C e H) e, portanto, **apolares**; as interações intermoleculares existentes nessas substâncias são forças de Van der Waals do tipo **dipolo induzido**.
Nas substâncias **II** e **III** notamos a presença de **H** ligado a **O** (**grupo — OH**) e, portanto, a interação intermolecular nessas substâncias é do tipo **pontes de hidrogênio**.

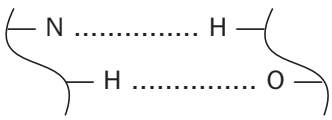
b) As moléculas **I** e **IV**, por serem semelhantes, apresentam o mesmo tipo de força intermolecular e, para relacionarmos suas TE, devemos observar o **tamanho da molécula**. Considerando esse critério, percebe-se que a molécula **IV** é maior que a molécula **I** e, por isso, apresenta a maior TE, a qual será, porém, menor do que a TE das moléculas que apresentam pontes de hidrogênio.
As moléculas **II** e **III**, por apresentarem **H** ligado a **O**, possuem pontes de hidrogênio; contudo, a molécula **III** apresenta maior número de ligações entre **H** e **O**, ou seja, pode efetuar maior número de pontes de hidrogênio e, portanto, apresentará maior TE.
Logo, concluímos que a ordem crescente de TE é:

$$I < IV < II < III$$

Exercícios de classe

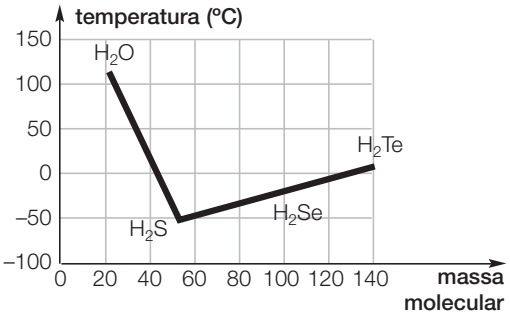
1. (Unifor-CE) No hidrogênio líquido, as moléculas estão unidas por:
a) ligações covalentes.
b) pontes de hidrogênio.
c) forças de Van der Waals.
d) ligações iônicas.
e) ligações metálicas.

2. O ácido desoxirribonucléico (DNA) é um componente essencial de todas as células. Ele é constituído por duas "filas" formadas, cada uma, de muitas unidades denominadas nucleotídeos. Na figura observa-se o esquema de um trecho das duas "filas" unidas uma à outra por um tipo de ligação química importante em bioquímica.



Esta ligação, representada na figura por linhas pontilhadas, é denominada:
a) covalência simples.
b) covalência dativa.
c) ponte de hidrogênio.
d) ligação iônica.
e) forças de Van der Waals.

3. (UFRJ) A volatização de uma substância está relacionada com o seu ponto de ebulição, que por sua vez é influenciado pelas interações moleculares. O gráfico a seguir mostra os pontos de ebulição de compostos binários do hidrogênio com elementos do subgrupo VIA, à pressão de 1 atm.



a) Identifique a substância mais volátil entre as representadas no gráfico. Justifique sua resposta.

b) Explique por que a água tem um ponto de ebulição tão alto, quando comparado com os das demais substâncias indicadas no gráfico.

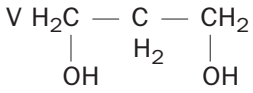
4. Dadas as substâncias, representadas pelas moléculas:

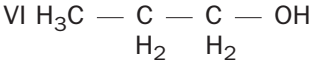
I CH_4

II C_3H_8

III C_5H_{10}

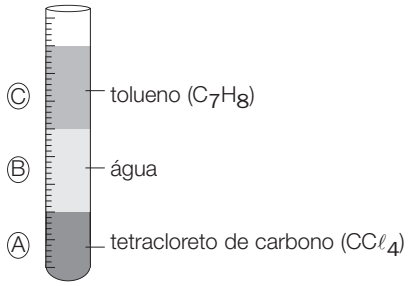
IV C_2H_6

V 

VI 

indique a ordem crescente de temperatura de ebulição.

Considere o esquema a seguir e responda às questões de **5** a **9**.



5. Identifique a fase mais densa e a menos densa.

6. Indique se as fases A, B e C são polares ou apolares.

7. Se adicionarmos iodo sólido ($I_{2(s)}$), ele irá se dissolver em quais fases?

8. Após a dissolução do iodo, se o sistema for submetido à agitação e, posteriormente, ao repouso, de quantas fases será formado o sistema final?

9. Indique o número total de elementos químicos presentes no sistema final.

10. Justifique os seguintes fatos:

a) Um mecânico utiliza gasolina para remover graxa das mãos.

b) Um tecido manchado de gordura é limpo facilmente aplicando-se benzina à mancha. A gordura não pode ser removida só com água, mesmo que a água esteja quente.

Curiosidade

Quando colocamos talco em uma mancha de gordura existente num tecido, não ocorre dissolução. O talco age como uma esponja e absorve o óleo.

Exercícios propostos

1. (FEI-SP) Qual o tipo de ligação responsável pelas atrações intermoleculares nos líquidos e sólidos constituídos de moléculas apolares?

2. (PUC-PR) O dióxido de carbono, presente na atmosfera e nos extintores de incêndio, apresenta ligação entre seus átomos do tipo .... e suas moléculas estão unidas por .... .

Os espaços acima são corretamente preenchidos pela alternativa:

a) covalente apolar — atração dipolo-dipolo.
b) covalente polar — pontes de hidrogênio.
c) covalente polar — forças de Van der Waals.
d) covalente polar — atração dipolo-dipolo.
e) covalente apolar — forças de Van der Waals.

3. (UFRJ) Os corantes utilizados para tingir tecidos possuem em suas estruturas um grupamento denominado cromóforo (representado nas figuras a seguir), ao qual, por sua vez, estão ligados diversos grupos funcionais (—OH, $—NH_2$, $—SO_3^-$ etc.) denominados auxocromos. Estes grupamentos, além de influenciar na cor, são responsáveis pela fixação do corante no tecido através de interações químicas entre as fibras e o próprio corante. No caso do algodão,

tais interações se dão com as hidroxilas livres da celulose e podem ser de dois tipos: no primeiro, mais barato, o corante é simplesmente adicionado ao tecido (figura 1) e, no segundo, mais caro, é provocada uma reação entre a fibra e o corante (figura 2).

figura 1

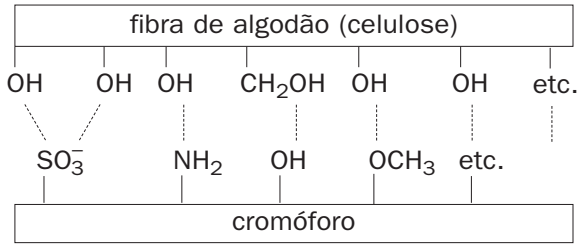
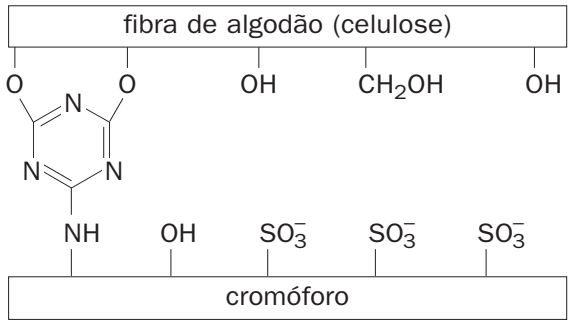


figura 2



a) Quais tipos de ligações químicas ocorrem entre as fibras e os corantes, em cada caso?

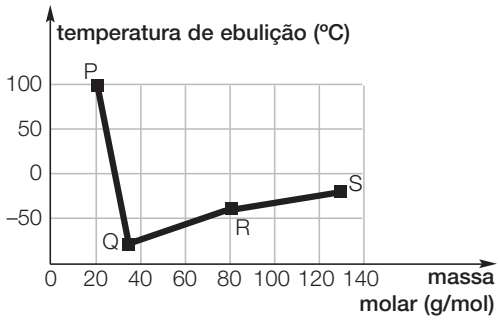
b) Explique por que os tecidos de algodão tingidos pelo segundo processo (figura 2) desbotam menos quando são usados, lavados e expostos ao sol do que os tingidos pelo primeiro processo.

4. (Unicamp-SP) Considere os processos **I** e **II** representados pelas equações:

$$H_2O_{(\ell)} \xrightarrow{\text{I}} H_2O_{(g)} \xrightarrow{\text{II}} 2\,H_{(g)} + O_{(g)}$$

Indique quais ligações são rompidas em cada um desses processos.

5. (Unesp-SP) O gráfico a seguir foi construído com dados dos hidretos dos elementos do grupo 16. Com base neste gráfico, são feitas as afirmações seguintes.



I — Os pontos P, Q, R e S, no gráfico, correspondem aos compostos H_2Te, H_2S, H_2Se e H_2O, respectivamente.

II — Todos estes hidretos são gases à temperatura ambiente, exceto a água, que é líquida.

III — Quando a água ferve, as ligações covalentes se rompem antes das intermoleculares.

Indique quais afirmações estão corretas.

6. (MACK-SP) Observando-se o comportamento das substâncias nos sistemas a seguir, é **incorreto** afirmar que:



a) O óleo deve ser solúvel em tetracloreto de carbono.

b) a água e o óleo não são miscíveis, por serem ambos apolares.

c) juntando-se os conteúdos dos sistemas I, II e III, obtém-se uma mistura heterogênea.

d) a sacarose é um composto polar.

e) o óleo é menos denso que a água.

7. (UNI-RIO) A mãe de Joãozinho, ao lavar a roupa do filho após uma festa, encontrou duas manchas na camisa: uma de gordura e outra de açúcar. Ao lavar apenas com água, ela verificou que somente a mancha de açúcar desaparecera completamente. De acordo com a regra segundo a qual "semelhante dissolve semelhante", indique a opção que contém a força intermolecular responsável pela remoção do açúcar na camisa de Joãozinho.

a) Ligação iônica.

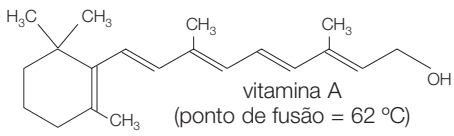
b) Ligação metálica.

c) Ligação covalente polar.

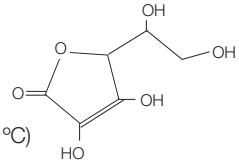
d) Forças de London.

e) Ponte de hidrogênio.

8. (Fuvest-SP)



vitamina A
(ponto de fusão = 62 ºC)



vitamina C
(ponto de fusão = 193 ºC)

Uma das propriedades que determinam a maior ou menor concentração de uma vitamina na urina é a sua solubilidade em água.

a) Qual dessas vitaminas é mais facilmente eliminada na urina? Justifique.
b) Dê uma justificativa para o ponto de fusão da vitamina C ser superior ao da vitamina A.

9. (UnB-DF) Ao estudar alguns aspectos da ciência e da tecnologia dos alimentos, em especial a dissolução, um estudante, trabalhando em laboratório com quatro amostras de substâncias sólidas, obteve os resultados apresentados na tabela seguinte:

Solvente	Substância			
	I	II	III	IV
água	solúvel	solúvel	insolúvel	solúvel
óleo	pouco solúvel	pouco solúvel	solúvel	pouco solúvel

A partir da análise dos dados contidos na tabela, julgue os itens a seguir.

a) As substâncias **I**, **II** e **IV** são polares.
b) A propriedade analisada pelo estudante independe da temperatura do sistema.
c) A separação da substância **II** do material obtido com o solvente água pode ser realizada por destilação; a da substância **III**, por filtração.
d) Os resultados obtidos pelo estudante demonstram que **I** e **IV** correspondem a uma mesma substância.



Faça você mesmo

O cinema e as forças intermoleculares

Você já deve ter visto muitos filmes nos quais uma pessoa se arremessa ou é arremessada sobre uma janela de vidro e passa através dela sem sofrer cortes.

O "vidro" dessas janelas não é realmente vidro; trata-se de uma solução supersaturada.

Material

2 xícaras de água
1 xícara de açúcar
1 xícara de xarope de milho claro
1 fôrma retangular de alumínio

Procedimento

Numa panela, aqueça a mistura formada pela água, o açúcar e o xarope.

Unte a fôrma com margarina, manteiga ou óleo de cozinha.

Coloque a mistura quente na fôrma e esta no congelador.

No dia seguinte, você terá o "vidro" de cinema.



Keystock

LIGAÇÃO METÁLICA

Algumas propriedades apresentadas pelos metais são muito diferentes das observadas em outras substâncias. A maioria dos metais é sólida à temperatura ambiente (25 °C) e apresenta cor prateada. As exceções são o mercúrio — único metal encontrado no estado líquido, cujo brilho característico é denominado **aspecto metálico** —, o cobre (Cu) e o ouro (Au), os quais apresentam, respectivamente, cor avermelhada e dourada.

Fotos: Thales Trigo



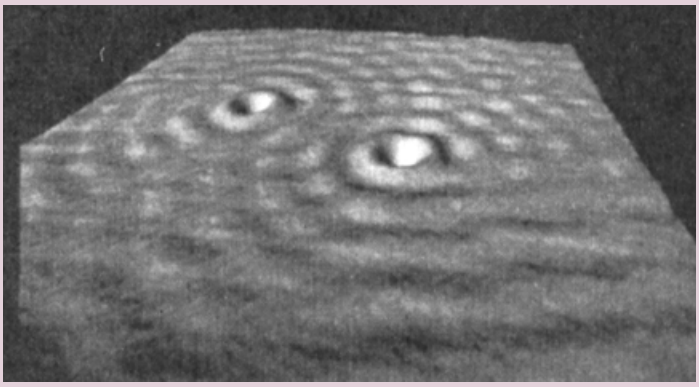
O mercúrio funde-se a –38,8 °C.



CEDOC

O ouro funde-se a 1 064 °C.

CEDOC



A foto mostra ondas de elétrons sobre a superfície de um cristal de cobre. Cada elétron comporta-se como uma onda. Esta foto foi obtida por microscópio de tunelamento e ampliada 215 milhões de vezes.

Experiências com raios X levam a crer que os retículos cristalinos dos metais sólidos consistem em um agrupamento de cátions fixos, rodeados por um verdadeiro "mar" de elétrons. Esses elétrons são provenientes da camada de valência dos respectivos átomos e não são atraídos por nenhum núcleo em particular: eles são **deslocalizados**. Esses elétrons ocupam o retículo cristalino do metal por inteiro e a liberdade que têm de se moverem através do cristal é responsável pelas propriedades que caracterizam os metais:

- **condutibilidade** — são excelentes condutores de corrente elétrica e de calor;
- **maleabilidade** — capacidade de produzir lâminas, chapas muito finas;
- **ductibilidade** — capacidade de produzir fios.

Com a aplicação de uma pressão adequada numa determinada região da superfície do metal, provocamos um deslizamento das camadas de átomos, produzindo lâminas ou fios.

Formação de ligas metálicas

Ligas metálicas: são materiais com propriedades metálicas que contêm dois ou mais elementos, sendo pelo menos um deles metal.

As ligas metálicas possuem algumas características que os metais puros não apresentam e por isso são produzidas industrialmente e muito utilizadas. Veja os exemplos:


Claudia Kunin/Getty Images

Ouro 18 quilates: mistura formada basicamente por 75% de ouro, sendo os 25% restantes de cobre e prata.


CEDOC

Amálgama: liga de Hg, Ag e Sn usada em obturações.


Reza Estakhrian/Getty Images

Bronze: liga de Cu e Sn usada na produção de sinos, medalhas, moedas, estátuas.

Aço inox: liga de Fe, C, Cr e Ni usada em talheres, peças de carro, brocas etc.


Sean Ellis/Getty Images


Howard Kingsnorth/getty Images

Latão: liga de Cu e Zn usada na produção de tubos, armas, torneiras, instrumentos musicais.



L E I T U R A

O ouro

O ouro é um dos nove elementos conhecidos pelo ser humano desde a mais remota antiguidade (2600 a.C.). Os outros elementos são prata, cobre, estanho, chumbo, mercúrio, ferro, enxofre e carbono.

O ouro é considerado metal precioso não só pela sua beleza, mas pela sua baixa reatividade e, principalmente, pela sua raridade (para cada um milhão de toneladas de terra, encontramos aproximadamente cinco quilos de ouro).


Richerd Elliot/Getty Images

Por volta de 1400 a.C., os egípcios já usavam ouro para recobrir os sarcófagos das múmias dos faraós.

O ouro é encontrado livre na natureza (ouro nativo).

O ouro puro normalmente é denominado **ouro 24 quilates** (100% puro). Essa terminologia tem origem muito antiga — e incerta.

Acredita-se que a palavra **quilate** derive da *carat*, nome da semente da alfarrobeira*, que apresenta massa aproximadamente constante de 0,2 g. Pode ser que os egípcios tenham utilizado essas sementes como padrão de massa.

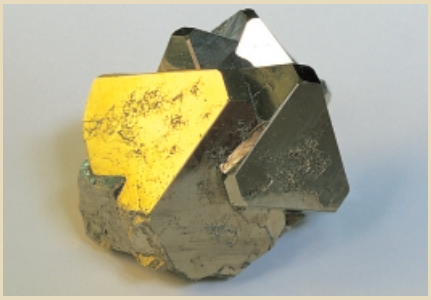
O ouro comumente utilizado para a produção de jóias apresenta 75% em massa de ouro, sendo denominado **ouro 18 quilates**. Os outros 25% correspondem à prata e ao cobre.


Thales Trigo

Ouro nativo — pepita de ouro.

Observação:

A palavra quilate também é usada como medida de massa de diamantes. Um diamante de 10 quilates tem massa de 2 g.


Thales Trigo

Cristais de pirita.

A pirita, cuja fórmula é FeS_2, apresenta grande semelhança com o ouro: possui a mesma cor e o mesmo brilho e, por isso, é conhecida por **ouro dos tolos**.

Para diferenciar a pirita do ouro, podemos fazer vários testes, por exemplo:

a) verificar a passagem de corrente elétrica no estado sólido:
- ouro: conduz corrente;
- pirita: não conduz corrente.

b) morder levemente a amostra:
- ouro: é mais maleável que a grande maioria dos metais; assim, ficará com a marca dos dentes;
- pirita: é dura e quebradiça como todos os compostos iônicos; ao ser mordida, se for constituída de cristais pequenos, quebrará e formará estruturas menores com faces planas.

* **alfarrobeira**: árvore cujo fruto é uma vagem.

Exercícios de classe

1. (Fatec-SP) A condutibilidade elétrica dos metais é explicada admitindo-se:
a) ruptura de ligações iônicas.
b) ruptura de ligações covalentes.
c) existência de prótons livres.
d) existência de elétrons livres.
e) existência de nêutrons livres.

2. (UFPE) Cite três propriedades referentes aos metais. Dê cinco exemplos de metais.

3. Resolva as questões, considerando somente os metais que fazem parte de seu cotidiano:
a) Qual o único metal líquido a 20 °C?
b) Cite:
- um metal de cor avermelhada.
- um metal de cor amarela.
- um metal constituinte das panelas e latas.
- um metal que você considera denso.
- um metal constituinte da lataria dos automóveis.
- três metais que são utilizados na manufatura de peças de ornamento (jóias).

4. O que é uma liga metálica?

5. (PUC-SP) O ouro utilizado na fabricação de jóias pode apresentar diferentes tonalidades de cor vermelha. Essa coloração é devida a maior ou menor porcentagem de:

a) Aℓ. c) Cu. e) Hg.
b) Ag. d) Pb.

Exercícios propostos

1. (UFCE) Nenhuma teoria convencional de ligação química é capaz de justificar as propriedades dos compostos metálicos. Investigações indicam que os sólidos metálicos são compostos de um arranjo regular de íons positivos, no qual os elétrons das ligações estão apenas parcialmente localizados. Isto significa dizer que se tem um arranjo de íons metálicos distribuídos em um "mar" de elétrons móveis.

Com base nestas informações, é correto afirmar que os metais, geralmente:

a) têm elevada condutividade elétrica e baixa condutividade térmica.
b) são solúveis em solventes apolares e possuem baixas condutividades térmica e elétrica.
c) são insolúveis em água e possuem baixa condutividade elétrica.
d) conduzem com facilidade a corrente elétrica e são solúveis em água.
e) possuem elevadas condutividades elétrica e térmica.

2. (Fuvest-SP) Ferro (Fe), óxido de ferro (FeO) e polietileno $(C_2H_4)_n$ apresentam, respectivamente, ligações:

a) covalente, iônica e metálica.
b) covalente, metálica e iônica.
c) iônica, covalente e metálica.
d) metálica, covalente e iônica.
e) metálica, iônica e covalente.

3. Associe corretamente:

I — aço	a) liga com Hg
II — amálgama	b) liga Fe + C
III — latão	c) liga Cu + Zn

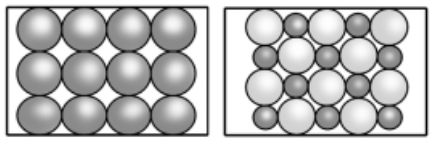
4. (Cefet-PR) Analise as afirmações a seguir:

I — O metal **X** é leve, sofre pouca corrosão e é bastante utilizado na construção civil (portões, esquadrias) e na fabricação de aeronaves (ligas leves).
II — O metal **Y** forma com o estanho uma liga denominada bronze, muito utilizada na fabricação de monumentos.
III — O metal **Z**, de elevado ponto de fusão, é freqüentemente utilizado em filamentos de lâmpadas incandescentes.

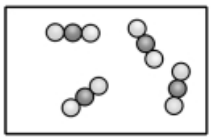
Tais metais são, na ordem:

a) estanho, cromo, platina.
b) zinco, tungstênio, chumbo.
c) cobre, estanho, ouro.
d) alumínio, cobre, tungstênio.
e) estanho, alumínio, cobre.

5. (Fuvest-SP) As figuras a seguir representam, esquematicamente, estruturas de diferentes substâncias, à temperatura ambiente.



I II



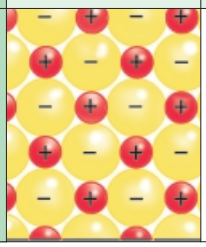
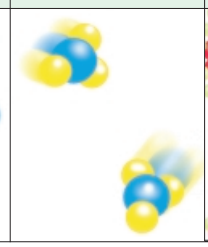
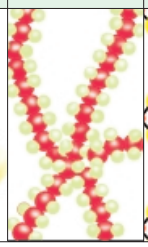
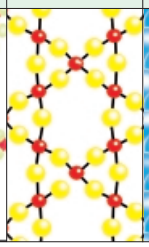
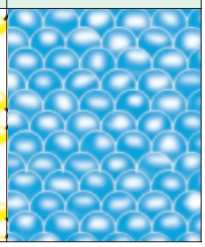
III

Sendo assim, as figuras **I**, **II** e **III** podem representar, respectivamente:

a) cloreto de sódio, dióxido de carbono e ferro.
b) cloreto de sódio, ferro e dióxido de carbono.
c) dióxido de carbono, ferro e cloreto de sódio.
d) ferro, cloreto de sódio e dióxido de carbono.
e) ferro, dióxido de carbono e cloreto de sódio.

SINOPSE DAS LIGAÇÕES QUÍMICAS

íons ⟷ ganho ou perda de elétrons ⟷ **átomos**

		Gás nobre	**Pequenas moléculas**	**Macromoléculas ou estruturas gigantes**		**Metais**
Substância simples ou composta	composta	simples	simples ou composta	simples ou composta		simples
Estado físico a 1 atm e 25 °C	sólido	gás	gás, líquido ou sólido abaixo da TF	sólido		sólido (exceto mercúrio)
Condutibilidade elétrica	fundidos ou em solução aquosa	não	não	não (exceto grafita)		sólido ou líquido
Estrutura	retículo cristalino iônico	átomos isolados	pequenas moléculas	moléculas com grande número de átomos	estruturas gigantes	retículo cristalino metálico
Tipo de ligação	iônica	não se liga	covalente			metálica
Exemplos	$NaC\ell$	Ne	NH_3	$(C_2H_4)_n$ polietileno	SiO_2 dióxido de silício	Pb
Representação						

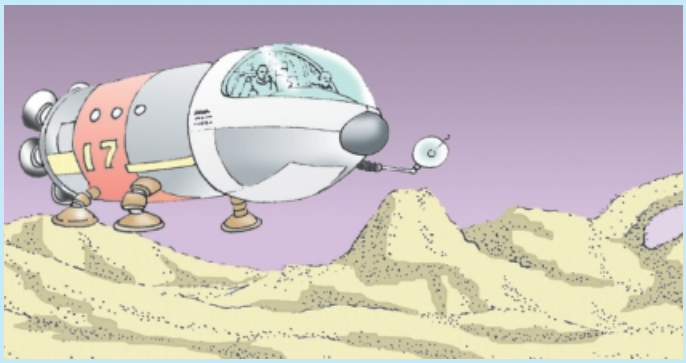
EXERCÍCIOS GLOBALIZANTES

Leia o texto a seguir e, depois, resolva as questões:

Descobrindo civilizações

Bem-vindo ao distante planeta Merullo. Como embaixador da Terra e estudante de Química, você recebeu a incumbência de decifrar a tabela periódica utilizada pela civilização merulliana, que apresenta a configuração a seguir.

Os merullianos descobriram 42 elementos — talvez por só existirem esses elementos naquele planeta. Infelizmente, por não ter conseguido decifrar o sistema numérico de Merullo, você desconhece o número atômico e o número de massa desses elementos. Entretanto, você recebeu algumas informações sobre alguns deles.

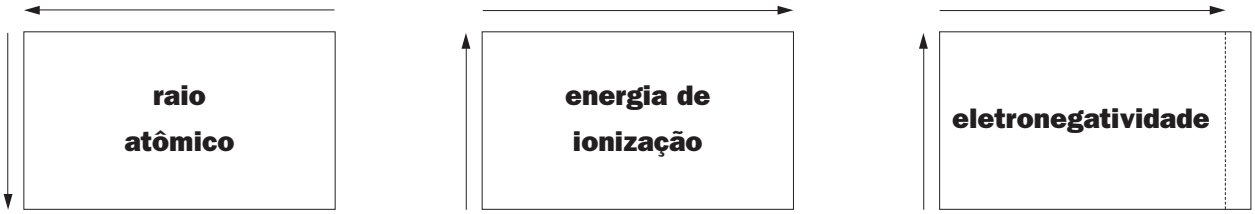


Np Poppah	Kv Venturia	Bb Bostwickium	Hb Bakalian	Ph Pamium	Vw Vickium	Od Ondichium	M Momm
Rb Bassoonium	Jw Janium	Lb Birdia	Ls Lorranium	Pl Letendrium	An Andium	Ta Tanickium	Hg Hagassium
Ro Rostonium	Rs Rosellium	Sb Bellisima	Cc Christinogen	Mg Maureenium	Di Dianium	Fx Dafinks	Tl Talchinsky
Me Meghanium	Mh Maggium	Ml Melanium	Rk Rekha	Tm Tanium	Ju Julium	Wi Wilsine	Cg Claranglen
T Tedogen	Ng Natalium	E Eigerium	Ag Arturo	R Rebeckium	Mk Markanium	Ge Gendlerium	W Wendella
P Petersia							Mi Mindrikium

- **Eigerium (E):** gás incolor, inodoro e fundamental para a vida. Aparece na atmosfera de Merullo na forma de moléculas biatômicas. Somente o Natalium (Ng) é mais eletronegativo que ele.
- **Petersia (P):** é encontrado como gás na forma de átomos isolados. Não se liga a outros elementos em condições ambientes. Assim como o Mindrikium (Mi), é um dos elementos mais leves de Merullo.
- **Julium (Ju):** é um metal que forma íons com carga 3^+. É usado na fabricação de utensílios de cozinha.

Chemistry — Connections to our changing world, 1996, p. 185. Texto traduzido e adaptado pelos autores.

De posse dessas informações e sabendo que os merullianos são fisicamente semelhantes aos humanos, utilize a nossa tabela periódica para responder às questões a seguir. Lembre-se das variações de algumas propriedades periódicas:



1. Quais nomes e símbolos usamos na Terra para identificar os elementos mencionados no texto — E, P e Ju?

2. A mistura dos elementos P e Mi, contidos em um frasco fechado a 25 °C e a 1 atm, constitui um sistema homogêneo ou heterogêneo? Justifique.

3. Considerando iguais os critérios de construção da tabela de Merullo e da Terra, indique o símbolo dos elementos de menor e maior número atômico em Merullo.

4. Indique também o símbolo do elemento cujos átomos apresentam 10 prótons em seu núcleo.

5. Sabendo que o átomo do elemento Cg apresenta 12 nêutrons em seu núcleo, determine seu número atômico e seu número de massa. Faça também a distribuição eletrônica em subníveis.

6. Associe corretamente os elementos abaixo com a configuração eletrônica da sua camada de valência.

I — Rs	a) $5s^2$
II — Ta	b) $3s^2\ 3p^4$
III — Mℓ	c) $4s^2\ 4p^5$

7. Considerando que as colunas da tabela de Merullo correspondem às nossas famílias ou grupos, identifique essas famílias na tabela daquele planeta.

8. Observe a tabela de Merullo e indique o símbolo:
a) do metal alcalino de maior raio atômico;
b) do elemento do 2º período de menor raio atômico;
c) do gás nobre de menor energia de ionização;
d) do halogênio mais eletronegativo.

9. Qual a principal fonte, na Terra, da substância cuja fórmula, em Merullo, é representada por CgMh?

10. Qual deve ser a fórmula da água em Merullo?

11. Escreva a fórmula resultante da combinação de Fx e Ng. Identifique também o tipo de ligação envolvida.

12. Aponte dois elementos que podem apresentar variedades alotrópicas.

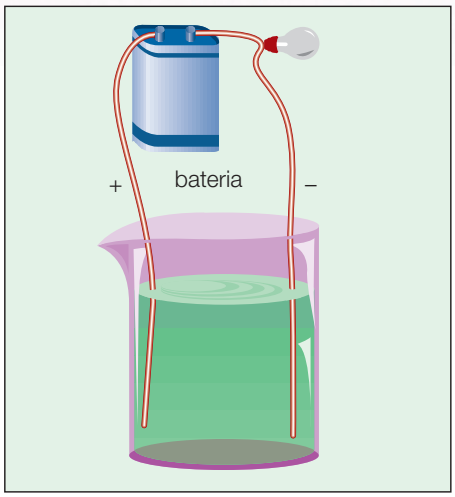
13. Indique a geometria e a polaridade das moléculas $Mi_2M\ell$.

14. Em Merullo, qual o símbolo do chumbo — metal denso, utilizado na fabricação de baterias de automóvel?

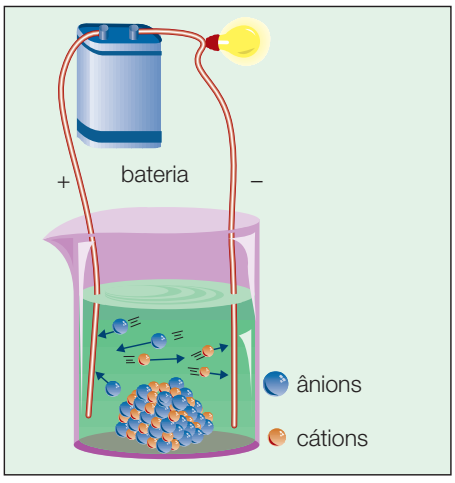
UNIDADE 6
Funções inorgânicas

DISSOCIAÇÃO E IONIZAÇÃO

Trabalhando na Universidade de Uppsala (Suécia), Arrhenius realizou numerosas experiências relacionadas com a passagem de corrente elétrica através de soluções aquosas e, com base nessas experiências, formulou a hipótese de que tais soluções deveriam conter partículas carregadas: os **íons**. A partir disso, ele estabeleceu a **teoria da dissociação iônica**, que lhe possibilitou, em 1903, a conquista do Prêmio Nobel.



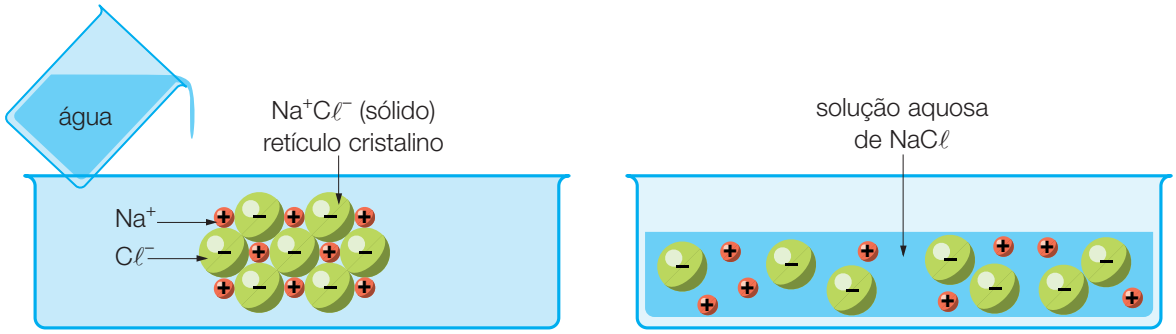
De acordo com Arrhenius, determinadas substâncias, quando dissolvidas em água, são capazes de dar origem a íons positivos, os **cátions**, e a íons negativos, os **ânions**. Isso pode ser verificado, experimentalmente, com uma aparelhagem bastante simples, semelhante à esquematizada ao lado.



Inicialmente, ele testou a condutividade elétrica dos **compostos iônicos**, utilizando duas soluções aquosas: uma de sal de cozinha (NaCℓ) e outra de soda cáustica (NaOH).

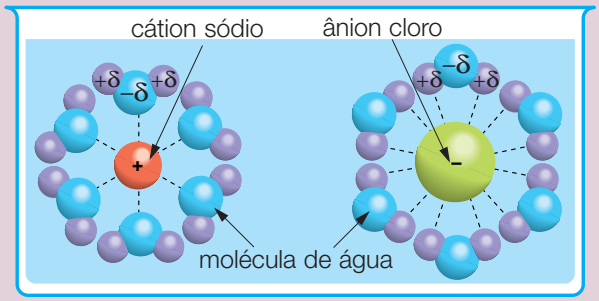
Arrhenius constatou a passagem de corrente elétrica em ambos os casos e associou esse fato à existência de íons livres nas soluções. A esse fenômeno denominou **dissociação iônica**.

Veja, por exemplo, como ocorre a dissociação iônica do NaCℓ em água.



A água é uma substância formada por moléculas polares, cujo pólo negativo está situado no átomo de oxigênio e o pólo positivo, nos átomos de hidrogênio.

Como as partículas com carga de sinais opostos se atraem, os pólos positivos das moléculas de água exercerão atração sobre os íons $C\ell^-$ do $NaC\ell$, enquanto os pólos negativos das moléculas de água exercerão atração sobre os íons de Na^+.

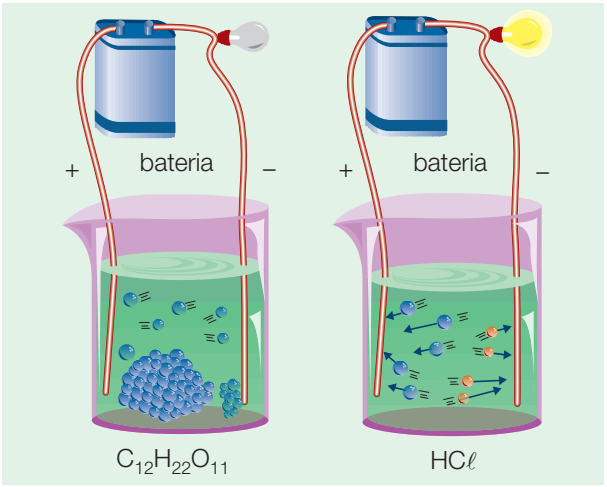


O resultado dessas interações será a obtenção de uma **solução iônica**. As moléculas de água que envolvem os íons são denominadas **água de solvatação**.

A equação que representa esse fenômeno pode ser dada por:

$$NaC\ell_{(s)} \xrightarrow{H_2O} Na^+_{(aq)} + C\ell^-_{(aq)}$$

Ao testar a condutividade de substâncias moleculares, como o açúcar ($C_{12}H_{22}O_{11}$) e o ácido clorídrico ($HC\ell$) em solução aquosa, Arrhenius observou os seguintes fatos:



Como a solução aquosa de açúcar não conduz corrente elétrica, ele concluiu que nessa solução não existem íons. Nesse caso, o açúcar somente se dissolveu na água.

A condução de corrente elétrica pela solução aquosa de ácido clorídrico levou-o a concluir que nela existem íons livres. Como o $HC\ell$ é um composto formado por moléculas, os íons devem ter sido formados mediante a quebra dessas moléculas pela água.

Esse fenômeno é denominado **ionização** e pode ser representado pelas equações:

$$HC\ell \xrightarrow{\text{água}} H^+ + C\ell^-$$

$$H{:}\overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{C\ell}}{:} \xrightarrow{\text{água}} H^+ + {:}\overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{C\ell}}{:}^-$$

$$HC\ell_{(g)} + \text{água} \longrightarrow H^+_{(aq)} + C\ell^-_{(aq)}$$

Na verdade, essas equações são uma representação simplificada. O fenômeno da ionização ocorre, de fato, através da reação entre as moléculas de $HC\ell$ e de H_2O.

$$HC\ell_{(g)} + H_2O_{(\ell)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + C\ell^-_{(aq)}$$

Normalmente, omitimos a participação da água como reagente ao escrevermos uma equação de ionização.

Importante:

1. A função da água na **dissociação iônica** consiste na separação dos íons já existentes no aglomerado iônico (retículo cristalino). No fenômeno de **ionização**, a água atua como reagente, constituindo-se no fator determinante para a formação de íons.

2. Resumindo:

a) compostos iônicos $\xrightarrow[\text{dissociação}]{\text{+ água}}$ solução iônica (eletrolítica)

b) compostos moleculares $\xrightarrow{\text{+ água}}$ solução molecular (não-eletrolítica)

b) compostos moleculares $\xrightarrow[\text{ionização}]{\text{+ água}}$ solução iônica (eletrolítica)

CONCEITO DE ÁCIDO, BASE E SAL PELA TEORIA DE ARRHENIUS

Estudos posteriores levaram Arrhenius a identificar os íons presentes nessas soluções; a partir daí, ele elaborou as seguintes definições:

Ácidos são substâncias que em solução aquosa sofrem ionização, liberando como cátions somente H^+:

$$H_xA \xrightarrow{\text{água}} x\ H^+_{(aq)} + A^{x-}_{(aq)}$$

Bases ou hidróxidos são substâncias que em solução aquosa sofrem dissociação iônica, liberando como único tipo de ânion os íons OH^- (hidroxila):

$$C(OH)_x \xrightarrow{\text{água}} C^{x+}_{(aq)} + x\ OH^-_{(aq)}$$

Os hidróxidos dos metais são compostos iônicos e, em solução aquosa, sofrem dissociação iônica.

Observação:

O hidróxido de amônio (NH_4OH), que não é um hidróxido de metal, resulta da ionização em água da amônia (NH_3), que é um composto molecular.

$$NH_{3\,(g)} + H_2O_{(\ell)} \rightleftharpoons NH_4OH_{(aq)} \rightleftharpoons NH^+_{4\,(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

Sal é toda substância que, em solução aquosa, sofre dissociação, produzindo pelo menos um cátion diferente do H^+ e pelo menos um ânion diferente do OH^-.

$$Na^+C\ell^-_{(s)} \xrightarrow{\text{água}} Na^+_{(aq)} + C\ell^-_{(aq)}$$

Utilizando esses conceitos, podemos relacionar, de maneira genérica, a capacidade de conduzir corrente elétrica das substâncias iônicas e moleculares. Observe o quadro a seguir:

Características dos compostos		Condutividade elétrica			
		Estado físico			Solução aquosa
		Sólido	Líquido	Vapor	
iônicos		não	sim	não	sim
moleculares	ácidos e amônia (NH_3)	não	não	não	sim
	demais	não	não	não	não

Exercícios de classe

1. Faça a associação:

a) Conduz corrente elétrica.
b) Não conduz corrente elétrica.

I — solução eletrolítica
II — solução não-eletrolítica
III — solução iônica
IV — solução molecular

2. Identifique quais das afirmativas a seguir, a respeito do composto iônico hidróxido de sódio (Na^+OH^-), estão corretas. Justifique sua resposta.

I — O NaOH puro conduz corrente elétrica em condições ambientes.
II — O NaOH, em solução aquosa, conduz corrente elétrica.
III — O NaOH fundido conduz corrente elétrica.

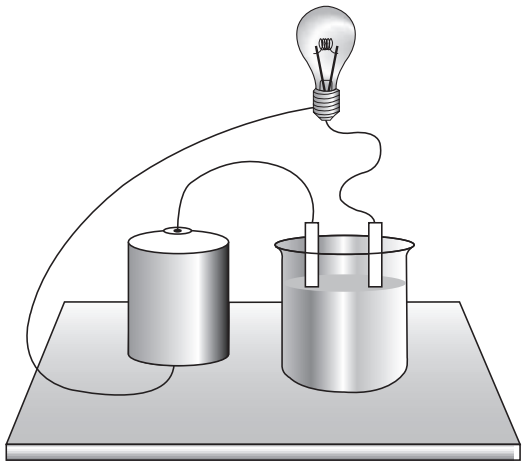
3. Sabendo que a glicose ($C_6H_{12}O_6$) é um composto molecular, sólido em condições ambientes, que dissolvido em água resulta em solução molecular, analise quais das afirmações a seguir são corretas. Justifique sua resposta.

I — A glicose pura, no estado sólido, conduz corrente elétrica.
II — A glicose, quando fundida, conduz corrente elétrica.
III — A glicose conduz corrente elétrica em solução aquosa.

4. Sabendo que o gás clorídrico ($HC\ell$) é um composto molecular gasoso, identifique a(s) afirmativa(s) correta(s):

I — O $HC\ell$ (puro) nas condições ambientes conduz corrente elétrica.
II — O $HC\ell$ (puro) liquefeito conduz corrente elétrica.
III — O $HC\ell$ em solução aquosa conduz corrente elétrica.
IV — O $HC\ell$ (puro) no estado sólido conduz corrente elétrica.

5. (UFPE) Considere a figura a seguir:



e as seguintes possibilidades para o líquido existente no interior do copo:

I — H_2O
II — H_2O + glicose
III — H_2O + sal de cozinha

Qual alternativa melhor descreve a condição da lâmpada?

a) Acesa em II e apagada nas demais.
b) Apagada em I e acesa nas demais.
c) Apagada em I e II.
d) Acesa em I, II e III.
e) Acesa em I e apagada nas demais.

Exercícios propostos

1. (Unicamp-SP) À temperatura ambiente, o cloreto de sódio ($NaC\ell$) é sólido e o cloreto de hidrogênio ($HC\ell$) é um gás. Estas duas substâncias podem ser líquidas em temperaturas adequadas.

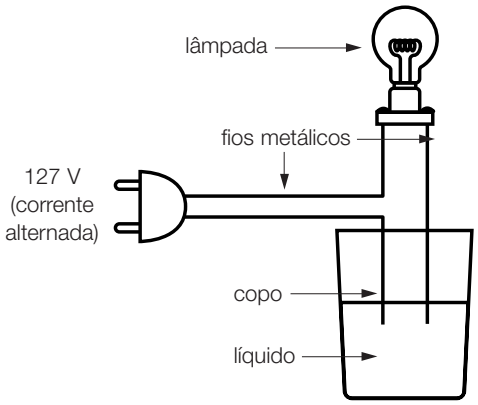
a) Por que, no estado líquido, o $NaC\ell$ é um bom condutor de eletricidade, enquanto no estado sólido não é?
b) Por que, no estado líquido, o $HC\ell$ é um mau condutor de eletricidade?
c) Por que, em solução aquosa, ambos são bons condutores de eletricidade?

2. (FEI-SP) Ao se dissolver gás clorídrico em água, ocorre o fenômeno da ionização do $HC\ell$. Que fenômenos ocorrem ao se dissolver, respectivamente, cloreto de sódio ($NaC\ell$) e açúcar ($C_{12}H_{22}O_{11}$) em água? Justifique.

3. (Vunesp-SP) Verifica-se experimentalmente que tanto a água quanto o ácido nítrico puro são maus condutores de eletricidade. Observa-se, também, que uma solução de ácido nítrico em água é boa condutora de eletricidade.

Explique essas observações experimentais.

4. (Unicamp-SP) No circuito elétrico esquematizado a seguir, o copo pode conter um dos diferentes líquidos mencionados:



a) água destilada.
b) solução aquosa de um sal.
c) solução aquosa de ácido clorídrico (HCℓ).
d) solução aquosa de açúcar (sacarose) ($C_{12}H_{22}O_{11}$).
e) solução aquosa de hidróxido de sódio (NaOH).

Com quais desses líquidos a lâmpada vai acender?

5. (Unicamp-SP) Indique, na afirmação a seguir, o que é correto ou incorreto, justificando sua resposta em poucas palavras.

"Uma solução aquosa de cloreto de hidrogênio apresenta o número de cátions H^+ igual ao de ânios $C\ell^-$. Portanto, é eletricamente neutra e não conduz a eletricidade."

ÁCIDOS

O sabor azedo é uma das características comuns aos ácidos, os quais, assim como todas as substâncias azedas, estimulam a salivação.

O uso do vinagre ou do suco de limão em saladas está associado a esse fato. O aumento da quantidade de saliva facilita a ingestão.

Segundo Arrhenius, a definição de ácido é dada por:

Ácido é toda substância que, em solução aquosa, sofre ionização, liberando como único cátion o H^+ (H_3O^+).



Stock Photos

Nas frutas cítricas, encontramos os ácidos cítrico e ascórbico (vitamina C).

NOMENCLATURA DOS ÁCIDOS

Para efeito de nomenclatura, os ácidos são divididos em dois grupos:

- Ácidos sem oxigênio: **hidrácidos**;
- Ácidos com oxigênio: **oxiácidos**.

1. Hidrácidos: ácidos sem oxigênio.

Seus nomes são dados da seguinte maneira:

ácido ..... (nome do elemento) ..... **-ídrico**

HF — ácido fluor ídrico	HBr — ácido brom ídrico	H_2S — ácido sulf ídrico
HCℓ — ácido clor ídrico	HI — ácido iod ídrico	HCN — ácido cian ídrico

2. Oxiácidos: ácidos com oxigênio.

Uma das maneiras mais simples de dar nome a esses ácidos é a partir do nome e da fórmula dos ácidos-padrão de cada família.

17/VIIA (Cℓ, Br, I)	16/VIA (S, Se)	15/VA (N, P, As)		14/IVA (C)
$HC\ell O_3$ ácido clórico	H_2SO_4 ácido sulfúrico	HNO_3 ácido nítrico	H_3PO_4 ácido fosfórico	H_2CO_3 ácido carbônico

A partir dessas fórmulas e de acordo com a variação do número de átomos de oxigênio, determinam-se as fórmulas e os nomes de outros ácidos, com o uso de prefixos e sufixos. Observe:

ácido-padrão →

ácido per- ..... nome do elemento ..... -ico (+ 1 átomo de oxigênio)

ácido ..... nome do elemento ..... -ico

ácido ..... nome do elemento ..... -oso (– 1 átomo de oxigênio)

ácido hipo- ..... nome do elemento ..... -oso (– 1 átomo de oxigênio)

Desse modo, teremos:

Família 17/VIIA (Cℓ, Br, I)

$HC\ell O_4$ — ácido **per** clór **ico**

$HC\ell O_3$ — ácido clór **ico**

$HC\ell O_2$ — ácido clor **oso**

$HC\ell O$ — ácido **hipo** clor **oso**

Obs.: não existem ácidos oxigenados do flúor.

Família 16/VIA (S, Se)

H_2SO_4 — ácido sulfúr **ico**

H_2SO_3 — ácido sulfur **oso**

Família 14/IVA (C)

H_2CO_3 — ácido carbôn **ico**

Família 15/VA (N, P, As)

HNO_3 — ácido nítr **ico**

HNO_2 — ácido nitr **oso**

H_3PO_4 — ácido fosfór **ico**

H_3PO_3 — ácido fosfor **oso**

H_3PO_2 — ácido **hipo** fosfor **oso**

Alguns ácidos de um mesmo elemento têm os prefixos de seus nomes atribuídos em função de seu grau de hidratação:

orto (padrão)

- 2 moléculas do orto menos uma molécula de H_2O → piro
- 1 molécula do orto menos uma molécula de H_2O → meta

grau de hidratação: orto > piro > meta

O prefixo **orto** é dispensável.

O exemplo mais importante desse caso é o ácido fosfórico (H_3PO_4):

H_3PO_4
ácido fosfórico

- 2 H_3PO_4 – 1 H_2O: **$H_4P_2O_7$** ácido pirofosfórico
- 1 H_3PO_4 – 1 H_2O: **HPO_3** ácido metafosfórico

CLASSIFICAÇÃO DOS ÁCIDOS

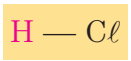
Além da classificação baseada na presença de oxigênio na molécula, os ácidos podem ser classificados segundo outros critérios:

Número de hidrogênios ionizáveis

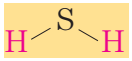
Em função do número de íons H^+ ou H_3O^+ liberados por molécula ionizada, os ácidos podem ser assim classificados:

	Monoácidos	Diácidos	Triácidos	Tetrácidos
Nº de H^+ por molécula ionizada	1 H^+	2 H^+	3 H^+	4 H^+

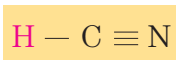
- Nos **hidrácidos**, todos os hidrogênios presentes nas moléculas são ionizáveis.



$HC\ell$ — 1 **H** ionizável: **monoácido**

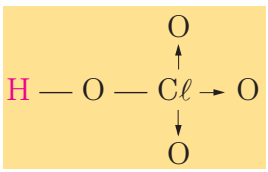


H_2S — 2 **H** ionizáveis: **diácido**

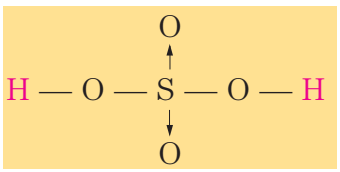


HCN — 1 **H** ionizável: **monoácido**

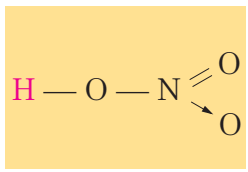
- Nos **oxiácidos**, são ionizáveis somente os hidrogênios ligados a átomos de oxigênio (O).



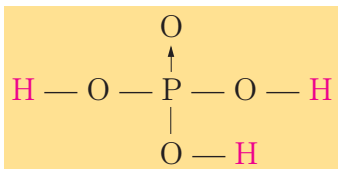
$HC\ell O_4$ — 1 **H** ionizável: **monoácido**



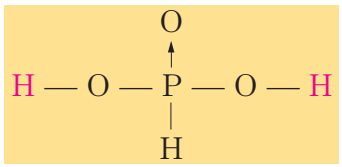
H_2SO_4 — 2 **H** ionizáveis: **diácido**



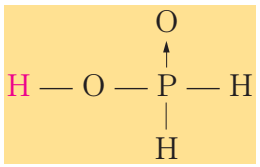
HNO_3 — 1 **H** ionizável: **monoácido**



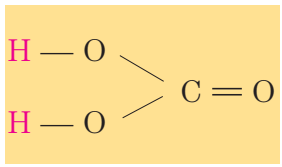
H_3PO_4 — 3 **H** ionizáveis: **triácido**



H_3PO_3 — 2 **H** ionizáveis: **diácido**



H_3PO_2 — 1 **H** ionizável: **monoácido**



H_2CO_3 — 2 **H** ionizáveis: **diácido**

Assim, em soluções aquosas, os ácidos podem liberar um ou mais íons H^+ para cada molécula de ácido ionizado, e cada íon H^+ liberado corresponde a uma etapa de ionização. Veja, por exemplo, a ionização do H_2SO_4:

1ª etapa: $H_2SO_4 \overset{\text{água}}{\rightleftharpoons} H^+ + HSO_4^-$

2ª etapa: $HSO_4^- \overset{\text{água}}{\rightleftharpoons} H^+ + SO_4^{2-}$

Equação total: $H_2SO_4 \overset{\text{água}}{\rightleftharpoons} 2\,H^+ + SO_4^{2-}$

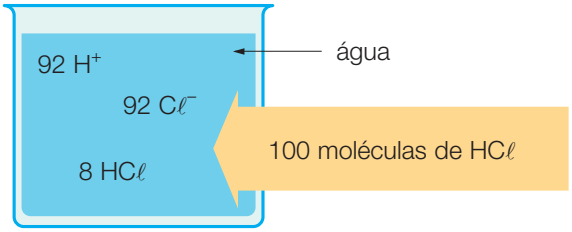
Grau de ionização

Grau de ionização de um ácido (α) é a relação entre o número de moléculas ionizadas e o número total de moléculas dissolvidas. Para o cálculo dessa relação, usamos a seguinte expressão:

$$\alpha = \frac{\text{nº de moléculas ionizadas}}{\text{nº de moléculas dissolvidas}}$$

Veja o exemplo:

- De cada 100 moléculas de $HC\ell$ dissolvidas, 92 moléculas sofrem ionização:



$$HC\ell \rightleftharpoons H^+ + C\ell^-$$

$$\alpha = \frac{92}{100} = 0{,}92$$

$\alpha = 92\%$

Para comparar os graus de ionização (α), devemos medir a condutibilidade das soluções aquosas dos ácidos:

fortes	semifortes ou moderados	fracos
$\alpha \geqslant 50\%$	$5\% < \alpha < 50\%$	$\alpha \leqslant 5\%$

Os **hidrácidos** mais conhecidos são assim classificados:

fortes	semifortes ou moderados	fracos
$HC\ell$, HBr, HI	HF	H_2S, HCN

A força dos **oxiácidos** pode ser determinada pela diferença (**x**) entre o número de átomos de oxigênio e o número de átomos de hidrogênio ionizáveis.

x = nº de átomos de **O** – nº de átomos de **H** ionizáveis

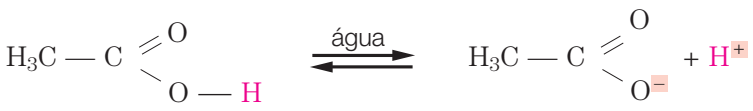
	Fortes	Semifortes ou moderados	Fracos
Valor de x	3 ou 2	1	0
Exemplos	$HBrO_4$ H_2SO_4	H_3PO_4 HNO_2	$HC\ell O$ H_4SiO_4

Observações:

1. O ácido carbônico (H_2CO_3), por ser um ácido instável, decompõe-se mais facilmente do que se ioniza, apresentando um pequeno grau de ionização. Assim, é considerado um ácido fraco, não seguindo a regra apresentada.

$$\langle H_2CO_3 \rangle \rightleftharpoons H_2O + CO_2$$

2. O ácido acético (H_3CCOOH) pode ser obtido a partir do álcool comum, o que acontece quando o vinho azeda. Esse ácido é o principal componente do vinagre e será estudado com detalhes em **Química Orgânica**. Veja sua fórmula estrutural e sua ionização:



Como seu grau de ionização é 1,3%, ele é considerado um **ácido fraco**.

Volatilidade

Indica a maior ou menor facilidade com que os ácidos passam do estado líquido para o gasoso.

- **Voláteis**: a grande maioria dos ácidos: HF, HCℓ, HCN, H_2S, HNO_3 etc.

O ácido acético, componente do vinagre, é o ácido volátil mais comum no nosso dia-a-dia. Ao abrirmos um frasco com vinagre, logo percebemos seu cheiro característico.

- **Fixos**: os dois ácidos pouco voláteis mais comuns são o H_2SO_4 e o H_3PO_4.

Exercícios de classe

1. Escreva a fórmula dos seguintes ácidos:

a) clorídrico;
b) sulfídrico;
c) sulfúrico;
d) nítrico;
e) fosfórico;
f) carbônico.

2. Dê o nome dos seguintes ácidos e equacione suas ionizações:

a) HBr;
b) HNO_2;
c) H_2SO_4;
d) H_3PO_4.

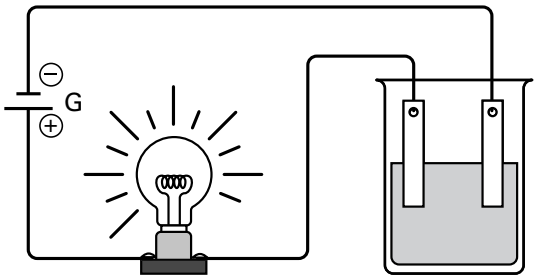
3. O elemento **Cℓ**, pertencente à família VIIA, forma o ácido perclórico: $HC\ell O_4$. Sabendo-se que o elemento **Mn** pertence à família VIIB, determine a fórmula do ácido permangânico.

4. Associe corretamente as duas colunas:

I — H_2SO_4
II — HI
III — HNO_2
IV — $HC\ell O_4$
V — H_2S

a) hidrácido, monoácido, forte
b) hidrácido, diácido, fraco
c) oxiácido, monoácido, forte
d) oxiácido, diácido, forte
e) oxiácido, monoácido, semi-forte

5. (UFCE) O esquema a seguir mostra a aparelhagem que pode ser utilizada para testar a força dos ácidos:



Em qual das soluções, todas com mesma concentração e temperatura, a lâmpada apresenta maior brilho?

a) HF.
b) H_2S.
c) H_3PO_4.
d) H_4SiO_4.
e) HNO_3.

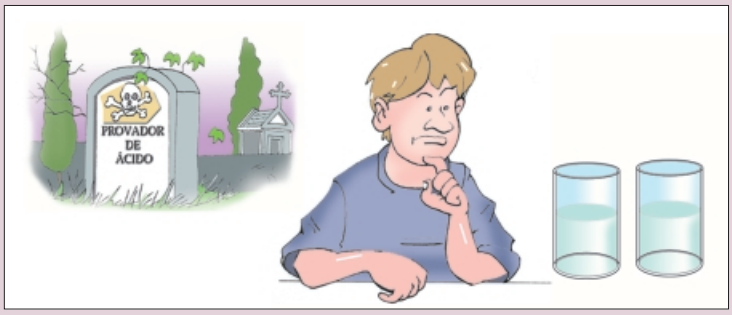
6. (Cesgranrio-RJ — mod.) Com base na tabela de graus de ionização apresentada a seguir:

Ácido	Grau de ionização (α)
HF	8%
HCℓ	92%
HCN	0,008%
H_2SO_4	61%
H_3PO_4	27%

Indique a ordem crescente da força dos ácidos.

ALGUMAS PROPRIEDADES DOS ÁCIDOS

Vimos algumas propriedades dos ácidos, como o seu sabor azedo e a sua condutibilidade elétrica em solução aquosa. Vamos abordar agora outras propriedades apresentadas por eles e que nos permitem identificá-los:



Na figura ao lado, o rapaz encontra-se diante de dois copos idênticos, cada qual contendo a mesma quantidade de um líquido incolor. Em um dos copos foi colocada uma solução ácida e no outro, apenas água. Você aconselharia o rapaz a beber um dos líquidos para saber qual copo contém a solução ácida?

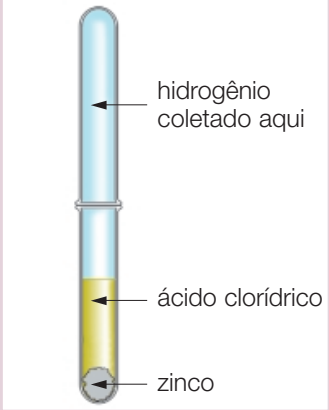
1. Reação com metais

Os ácidos reagem com muitos metais e, ao reagirem, produzem gás hidrogênio (H_2) e um sal do metal.

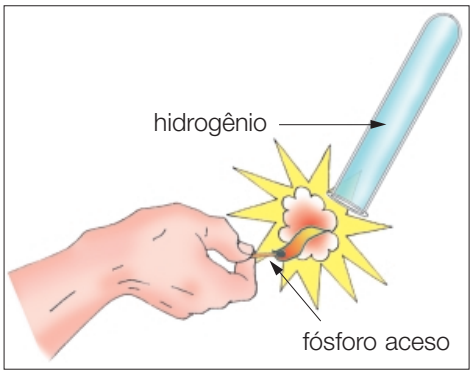
A reação entre o zinco e o ácido clorídrico pode ser representada pela equação:

$$Zn_{(s)} + 2\ HC\ell_{(aq)} \longrightarrow ZnC\ell_{2(aq)} + H_{2(g)}\uparrow$$

O gás hidrogênio é incolor e inodoro; ele forma com o oxigênio do ar uma mistura explosiva.



Se colocarmos um palito de fósforo aceso à boca do tubo que contém hidrogênio, essa aproximação provocará uma pequena explosão devido à reação entre o hidrogênio contido no tubo e o oxigênio presente no ar:



Hidrogênio e oxigênio: reação explosiva.

$$H_{2(g)} + \frac{1}{2}\ O_{2(g)} \longrightarrow H_2O_{(v)}$$

A palavra hidrogênio significa "formador de água".

2. Reação com carbonatos e bicarbonatos

Carbonatos e bicarbonatos são ânions cujas fórmulas são, respectivamente, CO_3^{2-} e HCO_3^-. Quando reagem com ácidos, esses ânions liberam gás carbônico.

Vamos ver algumas dessas reações:

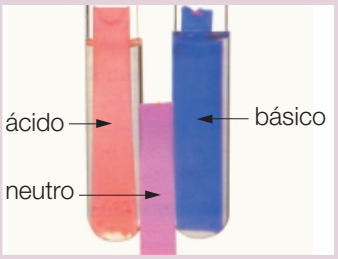
$$\underset{\text{carbonato de cálcio}}{CaCO_{3(s)}} + 2\ HC\ell_{(aq)} \longrightarrow CaC\ell_{2(aq)} + H_2O_{(\ell)} + CO_{2(g)}\uparrow$$

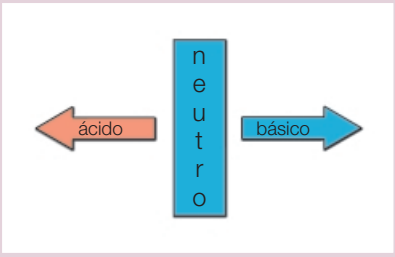
$$\underset{\text{bicarbonato de sódio}}{NaHCO_{3(s)}} + HC\ell_{(aq)} \longrightarrow NaC\ell_{(aq)} + H_2O_{(\ell)} + CO_{2(g)}\uparrow$$

Se você recolher o gás carbônico em um tubo de ensaio e introduzir neste tubo um fósforo aceso, a chama apagará. Isso ocorre porque o CO_2 não queima (não é combustível) nem alimenta combustão (não é comburente).

3. Ação sobre indicadores

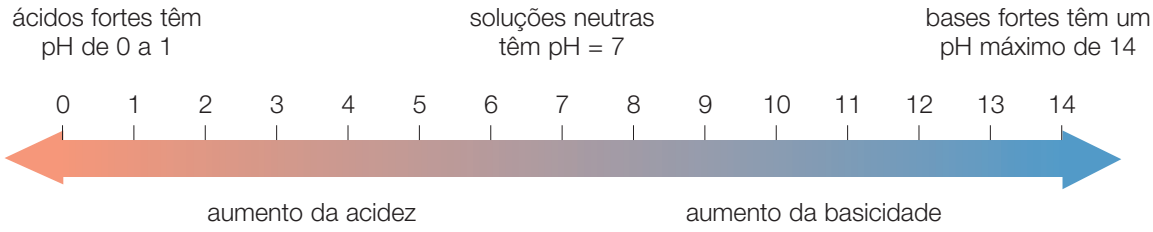
Indicadores são substâncias que mudam de cor em função de o meio ser ácido ou básico.





Um dos indicadores mais utilizados é o papel de tornassol (rosa ou azul), que em meio ácido apresenta coloração rósea e, em meio básico, coloração azul.

Uma escala numérica, conhecida por escala de pH, indica se o meio é ácido ou básico, bem como a intensidade da força do ácido e da base.



PRINCIPAIS ÁCIDOS E SUAS APLICAÇÕES

Ácido fluorídrico — HF

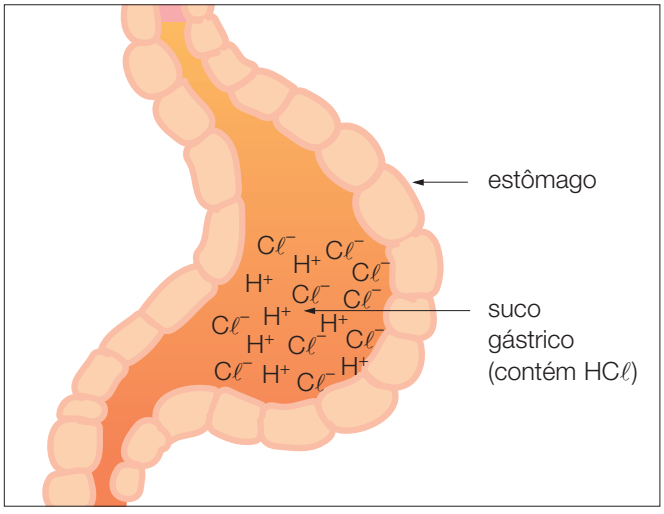
Nas condições ambientes, é um gás incolor que tem a característica de corroer o vidro, quando em solução aquosa. Por esse motivo, em laboratórios, deve ser guardado em frascos plásticos. É usado para fazer gravações em cristais e vidros.


Thales Trigo

Gravações em vidro de carro.

Ácido clorídrico — HCℓ

O ácido clorídrico consiste no gás cloreto de hidrogênio dissolvido em água. Quando **impuro**, é vendido no comércio com o nome de **ácido muriático**, sendo usado principalmente na limpeza de pisos e de superfícies metálicas antes do processo de soldagem.



O estômago secreta o ácido clorídrico, num volume aproximado de 100 mL, para auxiliar a digestão dos alimentos.

Ácido sulfídrico — H_2S

CEDOC



É um gás venenoso, incolor, formado na putrefação de substâncias orgânicas naturais que contenham enxofre, sendo responsável em grande parte pelo cheiro de ovo podre.

Ao pressentirem o perigo, certos animais, como o gambá e a maritaca, liberam uma mistura de substâncias de odor desagradável, entre as quais o H_2S.

Ácido cianídrico — HCN

É o nome com que se indica uma solução aquosa do gás cianídrico, que é incolor, com cheiro característico de amêndoas amargas. Por ser muito venenoso, esse gás é utilizado nas execuções em câmara de gás.

Delfim Martins/Pulsar



As folhas de mandioca, apesar de venenosas, podem ser utilizadas como alimento para o gado. Quando deixadas ao sol, liberam o gás cianídrico, tornando-se, assim, apropriadas para o consumo.

Ácido carbônico — H_2CO_3

Christof Gunkel



É um ácido fraco, extremamente instável, que se forma somente em equilíbrio dinâmico entre a água e o gás carbônico.

$$CO_{2(g)} + H_2O_{(\ell)} \rightleftharpoons [H_2CO_{3(aq)}] \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + HCO^-_{3(aq)}$$

O gás carbônico presente no ar atmosférico combina-se com a água da chuva, formando o H_2CO_3, mesmo em ambientes não-poluídos e na ausência de relâmpagos, o que nos leva a concluir que toda chuva é ácida.

O gás carbônico é um dos constituintes dos refrigerantes e das águas minerais gaseificadas.

Ácido fosfórico — H_3PO_4

É usado na indústria de vidro, na tinturaria, nas indústrias de alimentos e na fabricação de fosfatos e superfosfatos usados como adubos (fertilizantes).

O ácido fosfórico é utilizado na produção da Coca-Cola e de outros refrigerantes à base de cola (árvore da família das esterculiáceas, cuja semente contém alcalóides). Esse ácido é usado com três finalidades:

- atribuir à bebida um sabor ácido (acidulante),
- conservar o produto por mais tempo (conservante) e
- aumentar a percepção do sabor doce.

Coca-Cola desentope pias?

É muito comum ouvirmos alguém indicar Coca-Cola para desentupir pias. Será que resolve?

O prof. José Atílio Vanin, do Instituto de Química da Universidade de São Paulo, prestou alguns esclarecimentos sobre o assunto em matéria publicada no *Jornal da USP*.

"Desentupir pias, a Coca-Cola não desentope, contrariando o dito popular. 'A Coca-Cola é um extrato vegetal de composição variável, ao qual é adicionado ácido fosfórico em pequena quantidade, como conservante. A confusão se dá porque esse ácido é usado por fabricantes de material de limpeza, mas não faz mal ao ser humano. Nas reações químicas que ocorrem nas células, várias delas usam o fosfato, que é um componente do ácido fosfórico', explica Vanin. A célula usa o fosfato no mecanismo de fornecimento de energia celular. Mas há uma ressalva: 'O excesso de fosfato pode reagir com o cálcio, componente de ossos e dentes, e causar problemas ósseos ou dentários'. Nada além disso. Segundo o professor, também o excesso de absorção de carboidratos refinados pode causar cáries nos dentes."

Jornal da USP, 3 a 9 de setembro de 1998, p. 7.

Ácido acético — H_3CCOOH

É um líquido incolor, de cheiro característico, e o principal componente do vinagre, que é uma solução aquosa que contém de 3 a 7% desse ácido.



Christof Gunkel

Vinagre: formado basicamente por ácido acético e água.

Ácido sulfúrico — H_2SO_4



Sergio Luiz Pereira

Produto da carbonização do açúcar comum pelo ácido sulfúrico.

É o ácido mais importante economicamente, conhecido como "**burro de carga**" da indústria química. Na década de 60, o grau de desenvolvimento industrial de um país era avaliado pela quantidade de ácido sulfúrico que ele produzia e consumia.

O maior consumo de ácido sulfúrico se dá na fabricação de fertilizantes, como os superfosfatos e o sulfato de amônio. É, ainda, utilizado nas indústrias petroquímicas, de papel, de corantes etc. e nos acumuladores de chumbo (baterias de automóveis).

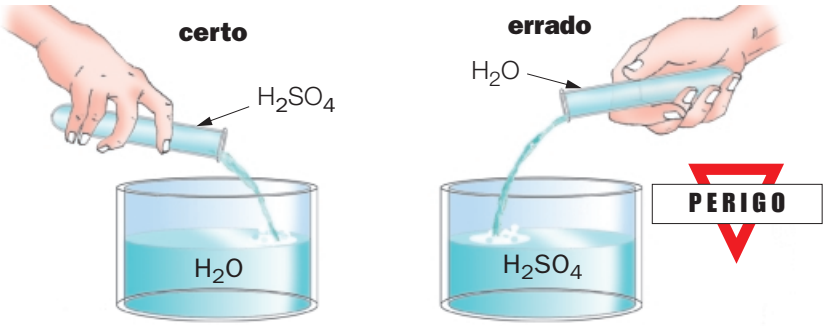
Uma das principais propriedades do ácido sulfúrico é sua ação oxidante e, principalmente, desidratante, quando concentrado. Assim, ele carboniza os hidratos de carbono, como os açúcares, o amido e a celulose, o que ocorre devido à desidratação desses materiais.

$$\underset{\substack{\text{sacarose}\\\text{(açúcar comum)}}}{C_{12}H_{22}O_{11}} \xrightarrow[H_2SO_4 \text{ concentrado}]{} \underset{\text{carvão}}{12\ C_{(s)}} + 11\ H_2O_{(v)}$$

O ácido sulfúrico também faz parte da composição de um tipo de "chuva ácida" característica de ambientes poluídos.

Observação:

A dissolução do ácido sulfúrico concentrado em água libera uma grande quantidade de energia. Por esse motivo, em laboratório, para se diluir o H_2SO_4 deve-se adicioná-lo à água e **nunca** adicionar água a ele.



Ácido nítrico — HNO_3

Depois do ácido sulfúrico, o ácido nítrico é o mais fabricado e consumido na indústria. À temperatura ambiente, é um líquido incolor e fumegante (volátil). Ataca com violência os tecidos animais e vegetais, produzindo manchas amareladas na pele. Seu manuseio, portanto, requer muito cuidado, pois seus vapores são muito tóxicos. Uma das mais importantes aplicações do ácido nítrico relaciona-se à fabricação de explosivos (TNT, nitroglicerina).


Clovis Ferreira / AE

Durante a ocorrência de chuvas acompanhadas de relâmpagos, mesmo em ambientes não-poluídos, o ácido nítrico pode formar-se, constituindo um tipo de chuva ácida.

Exercícios de classe

Para responder às questões de **1** a **3**, considere as equações:

$$Zn_{(s)} + 2\ \mathbf{H}C\ell_{(aq)} \longrightarrow ZnC\ell_{2(aq)} + \mathbf{H_2}_{(g)}$$

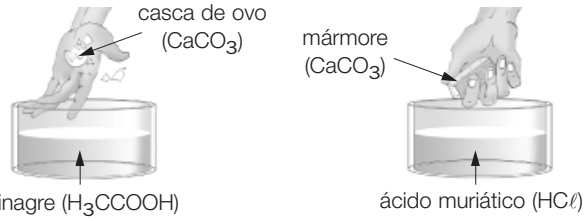
$$Zn_{(s)} + 2\ H_3CCO\mathbf{H}_{(aq)} \dashrightarrow Zn\ (H_3CCOO)_{2(aq)} + \mathbf{H_2}_{(g)}$$

1. Sabendo que o Mg se comporta da mesma maneira que o Zn, equacione sua reação com o ácido clorídrico e o ácido acético.

2. Nas reações mencionadas, a liberação de hidrogênio é fácil de ser percebida pela efervescência da solução. Na reação entre Zn ou Mg com o ácido clorídrico, a efervescência é mais acentuada. Dê uma explicação para esse fato.

3. Qual substância é liberada pelo escapamento de um carro cujo combustível usado seja o hidrogênio? Essa substância é considerada poluente?

4. Considere os experimentos da figura a seguir



e responda:

I — Em qual experimento ocorre efervescência?
II — Qual o nome do gás liberado?

(ENEM) Leia o texto a seguir e responda às questões **5** e **6**.

O suco extraído do repolho roxo pode ser utilizado como indicador do caráter ácido (pH entre 0 e 7) ou básico (pH entre 7 e 14) de diferentes soluções. Misturando-se um pouco de suco de repolho e da solução, a mistura passa a apresentar diferentes cores, segundo sua natureza ácida ou básica, de acordo com a escala abaixo.

cor:	vermelho	rosa	roxo	azul	verde	amarelo
pH:	1 2 3	4 5 6	7	8 9 10	11 12 13	14

Algumas soluções foram testadas com esse indicador, produzindo os seguintes resultados:

Material	Cor
I – amoníaco	verde
II – leite de magnésia	azul
III – vinagre	vermelho
IV – leite de vaca	rosa

5. De acordo com esses resultados, as soluções **I**, **II**, **III** e **IV** têm, respectivamente, caráter:
a) ácido, básico, básico, ácido.
b) ácido, básico, ácido, básico.
c) básico, ácido, básico, ácido.
d) ácido, ácido, básico, básico.
e) básico, básico, ácido, ácido.

6. Utilizando-se o indicador citado em sucos de abacaxi e de limão, pode-se esperar como resultado as cores:
a) rosa ou amarelo.
b) vermelho ou roxo.
c) verde ou vermelho.
d) rosa ou vermelho.
e) roxo ou azul.

7. Estabeleça a relação correta entre os ácidos:
a) HNO_3
b) H_3CCOOH
c) $HC\ell$
d) HCN
e) H_2SO_4
f) H_2S
g) HF
h) H_3PO_4
i) H_2CO_3

e os usos, as ocorrências e as características dadas no quadro a seguir:

I — chuva ácida em ambiente não-poluído na ausência de raios e relâmpagos
II — chuva ácida em ambiente não-poluído na presença de raios e relâmpagos
III — chuva ácida em ambiente poluído
IV — fertilizantes
V — corrosão de vidro
VI — câmara de gás
VII — queimaduras na pele
VIII — suco gástrico
IX — vinagre
X — ácido muriático
XI — cheiro de ovo podre
XII — refrigerantes
XIII — desidratante
XIV — cheiro de amêndoas
XV — bateria de automóvel
XVI — fabricação de explosivos

8. (Fuvest-SP) Reescreva a frase, completando-a:
"A água da chuva em ambientes não-poluídos, na ausência de raios e relâmpagos, é ácida devido à dissolução do ...., que dá origem ao ácido .... ."

9. (PUC-MG) A tabela a seguir apresenta algumas características e aplicações de alguns ácidos:

Nome do ácido	Aplicações e características
ácido muriático	limpeza doméstica e de peças metálicas (decapagem)
ácido fosfórico	usado como acidulante em refrigerantes, balas e goma de mascar
ácido sulfúrico	desidratante, solução de bateria
ácido nítrico	indústria de explosivos e corantes

As fórmulas dos ácidos da tabela são, respectivamente:
a) $HC\ell$, H_3PO_4, H_2SO_4, HNO_3.
b) $HC\ell O$, H_3PO_3, H_2SO_4, HNO_2.
c) $HC\ell$, H_3PO_3, H_2SO_4, HNO_3.
d) $HC\ell O_2$, $H_4P_2O_7$, H_2SO_3, HNO_2.
e) $HC\ell O$, H_3PO_4, H_2SO_3, HNO_3.

Exercícios propostos

1. Escreva os nomes dos ácidos:
I — $HC\ell O_4$; $HC\ell O_3$; $HC\ell O_2$; $HC\ell O$.
II — H_2SO_4; H_2SO_3.
III — HNO_3; HNO_2.
IV — H_3PO_4; H_3PO_3; H_3PO_2.
V — H_2CO_3.

2. Sabendo que a fórmula do ácido fosfórico é H_3PO_4, determine as fórmulas dos ácidos pirofosfórico e metafosfórico.

3. O elemento **S**, pertencente à família VIA, forma o ácido sulfúrico, cuja fórmula é H_2SO_4. O elemento **Cr**, pertencente à família VIB, forma um ácido semelhante ao ácido sulfúrico: o ácido crômico. Sua fórmula é:
a) $HCrO_4$.
b) H_2CrO_3.
c) HCr_2O_4.
d) HCr_2O_3.
e) H_2CrO_4.

4. Considere as ionizações totais:
I — $HF \rightleftharpoons \mathbf{A} + F^-$
II — $H_2S \rightleftharpoons 2\ H^+ + \mathbf{B}$
III — $\mathbf{C} \rightleftharpoons 3\ H^+ + PO_4^{3-}$
IV — $H_4P_2O_7 \rightleftharpoons \mathbf{D} + P_2O_7^{4-}$
Quais espécies químicas substituem corretamente as letras **A**, **B**, **C** e **D**?

5. Classifique os ácidos a seguir levando em conta a presença ou não de oxigênio, o número de hidrogênios ionizáveis e a sua força.

a) Nítrico.
b) Sulfuroso.
c) Sulfídrico.
d) Fosfórico.

6. (UFSC) Considerando-se, exclusivamente, a diferença entre o número de oxigênios e o número de hidrogênios ionizáveis, em cada ácido, indique o(s) par(es) a seguir em que o ácido à esquerda é **mais forte** que o ácido à direita.

a) H_3BO_3 e HNO_3.
b) $HC\ell O_4$ e H_2SO_4.
c) $HC\ell O_4$ e $HC\ell O$.
d) H_3PO_4 e HNO_3.
e) H_3PO_2 e $HBrO_4$.
f) H_2SO_4 e $HC\ell O$.

7. (UFPE) Vinagre caseiro é essencialmente uma solução de ácido acético a **4%** em água. Esta solução, diferentemente de água pura, conduz eletricidade razoavelmente bem. O vinagre pode ilustrar algumas idéias importantes, tais como:

a) substâncias covalentes nunca dão origem a íons.
b) o ácido acético pode dar origem a íons.
c) o ácido acético não interage quimicamente com a água.
d) a água é uma substância covalente e o ácido acético é um composto iônico.
e) a água e o ácido acético são substâncias polares.

8. (USJT-SP) O ácido cianídrico é o gás de ação venenosa mais rápida que se conhece: uma concentração de 0,3 mg por litro de ar é imediatamente mortal. É o gás usado nos estados americanos do Norte, que adotam a pena de morte por câmara de gás. A primeira vítima foi seu descobridor, Carl Wilhelm Scheele, que morreu ao deixar cair um vidro contendo solução de ácido cianídrico, cuja fórmula molecular é:

a) HCOOH.
b) HCN.
c) HCNS.
d) HCNO.
e) $H_4Fe(CN)_6$.

9. (FAAP-SP) O vinagre tem caráter ácido, pois nele encontramos, predominantemente:

a) ácido sulfúrico.
b) ácido acético.
c) ácido carbônico.
d) ácido nítrico.
e) ácido sulfônico.

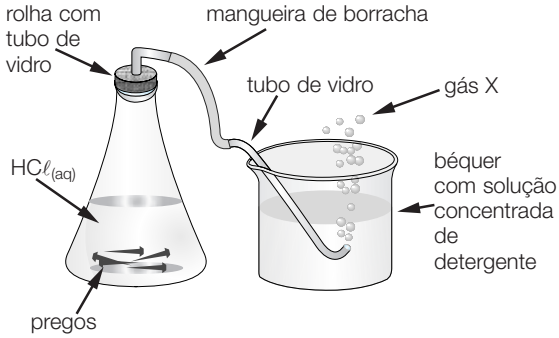
10. A nitroglicerina e o trinitrotolueno (TNT) são explosivos. Qual dos ácidos a seguir é utilizado na produção desses explosivos?

a) HCN.
b) HNO_2.
c) HNO_3.
d) H_3PO_4.
e) H_3CCOOH.

11. (Fuvest-SP)

a) Qual o nome do produto de uso doméstico que contém ácido acético?
b) Indique quatro espécies químicas (íons, moléculas) que existem em uma solução aquosa de ácido acético (H_3CCOOH).

12. (UECE) O sistema a seguir mostra a ocorrência de reação química entre um ácido e um metal, com liberação do gás **X**.



O gás **X**, liberado neste sistema, é o:

a) O_2.
b) $C\ell_2$.
c) O_3.
d) H_2.

13. É conveniente armazenar ácido sulfúrico em frasco feito de ferro? Justifique.

14. (UFU-MG) Um comprimido efervescente antiácido é em geral uma mistura sólida de bicarbonato de sódio, carbonato de sódio, ácido cítrico e às vezes ácido acetilsalicílico ou sulfato de magnésio. Ao ser colocado em água, o gás que se desprende durante a efervescência é o:

a) H_2.
b) O_2.
c) OH.
d) CO.
e) CO_2.

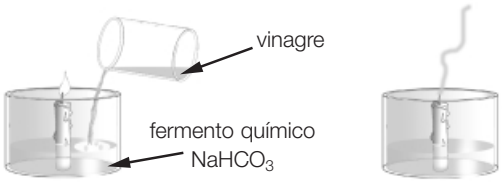
15. (Unesp-SP) Quando se coloca ácido clorídrico sobre uma concha do mar, ela é totalmente dissolvida e há desprendimento de um gás. Este gás é o mesmo que é exalado na respiração animal. Portanto, o sal insolúvel que constitui a carapaça da concha do mar é:

a) $CaCO_3$.
b) $CaSO_4$.
c) CaF_2.
d) $Ca(NO_3)_2$.
e) $Ca(OH)_2$.

Para responder às questões **16** e **17**, considere as informações no quadro abaixo e o experimento representado na figura a seguir:

- Hidrogênio (representado em negrito) que se ioniza (sai) de um ácido:
  HCℓ e H_3CCOO**H**
- Reação entre HCℓ e bicarbonato de sódio ($NaHCO_3$):

$$NaHCO_3 + HC\ell \longrightarrow NaC\ell + CO_2 + H_2O$$



16. Equacione a reação que ocorre entre o vinagre e o fermento.

17. Por que a vela apagou?

Use a tabela ao lado para responder às questões **18** e **19**.

Amostras	pH
suco gástrico	2,0
lágrima	7,4
saliva	6,8
café	5,0
leite de magnésia	10,0
limpa-forno	14,0
cerveja	3,0
líquido X	7,0
líquido Y	8,2

18. Qual amostra pode ser a água pura?

19. Identifique as amostras ácidas e básicas. Quais delas correspondem às amostras de caráter ácido e básico mais acentuados (mais fortes)?

20. (ENEM) Numa rodovia pavimentada, ocorreu o tombamento de um caminhão que transportava ácido sulfúrico concentrado. Parte da sua carga fluiu para um curso d'água não-poluído que deve ter sofrido, como conseqüência,

I — mortalidade de peixes acima da normal no local do derrame de ácido e em suas proximidades;

II — variação do pH em função da distância e da direção da corrente de água;

III — danos permanentes na qualidade de suas águas;

IV — aumento momentâneo da temperatura da água no local do derrame.

É correto afirmar que, dessas conseqüências, apenas podem ocorrer:

a) I e II.
b) II e III.
c) II e IV.
d) I, II e IV.
e) II, III e IV.

BASES OU HIDRÓXIDOS

Uma das características das bases é seu sabor adstringente, que "amarra" a boca. Naturalmente, esse não é um bom método para identificar uma base, por ser extremamente perigoso.



Eric and David Hosking/CORBIS

Se entrarmos em uma caverna e sentirmos cheiro de amônia, podemos afirmar que tal caverna é habitada por morcegos. A amônia — única base volátil — é liberada das excreções desses animais.

A primeira definição de base (também chamada **álcali**) foi dada por Arrhenius:

Base é toda substância que, em solução aquosa, sofre dissociação, liberando como único tipo de ânion o OH^-.

NOMENCLATURA DAS BASES

Para a nomenclatura das bases, pode-se utilizar a seguinte regra:

Hidróxido de .....(nome do cátion).....

Veja os exemplos:

Hidróxido de sódio: cátion: Na^+ (sódio); ânion: OH^- (hidróxido) $\Rightarrow Na^+OH^- \Rightarrow NaOH$

Hidróxido de cálcio: cátion: Ca^{2+} (cálcio); ânion: OH^- (hidróxido) $\Rightarrow Ca^{2+}(OH^-)_2 \Rightarrow Ca(OH)_2$

Hidróxido de alumínio: cátion: $A\ell^{3+}$ (alumínio); ânion: OH^- (hidróxido) $\Rightarrow A\ell^{3+}(OH^-)_3 \Rightarrow A\ell(OH)_3$

Quando um mesmo elemento forma cátions com diferentes eletrovalências (cargas), acrescenta-se ao final do nome, em algarismos romanos, o número da carga do íon. Outra maneira de dar nome é acrescentar o sufixo **-oso** ao íon de **menor carga**, e **-ico** ao íon de **maior carga**.

ferro < Fe^{2+}: $Fe(OH)_2$ — hidróxido de ferro II ou hidróxido ferroso

ferro < Fe^{3+}: $Fe(OH)_3$ — hidróxido de ferro III ou hidróxido férrico

CLASSIFICAÇÃO DAS BASES

As bases podem ser classificadas segundo três critérios:

Número de hidroxilas

Em função do número de grupos OH^- liberados por fórmula, as bases podem ser classificadas como:

	Monobases	Dibases	Tribases	Tetrabases
Nº de OH^- por fórmula	1 OH^-	2 OH^-	3 OH^-	4 OH^-
Exemplo	NaOH	$Mg(OH)_2$	$A\ell(OH)_3$	$Pb(OH)_4$

Veja alguns exemplos de equações de dissociação de bases:

$$KOH \xrightarrow{H_2O} K^+ + OH^-$$

$$Ca(OH)_2 \xrightarrow{H_2O} Ca^{2+} + 2\ OH^-$$

Solubilidade em água

O esquema a seguir mostra a variação genérica da solubilidade das bases em água.

Solubilidade das bases em água

ordem crescente

metais alcalinos (solúveis) > metais alcalino-terrosos (pouco solúveis) > outros metais (praticamente insolúveis)

A única base que não apresenta metal em sua fórmula é o hidróxido de amônio (NH_4OH), que existe apenas em solução aquosa e, portanto, é uma base **solúvel**. O hidróxido de amônio pode ser obtido borbulhando-se gás amônia (NH_3) em água, onde ocorre a ionização do gás.

$$NH_{3(g)} + H_2O_{(\ell)} \rightleftharpoons NH_4OH_{(aq)} \rightleftharpoons NH^+_{4(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

Observação:

As bases $Be(OH)_2$ e $Mg(OH)_2$, por apresentarem solubilidade muito pequena, são consideradas praticamente **insolúveis**.

A força ou o grau de dissociação

A força das bases pode ser relacionada com a sua solubilidade: quanto maior for a solubilidade de uma base, maior será o seu grau de dissociação e ela será considerada uma base **forte**. No entanto, se a base for pouco solúvel, o seu grau de dissociação será menor e ela será considerada **fraca**.

base solúvel ⟶ elevado grau de dissociação ⟶ base forte (bons eletrólitos)

base praticamente insolúvel ⟶ baixo grau de dissociação ⟶ base fraca (maus eletrólitos)

O **hidróxido de amônio** (NH_4OH), que é uma base proveniente de substância molecular — a amônia ($NH_{3(g)}$) — e não de metal, contraria essa regra, pois, embora se dissolva facilmente em água, ela apresenta um grau de ionização muito pequeno. Logo, o hidróxido de amônio é a **única base solúvel e fraca**.

Assim, temos:

- **Bases fortes**: LiOH, NaOH, KOH, RbOH, CsOH, $Ca(OH)_2$, $Sr(OH)_2$, $Ba(OH)_2$.
- **Bases fracas**: NH_4OH e bases dos demais metais.

ALGUMAS PROPRIEDADES DAS BASES

1. Ação sobre indicadores

Como já vimos, tanto os ácidos como as bases alteram a cor de um indicador.

A maioria dos indicadores usados em laboratório são artificiais; porém, alguns são encontrados na natureza, como o tornassol, que é extraído de certos liquens. No nosso dia-a-dia, encontramos esses indicadores presentes em várias espécies: no repolho roxo, na beterraba, nas pétalas de rosas vermelhas, no chá-mate, nas amoras etc., sendo sua extração bastante fácil.

A maceração de uma folha de repolho roxo, seguida de sua diluição em água, permite obter uma solução roxa que mudará de cor tanto na presença de um ácido como na de uma base. O suco de repolho apresenta coloração vermelha em meio ácido e verde-amarelada em meio básico.


CEDOC


CEDOC

A tabela a seguir mostra os indicadores mais usados em laboratórios e as cores que adquirem, se em presença de um ácido ou de uma base.

	Tornassol	Fenolftaleína	Alaranjado de metila	Azul de bromotimol
Ácido	rosa	incolor	vermelho	amarelo
Base	azul	vermelho	amarelo	azul

2. Reações com ácidos

Como já sabemos:

$$\text{ácido} \xrightarrow{H_2O} H^+ + \text{ânion} \qquad \text{base} \xrightarrow{H_2O} OH^- + \text{cátion}$$

Portanto, se misturarmos um ácido e uma base, os íons H^+ e OH^- interagem, produzindo água (H_2O). Essa reação é denominada **neutralização**. O cátion da base e o ânion do ácido darão origem a um sal, num processo chamado salificação.



Christof Gunkel

Uma das substâncias usadas para combater a azia — excesso de ácido clorídrico — é o leite de magnésia ($Mg(OH)_2$).

Exercícios de classe

1. (USJT-SP) Sabor adstringente é o que percebemos quando comemos uma banana verde (não-madura). Que substância a seguir teria sabor adstringente?

a) CH_3COOH c) $A\ell(OH)_3$ e) H_3PO_4

b) $NaC\ell$ d) $C_{12}H_{22}O_{11}$

2. Considere os seguintes cátions: Na^+, Ag^+, Sr^{2+}, $A\ell^{3+}$, NH_4^+. Escreva as fórmulas das suas bases e seus respectivos nomes.

3. Dada a seguinte nomenclatura:

a) hidróxido ferroso ou ferro II;
b) hidróxido cuproso ou cobre I;
c) hidróxido de magnésio;
d) hidróxido de potássio;
e) hidróxido plúmbico ou chumbo IV;
f) hidróxido plumboso ou chumbo II;

escreva as fórmulas das bases e classifique-as de acordo com o número de OH^-.

4. As equações a seguir mostram a dissociação, em água, dos hidróxidos de sódio e de alumínio:

- Hidróxido de sódio

$NaOH \longrightarrow Na^+ + OH^-$

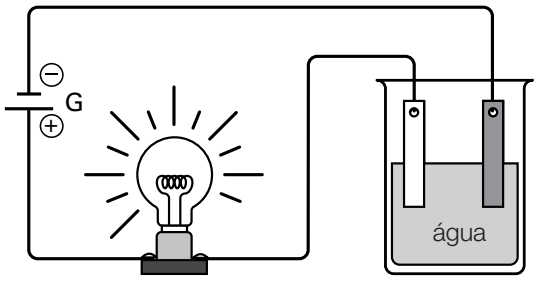
- Hidróxido de alumínio

$A\ell(OH)_3 \longrightarrow A\ell^{3+} + 3\ OH^-$

Equacione as dissociações, em água, dos seguintes hidróxidos:

a) Hidróxido de lítio.
b) Hidróxido de estrôncio.
c) Hidróxido de ferro II.
d) Hidróxido de ferro III.

5. O esquema mostra uma aparelhagem utilizada para testar a força de eletrólitos:



Quando uma substância **X** é adicionada ao frasco com água, verificamos que, dependendo da natureza de **X**, podem ocorrer três fenômenos:

- a lâmpada acende com brilho intenso;
- a lâmpada acende com brilho fraco;
- a lâmpada não acende.

Considere que **X** seja hidróxido de:

a) amônio;
b) sódio;
c) potássio;
d) cálcio;
e) bário;
f) magnésio;
g) prata;
h) ferro II;
i) ferro III.

Escreva suas fórmulas e indique o comportamento da lâmpada em cada um dos casos.

6. (Fuvest-SP) Verifica-se alteração na cor do chá-mate ao se adicionarem gotas de limão.
a) Como isso se explica?
b) Como retornar à cor original?
Conselho: não beba o chá ao fim da experiência!

7. (FAAP-SP) O creme dental é básico, porque:
a) produz dentes mais brancos.
b) a saliva é ácida.
c) tem gosto melhor.
d) se fosse ácido, iria corroer o tubo (bisnaga).
e) produz mais espuma.

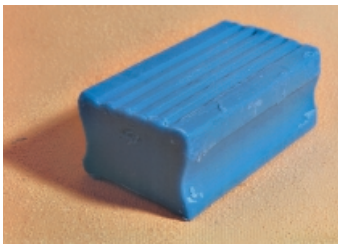
PRINCIPAIS BASES E SUAS APLICAÇÕES

Hidróxido de sódio — NaOH

O hidróxido de sódio é conhecido por **soda cáustica**, cujo termo **cáustica** significa que pode corroer ou, de qualquer modo, destruir os tecidos vivos.

É um sólido branco, cristalino e higroscópico, ou seja, tem a propriedade de absorver água. Por isso, quando exposto ao meio ambiente, ele se transforma, após certo tempo, em um líquido incolor. As substâncias que têm essa propriedade são denominadas **deliquescentes**.

Christof Gunkel



Sabão.

Quando preparamos soluções concentradas dessa base, elas devem ser conservadas em frascos plásticos, pois lentamente reagem com o vidro. Tais soluções também reagem com óleos e gorduras e, por isso, são muito utilizadas na fabricação de sabão e de produtos para desentupir pias e ralos.

$$\text{óleo ou gordura} + \text{NaOH} \xrightarrow{\Delta} \text{sabão} + \text{glicerina}$$

Hidróxido de cálcio — $Ca(OH)_2$

O hidróxido de cálcio é conhecido como **cal hidratada**, **cal extinta** ou **cal apagada**. Nas condições ambientes, é um sólido branco, pouco solúvel em água. Sua solução aquosa é chamada **água de cal**, e a suspensão de $Ca(OH)_2$ é chamada **leite de cal**.

É utilizado nas pinturas a cal (caiação) e na preparação de argamassa.



Patrick Luethy/Stock Photos

Argamassa.

Hidróxido de magnésio — $Mg(OH)_2$

O hidróxido de magnésio é um sólido branco, pouco solúvel em água.

Quando disperso em água, a uma concentração de aproximadamente 7% em massa, o hidróxido de magnésio origina um líquido branco e espesso que contém partículas sólidas misturadas à água. A esse líquido damos o nome de **suspensão**, sendo conhecido também por **leite de magnésia**, cuja principal aplicação consiste no uso como antiácido e laxante.

Hidróxido de amônio — NH_4OH

O hidróxido de amônio não existe isolado. Ele é obtido quando borbulhamos amônia (NH_3) em água, o que origina uma solução comercializada como **amoníaco**.

$$NH_{3(g)} + H_2O_{(\ell)} \rightleftharpoons NH^+_{4(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

A amônia é um gás incolor, de cheiro irritante, presente numa mistura chamada **inalador de amônia**, usada para restabelecer pessoas desmaiadas.

A amônia é utilizada na produção de ácido nítrico, o qual é aplicado na fabricação de fertilizantes e explosivos.



CEDOC

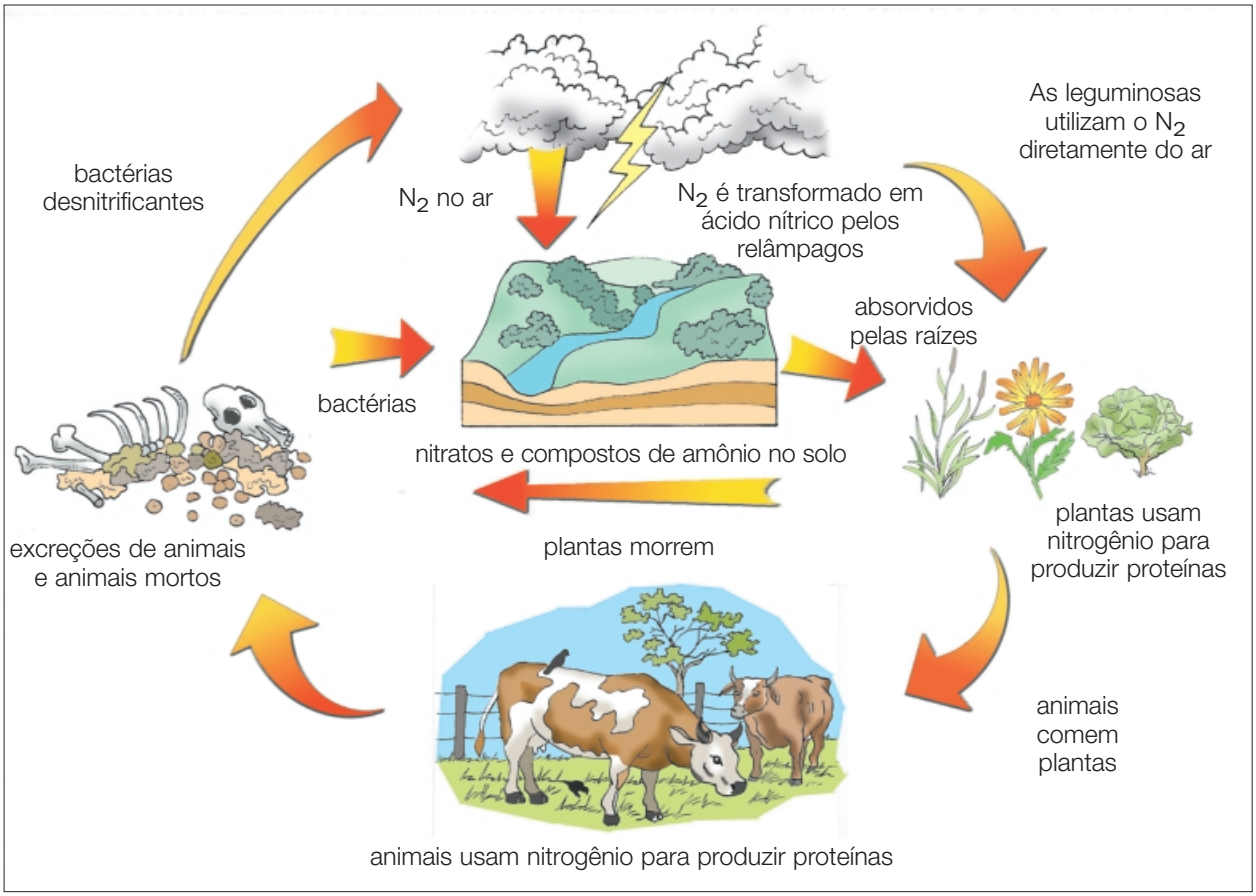
A amônia é de importância fundamental para a humanidade, pois a partir dela são produzidos fertilizantes, os quais permitem o aumento da produção de alimentos.

A amônia é produzida industrialmente a partir da seguinte reação:

$$N_{2(g)} + 3\ H_{2(g)} \rightleftharpoons 2\ NH_{3(g)}$$

Essa amônia é utilizada, por exemplo, na produção de nitrato de amônio — sal presente na maioria dos fertilizantes.

Como já vimos, na natureza a amônia é formada pela decomposição de excreções de animais. Essa amônia faz parte do denominado **ciclo do nitrogênio**, como mostra a figura a seguir.



Exercícios de classe

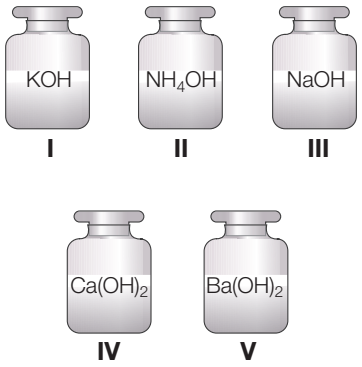
1. O desentupimento de ralos e pias pode ser feito usando-se uma determinada substância **X**, que tem a propriedade de transformar em sabão a gordura responsável pelo entupimento. Dê o nome e a fórmula da substância **X** e indique um método para sua obtenção.

2. Faça a associação correta:

I — soda cáustica
II — Ajax — Fúria
III — cal apagada
IV — leite de magnésia

A — $Ca(OH)_2$
B — NH_4OH
C — $Mg(OH)_2$
D — NaOH

3. Considere as seguintes soluções aquosas:



Qual dos frascos, quando aberto, irá exalar um odor característico?

a) I.
b) II.
c) III.
d) IV.
e) V.

4. (PUC-RS) A soda cáustica se comporta diante da fenolftaleína do mesmo modo que:

a) o amoníaco.
b) a água da chuva.
c) a urina.
d) os refrigerantes gaseificados.
e) o suco de laranja.

5. (UEPI) O sangue de diabo é um líquido vermelho que logo se descora ao ser aspergido sobre um tecido branco. Para prepará-lo, adiciona-se NH_4OH em água, contendo algumas gotas de fenolftaleína. A cor desaparece porque:

a) o tecido branco reage com a solução formando o ácido amoníaco.
b) a fenolftaleína evapora.
c) a fenolftaleína reage rapidamente com o NH_4OH.
d) o NH_3 logo evapora.
e) a solução é assim denominada devido à sua alta viscosidade.

Exercícios propostos

1. (FEEQ-CE) A formação de hidróxido de alumínio resultante da reação de um sal desse metal com uma base pode ser representada por:

a) $A\ell^{+} + OH^{-} \longrightarrow A\ell(OH)$
b) $A\ell^{2+} + 2\ OH^{-} \longrightarrow A\ell(OH)_2$
c) $A\ell^{3+} + 3\ OH^{-} \longrightarrow A\ell(OH)_3$
d) $A\ell^{4+} + 4\ OH^{-} \longrightarrow A\ell(OH)_4$
e) $A\ell^{5+} + 5\ OH^{-} \longrightarrow A\ell(OH)_5$

2. (UFPA) Entre as bases dadas a seguir, indique quais são praticamente insolúveis em água:

I — KOH
II — $Mg(OH)_2$
III — NaOH
IV — $A\ell(OH)_3$
V — $Fe(OH)_2$
VI — LiOH

a) V e VI.
b) IV e VI.
c) II, III, IV.
d) II, IV, V.
e) I, III, VI.

3. Faça a associação correta:

I — KOH
II — AgOH
III — NH_4OH

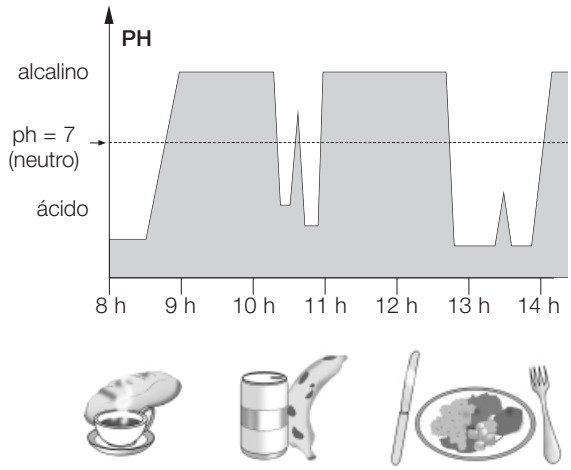
A — base fraca praticamente insolúvel.
B — base fraca solúvel.
C — base forte solúvel.

4. (Fuvest-SP) "Sangue de diabo" é um líquido vermelho que logo se descora ao ser aspergido sobre roupa branca. Para preparar sangue de diabo, adiciona-se fenolftaleína a uma solução do gás NH_3 em água.

a) Por que o sangue de diabo é vermelho?
b) Explique por que a cor desaparece.

5. (Vunesp-SP) Uma dona de casa fez a seguinte seqüência de operações:
1º) colocou em água folhas de repolho picado;
2º) depois de algum tempo, despejou a água, que apresentava cor roxa, em dois copos;
3º) adicionou vinagre em um copo e a cor tornou-se avermelhada;
4º) adicionou leite de magnésia no outro copo e a cor tornou-se verde.
Quais os nomes dos processos de separação empregados nas operações 1 e 2? Qual o nome da substância que dá coloração ao repolho e à água e que muda de cor conforme a acidez ou a basicidade do meio?

6. O diagrama a seguir mostra a variação do pH bucal durante determinado período do dia. Observe que, durante e logo após as refeições, o meio se torna ácido. Isto ocorre porque os açúcares, bem como outros componentes da alimentação, originam ácidos, os quais podem causar cáries.



Indique se o pH é maior, menor ou igual a 7 nos seguintes horários:
I — 8h20 II — 10h III — 12h IV — 13h30

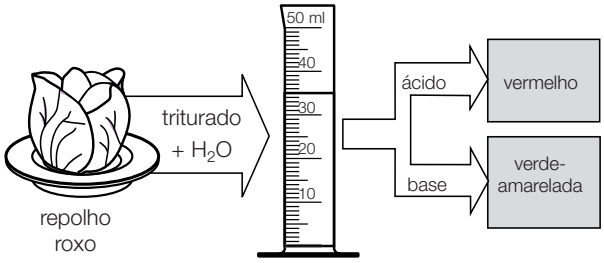
7. (Fuvest-SP) Identifique a alternativa que apresenta dois produtos caseiros com propriedades alcalinas (básicas):
a) Detergente e vinagre.
b) Sal e coalhada.
c) Leite de magnésia e sabão.
d) Bicarbonato e açúcar.
e) Coca-Cola e água de cal.

8. (Fuvest-SP) Nas condições ambientes, pastilhas de hidróxido de sódio, expostas ao ar durante várias horas, transformam-se em um líquido claro. Este fenômeno ocorre porque o hidróxido de sódio:
a) absorve a água da atmosfera.
b) reage com o oxigênio do ar.
c) combina-se com o hidrogênio do ar.
d) reage com o nitrogênio do ar.
e) produz água ao decompor-se.

9. Estabeleça a relação correta entre as bases dadas a seguir:
I — NaOH
II — $Mg(OH)_2$
III — $Ca(OH)_2$
IV — NH_4OH
e os usos e as ocorrências de cada uma:
a) Antiácido estomacal.
b) Ajax, Fúria etc.
c) Fabricação de sabão.
d) Utilizada pelos pedreiros.

10. (UFRS) Aos frascos **A**, **B** e **C**, contendo soluções aquosas incolores de substâncias diferentes, foram adicionadas gotas de fenolftaleína. Observou-se que só o frasco **A** passou a apresentar coloração rósea. Identifique a alternativa que indica substâncias que podem estar presentes em **B** e **C**.
a) NaOH e NaCℓ.
b) H_2SO_4 e HCℓ.
c) NaOH e $Ca(OH)_2$.
d) H_2SO_4 e NaOH.
e) NaCℓ e $Mg(OH)_2$.

11. Considere o seguinte esquema:



Determine a cor que a solução de repolho roxo apresentará na presença de:
a) suco de laranja;
b) soda limonada;
c) vinagre;
d) soda cáustica;
e) leite de magnésia;
f) Ajax.

12. (PUC-MG) Urtiga é o nome genérico dado a diversas plantas da família das urticáceas, cujas folhas são cobertas de pêlos finos, os quais liberam ácido fórmico (H_2CO_2) que, em contato com a pele, produz uma irritação. Dos produtos de uso doméstico a seguir, o que você utilizaria para diminuir essa irritação é:
a) vinagre.
b) sal de cozinha.
c) óleo.
d) coalhada.
e) leite de magnésia.



Faça você mesmo

"Sangue de diabo"

Antigamente, no Carnaval, as crianças costumavam jogar na roupa das pessoas uma mistura preparada em casa, chamada sangue de diabo. Essa solução aquosa de cor avermelhada, ao atingir a roupa, produzia uma mancha vermelha, dando a impressão de que a peça de roupa havia sido danificada. Porém, após certo tempo, a mancha desaparecia.

O sangue de diabo era preparado assim:

- 20 mL de $NH_4OH_{(aq)}$ (hidróxido de amônio)
- 1 comprimido de Lactopurga, que contém o indicador fenolftaleína
- 0,5 L de água

O Lactopurga e o $NH_4OH_{(aq)}$ você pode adquirir numa farmácia.

Faça o sangue de diabo, brinque com seus amigos e explique o que acontece:

a) quando se adiciona o $NH_4OH_{(aq)}$ ao Lactopurga ou fórmula 46 (homeopatia Almeida Prado);

b) quando a mancha rósea no tecido fica incolor novamente;

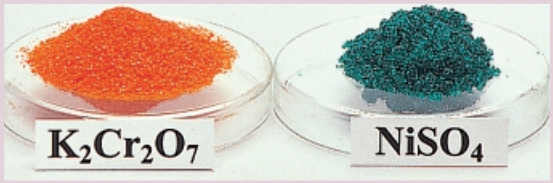
c) quando o tecido é lavado com sabão e volta a apresentar coloração rósea.

SAIS

Os sais geralmente apresentam sabor salgado e são sólidos, pois são compostos iônicos.

Para muitas pessoas, a palavra sal está associada apenas ao conhecido "sal de cozinha", e, por esse motivo, relacionam sal à cor branca. No entanto, os sais podem ser encontrados em diferentes cores.

Stock Photos



Exemplos de sais coloridos: à esquerda, o dicromato de potássio; à direita, o sulfato de níquel.

Stock fotos



No mar existem vários sais dissolvidos, tais como cloreto de sódio, cloreto de magnésio, sulfato de magnésio etc. Também podemos encontrar sais não-dissolvidos na água, como, por exemplo, o carbonato de cálcio, que forma os corais e as conchas.

Segundo Arrhenius:

Sal é toda substância que, em solução aquosa, sofre dissociação, liberando pelo menos um cátion diferente de H^+ e um ânion diferente de OH^- ou O^{2-}.

$$CaSO_{4(s)} \xrightarrow{\text{água}} Ca^{2+} + SO_4^{2-}$$

NOMENCLATURA DOS SAIS

A nomenclatura dos sais é obtida a partir da nomenclatura do ácido que originou o ânion participante do sal, pela mudança de sufixos. Assim, temos:

sufixo do ácido	-ídrico	-ico	-oso
sufixo do ânion	-eto	-ato	-ito

Para determinar os nomes dos sais, pode-se utilizar o seguinte esquema:

nome do sal ⇒ nome do ânion de nome do cátion

Veja alguns exemplos:

Ácido de origem	Ânion	Cátion	Sal
$HC\ell$ clor **ídrico**	$C\ell^-$ clor **eto**	Na^+	$NaC\ell$ cloreto de sódio
H_2SO_4 sulfúr **ico**	SO_4^{2-} sulf **ato**	Ca^{2+}	$CaSO_4$ sulfato de cálcio
HNO_2 nitr **oso**	NO_2^- nitr **ito**	$A\ell^{3+}$	$A\ell(NO_2)_3$ nitrito de alumínio

Pode-se também formular e dar nomes aos sais de outra maneira. Para tanto, deve-se consultar tabelas de cátions e ânions. Nas tabelas a seguir, apresentamos alguns deles:

Ânions		
acetato: H_3CCOO^-	bicarbonato: HCO_3^-	bissulfato: HSO_4^-
brometo: Br^-	carbonato: CO_3^{2-}	cianeto: CN^-
cloreto: $C\ell^-$	fluoreto: F^-	fosfato: PO_4^{3-}
hipocloreto: $C\ell O^-$	iodeto: I^-	nitrato: NO_3^-
nitrito: NO_2^-	permanganato: MnO_4^-	pirofosfato: $P_2O_7^{4-}$
sulfato: SO_4^{2-}	sulfeto: S^{2-}	sulfito: SO_3^{2-}

Cátions	
+1	Li^+, Na^+, K^+, Ag^+, NH_4^+, Cu^+
+2	Mg^{2+}, Ca^{2+}, Ba^{2+}, Zn^{2+}, Cu^{2+}, Fe^{2+}
+3	$A\ell^{3+}$, Fe^{3+}

Vejamos alguns exemplos de como utilizar as tabelas:

1. Determinação da fórmula a partir do nome do sal.

Exemplo: carbonato de cálcio

ânion: carbonato — CO_3^{2-}
cátion: sódio — Na^+

$Na^+_2\ CO_3^{2-}{}_1 \Rightarrow Na_2CO_3$

2. Determinação do nome a partir da fórmula do sal.

Exemplo: $Fe_2(SO_4)_3$

$Fe^{3+}_2\ (SO_4)^{2-}_3$

cátion: Fe^{3+}

ânion: SO_4^{2-}

Assim, o nome do sal é **sulfato de ferro III** ou **sulfato férrico**.

CLASSIFICAÇÃO DOS SAIS

A natureza dos íons

- **Sal neutro**: é um sal cujo ânion não possui hidrogênio ionizável (H^+) e também não apresenta o ânion OH^-. Exemplos: $NaC\ell$, $BaSO_4$.
- **Hidrogeno-sal ou sal ácido**: é um sal que apresenta dois cátions, sendo um deles o H^+ (hidrogênio ionizável), e somente um ânion.

$$Na^+H^+CO_3^{2-} = NaHCO_3 \begin{cases} \text{carbonato (mono) ácido de sódio} \\ \text{(mono) hidrogeno-carbonato de sódio} \\ \text{bicarbonato de sódio} \end{cases}$$

- **Hidróxi-sal ou sal básico**: é um sal que apresenta dois ânions, sendo um deles o OH^- (hidroxila), e somente um cátion.

  Na nomenclatura desses sais, devem-se indicar a presença e a quantidade de grupos OH^-, de maneira semelhante aos sais que apresentam grupos H^+. Assim, temos:

$$Ca^{2+}(OH)^-C\ell^- = Ca(OH)C\ell \begin{cases} \text{cloreto (mono) básico de cálcio} \\ \text{(mono) hidroxicloreto de cálcio} \end{cases}$$

- **Sal duplo ou misto**: é um sal que apresenta dois cátions diferentes (exceto o hidrogênio ionizável H^+) ou dois ânions diferentes (exceto a hidroxila OH^-).

  Nesse caso, a nomenclatura pode ser feita utilizando-se o seguinte esquema:

sal com dois cátions

nome do ânion ..... de ..... nome dos cátions

$Na^+Li^+SO_4^{2-}$ = $NaLiSO_4$ sulfato de sódio e lítio

sal com dois ânions

nome dos ânions ..... de ..... nome do cátion

$Ca^{2+}C\ell^-C\ell O^-$ = $Ca(C\ell)C\ell O$ hipoclorito cloreto de cálcio

- **Sal hidratado**: apresenta, no retículo cristalino, moléculas de água em proporção definida. A água combinada dessa maneira chama-se **água de cristalização**, e a quantidade de moléculas de água é indicada, na nomenclatura do sal, por prefixos.

  Exemplos:

  — $CuSO_4 \cdot 5\ H_2O$ = sulfato de cobre II **penta**-hidratado

  — $CaSO_4 \cdot 2\ H_2O$ = sulfato de cálcio **di**-hidratado

A solubilidade em água

Em termos práticos, esse é o critério mais importante para a classificação dos sais. A tabela a seguir indica a solubilidade em água (a 25 °C e 1 atm) das substâncias.

Solubilidade em água	
Solúveis (como regra)	**Insolúveis** (principais exceções)
nitratos (NO_3^-) acetatos ($CH_3—COO^-$)	—
cloretos ($C\ell^-$) brometos (Br^-) iodetos (I^-)	Ag^+, Pb^{2+}, Hg_2^{2+}
sulfatos (SO_4^{2-})	Ca^{2+}, Sr^{2+}, Ba^{2+}, Pb^{2+}

Solubilidade em água	
Insolúveis (como regra)	**Solúveis** (principais exceções)
sulfetos (S^{2-})	metais alcalinos, alcalino-terrosos e amônio (NH_4^+)
carbonatos (CO_3^{2-})	metais alcalinos e amônio (NH_4^+)
fosfatos (PO_4^{3-})	metais alcalinos e amônio (NH_4^+)

Observações:

1. Quando se diz que um sal é insolúvel, na verdade se quer dizer que sua solubilidade em água é muito pequena, pois nenhuma substância é totalmente insolúvel.
2. Todos os sais de metais alcalinos e amônio (NH_4^+) são solúveis.
3. Os sais insolúveis sofrem pequena dissociação iônica, por isso originam soluções com pequena quantidade de íons, sendo considerados maus eletrólitos.

EXERCÍCIO RESOLVIDO

O minério conhecido por brazilianita apresenta a seguinte fórmula: $NaA\ell_3(PO_4)_2(OH)_x$. Qual é a quantidade de hidroxila (OH^-) por fórmula desse minério?

SOLUÇÃO

carga total de cátions = carga total de ânions

$Na^{(+)} + 3\ A\ell^{(3+)}$ = $2\ PO_4^{(-3)} + x\ OH^{(-)}$

$+10 = (-6) + (-x) \Rightarrow x = 4$

$NaA\ell_3(PO_4)_2(OH)_4$

Exercícios de classe

1. Considere os íons

cátions: Na^+, Ca^{2+}, $A\ell^{3+}$

ânions: $C\ell^-$, CO_3^{2-}, PO_4^{3-}

e escreva as fórmulas dos seguintes sais: cloreto de sódio, cloreto de cálcio, carbonato de sódio, carbonato de alumínio, fosfato de cálcio e fosfato de alumínio.

2. (MACK-SP) Identifique o item que contém apenas sais:

a) H_2O_2, Fe_2O_3, NaOH.
b) $NaC\ell$, $CaCO_3$, $KMnO_4$.
c) H_2S, HCN, $A\ell_2O_3$.
d) $CaC\ell_2$, $Ba(BrO)_2$, $Zn(OH)_2$.
e) KOH, NaBr, $CaCO_3$.

3. (Unifor-CE) Os íons Ca^{2+}, $C\ell O^-$ e $C\ell^-$ compõem o sal de fórmula:

a) $Ca(C\ell O)C\ell$.
b) $Ca(C\ell O)C\ell_2$.
c) $Ca(C\ell O)_2C\ell$.
d) $Ca_2(C\ell O)_2C\ell$.
e) $Ca(C\ell O)_2(C\ell)_2$.

4. (Unicamp-SP) Freqüentemente tem-se recorrido à exumação de ossadas para investigação policial e arqueológica. Os ossos que restaram após um longo período de sepultamento resistiram à ação do tempo por serem constituídos, principalmente, por um tipo de fosfato de cálcio, muito estável, de fórmula genérica $Ca_{10}(PO_4)_6(OH)_x$.

a) Qual o nome do elemento químico que, no composto anteriormente citado, aparece na forma de cátion?
b) Consulte a tabela periódica e indique outro elemento que poderia substituir o cátion do referido composto.
c) Determine o valor de **x** indicado na fórmula. Lembre-se de que a fórmula do ácido fosfórico é H_3PO_4.

5. (UFRS) No processo de produção do sal refinado, a lavagem do sal marinho provoca a perda do iodo natural, sendo necessário, depois, acrescentá-lo na forma de **iodeto de potássio**. Outra perda significativa é a de íons magnésio, presentes no sal marinho na forma de **cloreto de magnésio** e **sulfato de magnésio**. Durante este processo são também adicionados alvejantes, como o **carbonato de sódio**.

As fórmulas representativas das substâncias destacadas no texto anterior são, respectivamente:

a) KI, $MgC\ell$, $MgSO_4$ e $NaCO_3$.
b) K_2I, $MgC\ell_2$, Mg_2SO_4 e Na_2CO_3.
c) K_2I, $Mg_2C\ell$, $MgSO_4$ e $Na(CO_3)_2$.
d) KI, $MgC\ell_2$, $MgSO_4$ e Na_2CO_3.
e) KI_2, $Mg_2C\ell$, $Mg(SO_4)_2$ e Na_3CO_3.

6. (UEL-PR) Quantos elementos químicos compõem o sulfato cúprico pentaidratado?

a) 7.
b) 6.
c) 5.
d) 4.
e) 3.

APLICAÇÕES DE ALGUNS SAIS

Cloreto de sódio — $NaC\ell$

É obtido pela evaporação da água do mar. É o principal componente do sal de cozinha, usado na nossa alimentação. No sal de cozinha, além do $NaC\ell$, existem outros sais, como os iodetos ou iodatos de sódio e potássio (NaI, $NaIO_3$; KI, KIO_3), cuja presença é obrigatória por lei. Sua falta pode acarretar a doença denominada **bócio**, vulgarmente conhecida como papo.



Earl & Nazima Kowall/Corbis

Mulher com bócio.

O sal de cozinha pode ser utilizado na conservação de carnes, de pescados e de peles. Na Medicina, é utilizado na fabricação do **soro fisiológico**, que consiste numa solução aquosa com 0,92% de $NaC\ell$. No combate à desidratação, é um dos componentes do **soro caseiro**: uma mistura de meio copo de água, uma colher de açúcar e duas colheres de sal de cozinha.

O cloreto de sódio é a principal matéria-prima do processo de produção da soda cáustica (NaOH).

Fluoreto de sódio — NaF

O fluoreto de sódio é usado como anticárie, pois inibe a desmineralização dos dentes, tornando-os menos suscetíveis à cárie.

Prevenção contra cáries


Christof Gunkel

O esmalte dos dentes contém um mineral chamado hidroxiapatita — $Ca_5(PO_4)_3OH$. Os ácidos presentes na boca, ao reagirem com esse mineral, provocam o desgaste do esmalte dos dentes, o que pode levar à formação de cáries.

Com a finalidade de prevenir contra as cáries, muitos cremes dentais contêm fluoreto de sódio, que reage com a hidroxiapatita, formando a fluorapatita — $Ca_5(PO_4)_3F$. Essa substância adere ao esmalte, dando-lhe mais resistência ao ataque dos ácidos produzidos quando bactérias presentes na boca metabolizam restos de alimentos. Em muitas cidades, é comum a adição de fluoretos (em quantidade adequada) à água tratada para o consumo humano. Esse procedimento tem se mostrado eficiente na prevenção contra as cáries.

Nitrato de sódio — $NaNO_3$

Esse sal é conhecido como **salitre do Chile**, sendo muito utilizado na fabricação de fertilizantes (adubos).

A transformação do $NaNO_3$ em nitrato de potássio (KNO_3) permite a fabricação da pólvora negra, que é um dos explosivos mais comuns, e cuja composição, nas proporções adequadas, é:

$$KNO_3 + \text{carvão} + \text{enxofre}$$


Fotos: Thales Trigo

Salitre. **Carvão.** **Enxofre.** **Pólvora negra.**

Carbonato de sódio — Na_2CO_3

O carbonato de sódio é conhecido por **barrilha** ou **soda** e comumente é utilizado no tratamento de água de piscina, na fabricação de sabões, remédios, corantes, papéis etc. Sua principal aplicação, no entanto, é na fabricação de vidro comum:

$$\text{barrilha} + \text{calcário} + \text{areia} \xrightarrow{\text{fusão}} \text{vidro}$$

$$Na_2CO_3 + CaCO_3 + SiO_2 \longrightarrow \text{silicatos de sódio e de cálcio}$$

Ao aquecermos a mistura de barrilha, calcário e areia a 1 500 °C, obtemos uma mistura líquida de silicatos de sódio e cálcio. Quando essa mistura é resfriada rapidamente, produzimos uma estrutura amorfa: o vidro. Essa estrutura amorfa é, na verdade, um líquido de alta viscosidade.


CEDOC

Uma das matérias-primas usadas na produção do vidro é o Na_2CO_3.

Bicarbonato de sódio — $NaHCO_3$

O bicarbonato de sódio é o nome comercial do carbonato ácido de sódio ou hidrogenocarbonato de sódio. É um sólido de cor branca muito usado como antiácido estomacal por ser capaz de neutralizar o excesso de ácido clorídrico ($HC\ell$) presente no suco gástrico.

Considerando a ação do bicarbonato de sódio com o ácido clorídrico do estômago, temos a seguinte reação:

$$NaHCO_3 + HC\ell \longrightarrow NaC\ell + H_2O + CO_2\uparrow$$

O CO_2 liberado é o responsável pela eructação ("arroto").



Thales Trigo

Nos principais antiácidos comerciais efervescentes, existem compostos, como o ácido tartárico, o ácido cítrico e outros, que na presença do bicarbonato de sódio produzem efervescência.



Thales Trigo

Esse sal é utilizado, também, na fabricação de extintores de incêndio de espuma. No extintor há $NaHCO_3$ (sólido) e uma solução de ácido sulfúrico (H_2SO_4) armazenados em compartimentos separados. Quando o extintor é acionado, o $NaHCO_3$ e o H_2SO_4 misturam-se e reagem, produzindo a espuma com liberação de CO_2. Esses extintores não podem ser usados para apagar fogo de instalações elétricas, porque a espuma conduz corrente elétrica.

Uma outra aplicação importante do bicarbonato de sódio é a sua utilização como fermento de pães e bolos. O crescimento da massa deve-se à liberação de CO_2 obtido pela decomposição do bicarbonato de sódio, a qual pode ser representada por:

$$2\ NaHCO_3 \longrightarrow Na_2CO_3 + CO_2 + H_2O$$

O bicarbonato de sódio é utilizado também como um dos componentes dos talcos desodorantes, pois reage com os ácidos liberados na transpiração, neutralizando-os.

Carbonato de cálcio — $CaCO_3$

O carbonato de cálcio é encontrado em grande quantidade na natureza, constituindo o calcário e o mármore.

A decomposição térmica do calcário produzirá a cal viva e o gás carbônico:

$$CaCO_3 \xrightarrow{\Delta} CaO + CO_2$$

Além disso, o calcário é utilizado na fabricação do vidro comum e, também, na produção do cimento, quando misturado com argila e areia e submetendo-se essa mistura a aquecimento:

$$\text{calcário} + \text{argila} + \text{areia} \xrightarrow{\Delta} \underset{\text{(silicato de cálcio e alumínio)}}{\text{cimento}}$$



Thales Trigo

O mármore é utilizado na fabricação de pias, estátuas, pisos e escadarias.


Delfim Martins/Pulsar

O carbonato de cálcio é praticamente insolúvel em água pura, mas dissolve-se de modo apreciável em água que contenha dióxido de carbono.

$$CaCO_{3(s)} + H_2O_{(\ell)} + CO_{2(g)} \longrightarrow Ca^{2+}_{(aq)} + 2\ HCO^-_{3(aq)}$$

Essa é a principal reação responsável pela formação de cavernas de calcário, nas quais são encontradas as formações de carbonato de cálcio conhecidas por **estalactites** (superiores) e **estalagmites** (inferiores). Essas formações ocorrem no interior das cavernas quando o gás carbônico se desprende e provoca a precipitação do carbonato de cálcio:

$$Ca^{2+}_{(aq)} + HCO^-_{3(aq)} \longrightarrow \underset{\text{precipitado}}{\underbrace{CaCO_{3(s)}}} + H_2O_{(\ell)} + CO_{2(g)}$$

Uma aplicação da formação do carbonato de cálcio no nosso dia-a-dia ocorre quando pintamos paredes usando cal extinta [$Ca(OH)_2$]. Após a caiação, a cal extinta reage com o gás carbônico da atmosfera, originando uma película de carbonato de cálcio, insolúvel em água.

$$Ca(OH)_2 + CO_2 \longrightarrow CaCO_3 + H_2O$$

O carbonato de cálcio também é usado na vinicultura, para diminuir a acidez do vinho, e na agricultura, para reduzir a acidez de solos (calagem). Quando adicionado a cremes dentais, age como abrasivo.

Sulfato de cálcio — $CaSO_4$

Este sal pode ser encontrado na forma de sal anidro, ou seja, sem água ($CaSO_4$), ou de sal hidratado, isto é, com água ($CaSO_4 \cdot 2\ H_2O$), sendo essa forma conhecida por **gipsita**.

Thales Trigo



Sulfato de cálcio hidratado.


CEDOC

Sulfato de cálcio anidro.

Thales Trigo



Fosfato de cálcio — $Ca_3(PO_4)_2$

Encontrado na crosta terrestre, é um sal que constitui a matéria-prima utilizada na produção do elemento fósforo. Quando tratado com ácido sulfúrico, produz fertilizante fosfatado.

A "farinha de osso" contém fosfato de cálcio obtido pela calcinação de ossos de animais.

Hipoclorito de sódio — NaCℓO

Um dos usos industriais mais importantes desse sal é como alvejante (branqueador). A sua solução aquosa tem a capacidade de remover a cor amarelada de tecidos e papéis, tornando-os brancos. Sua utilização em quantidades excessivas altera as cores dos tecidos, deixando desbotados.

Por ser um poderoso agente anti-séptico, é usado para a limpeza de residências, hospitais etc. Essa propriedade é também responsável pela sua aplicação no tratamento de água para consumo e de piscinas. Normalmente comercializado com o nome de cloro, o hipoclorito de sódio é um sólido branco. Durante as epidemias do cólera, recomendava-se sua adição em pequenas quantidades à água usada para beber ou lavar alimentos.

Exercícios de classe

1. Faça as associações corretas:

a) soro fisiológico
b) fertilizante
c) componente do vidro
d) fermento de pães, bolos etc.
e) componente de cremes dentais

I — $NaNO_3$
II — $NaHCO_3$
III — $NaC\ell$
IV — NaF
V — Na_2CO_3

2. Relacione as colunas corretamente:

1ª coluna	2ª coluna
a) mata o vibrião colérico	I — $CaCO_3$
b) gesso	II — $NaC\ell O$
c) osso	III — $CaSO_4$
d) mármore	IV — $Ca_3(PO_4)_2$

3. A pólvora negra é uma mistura de:

$$KNO_{3(s)} + C_{(s)} + S_{8(s)}$$

Com base nessa informação, responda:

I — A pólvora é uma mistura homogênea ou heterogênea?
II — Qual o número de fases presentes na pólvora negra?
III — Quantas substâncias estão presentes nessa mistura?
IV — Quantas são substâncias simples?
V — Quantos elementos químicos estão representados?
VI — Qual o nome do sal presente na mistura?

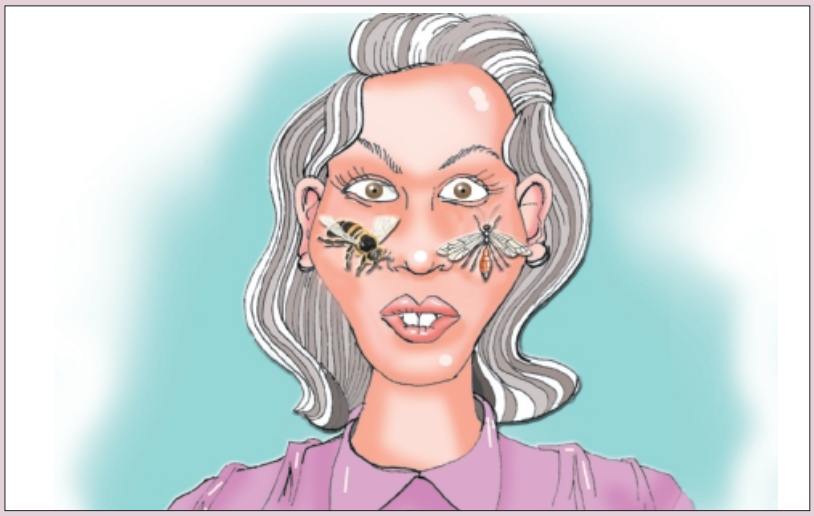
4. (Unicamp-SP) Um fermento químico utilizado para fazer bolos é o sal bicarbonato de amônio, também chamado carbonato ácido de amônio. Quando aquecido, este sal se decompõe em dióxido de carbono (gás carbônico), amônia e água. Escreva a equação química deste processo e explique como esta reação favorece o crescimento do bolo.

5. (UFMG) A acidez de uma limonada será diminuída se se colocar nela:

a) açúcar.
b) álcool.
c) bicarbonato de sódio.
d) sal.
e) vinagre.

OBTENÇÃO DE SAIS

Quando um ácido e uma base são misturados, ocorre uma reação entre estas duas espécies denominada **reação de neutralização** e, conseqüentemente, forma-se um sal.



Qualquer ácido neutraliza qualquer base, e vice-versa.

O veneno injetado pelo ferrão de uma abelha é um ácido; já o injetado pela vespa, uma base. A redução de edemas provocados por picadas desses insetos pode ser feita por meio de reações de neutralização — no caso, devem ser usados leite de magnésia para neutralizar veneno de abelhas e vinagre, para veneno de vespas.

Neutralização total

Quando a quantidade de íons H^+ é igual à quantidade de íons OH^-, ocorre a **neutralização total** do ácido e da base, o que pode ser representado por:

$$1\ H^+ + 1\ OH^- \longrightarrow 1\ H_2O$$

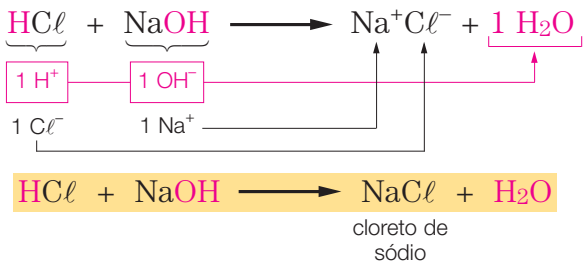
Veja, a seguir, alguns exemplos de neutralização total, com a formação dos respectivos sais.

Ácido clorídrico + hidróxido de sódio

$HC\ell \longrightarrow H^+ + C\ell^-$ cada molécula $HC\ell$ produz 1 H^+

$NaOH \longrightarrow Na^+ + OH^-$ cada fórmula NaOH produz 1 OH^-

Assim, temos:

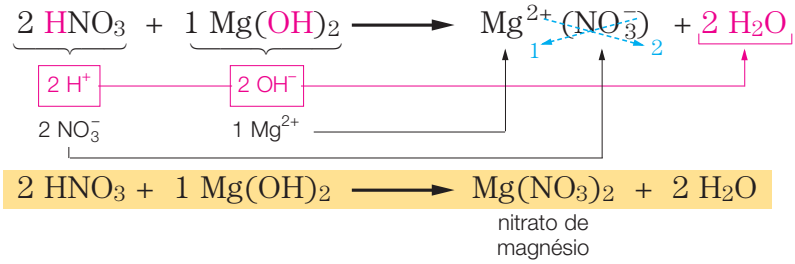


Ácido nítrico + hidróxido de magnésio

$HNO_3 \longrightarrow H^+ + NO_3^-$ cada molécula HNO_3 produz 1 H^+

$Mg(OH)_2 \longrightarrow Mg^{2+} + 2\ OH^-$ cada fórmula $Mg(OH)_2$ produz 2 OH^-

Para neutralizar 2 OH^-, necessitamos de 2 H^+, ou seja, a reação ocorre na proporção de duas moléculas HNO_3 para uma fórmula $Mg(OH)_2$.



Assim, em toda reação de neutralização total ocorre a formação de um **sal normal** ou **neutro**.

Neutralização parcial

Quando um ácido e uma base são misturados em quantidades diferentes daquelas que levarão a uma neutralização total, ocorre uma **neutralização parcial** do ácido ou da base.

Nessas reações, as quantidades de ácido e base são predeterminadas.

Veja, a seguir, alguns exemplos de **neutralização parcial do ácido**, com formação dos respectivos sais.

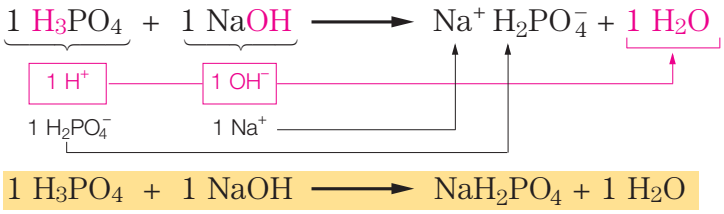
Ácido fosfórico + hidróxido de sódio

• 1 H_3PO_4 + 1 NaOH ⟶

Foi estipulado, nesse caso, que a reação deverá ocorrer entre **uma** molécula do ácido para **uma** fórmula da base e que essa proporção deve ser respeitada. Logo, temos que:

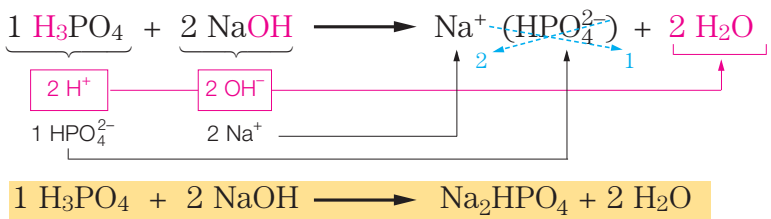
- cada molécula de H_3PO_4 produz 3 íons H^+;
- cada fórmula de NaOH produz 1 íon OH^-.

Como cada íon OH^- neutraliza um íon H^+, teremos a formação de uma molécula de H_2O. O ácido H_3PO_4 não é, então, neutralizado completamente e forma-se o ânion $H_2PO_4^-$:



Dessa reação de **neutralização parcial do ácido** resultou o sal fosfato diácido de sódio ou di-hidrogeno-fosfato de sódio (NaH_2PO_4); o sal formado nesse tipo de neutralização é classificado como **sal ácido** ou **hidrogeno-sal**.

• 1 H_3PO_4 + 2 NaOH ⟶



O sal formado é um sal ácido e seu nome é fosfato (mono)ácido de sódio ou (mono)hidrogeno-fosfato de sódio.

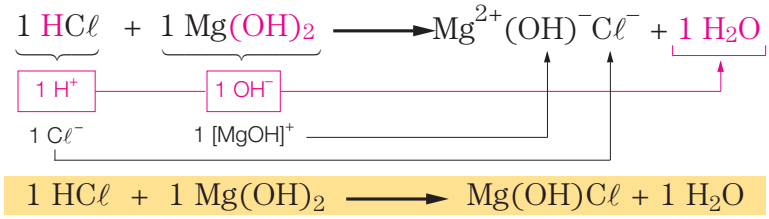
Veja, agora, um exemplo de **neutralização parcial da base**, com formação do respectivo sal.

Ácido clorídrico + hidróxido de magnésio

$1\ HC\ell + 1\ Mg(OH)_2 \longrightarrow$

- cada molécula de $HC\ell$ produz 1 íon H^+;
- cada fórmula de $Mg(OH)_2$ produz 2 íons OH^-.

Como cada íon H^+ neutraliza um íon OH^-, teremos a formação de uma molécula de H_2O. A base $[Mg(OH)_2]$ não é neutralizada completamente e forma-se o cátion $[Mg^{2+}(OH)^-]$ ou $[Mg(OH)]^+$.



$1\ HC\ell + 1\ Mg(OH)_2 \longrightarrow Mg(OH)C\ell + 1\ H_2O$

Dessa reação de **neutralização parcial da base** resultou o sal cloreto (mono)básico de magnésio ou (mono)hidroxicloreto de magnésio $[Mg(OH)C\ell]$; o sal formado nesse tipo de neutralização é classificado como **sal básico** ou **hidróxi-sal**.

Exercícios de classe

1. (FCMSC-SP) Completa-se corretamente o seguinte texto:

"Pode-se definir ácidos e bases como substâncias que ao se dissolverem em água fornecem, respectivamente, cátions I e ânions II", substituindo, respectivamente, **I** e **II** por:

a) H^+ — O^{2-}.
b) H^+ — OH^-.
c) H^+ — O_2^-.
d) H_3^+ — OH^-.
e) H_3^+ — O_2^-.

2. (UFU-MG) Os desagradáveis odores da transpiração são provocados por alguns ácidos carboxílicos presentes no suor. O composto a seguir que pode ser utilizado para eliminar esse malcheiro é:

a) leite de magnésia (hidróxido de magnésio).
b) vinagre (solução diluída de ácido acético).
c) sal de cozinha (cloreto de sódio).
d) açúcar (glicose).
e) água.

3. (ITA-SP) Um aluno, no laboratório, derramou ácido sulfúrico no braço. Qual é o melhor procedimento a adotar?

a) Chamar imediatamente o médico e não tocar na zona atingida enquanto ele não chegar.
b) Aplicar imediatamente uma pomada gordurosa para diminuir a dor e evitar o contato do ar com a zona atingida.
c) Lavar imediatamente o braço com água corrente em profusão e depois aplicar uma solução diluída de bicarbonato de sódio.
d) Aplicar imediatamente sobre a zona atingida uma solução de hidróxido de sódio para neutralizar o ácido.
e) Ingerir imediatamente um antídoto para envenenamento por ácido sulfúrico.

4. Equacione as reações de neutralização total a seguir e dê o nome dos sais formados.

a) $HNO_3 + KOH$.
b) $HC\ell + Ca(OH)_2$.
c) $H_2SO_4 + NaOH$.
d) $H_2SO_4 + Mg(OH)_2$.
e) $H_3PO_4 + Ba(OH)_2$.

5. Considere as seguintes equações de neutralização total:

I — $HNO_3 + KOH \longrightarrow$ **X** $+ H_2O$
II — $H_2SO_4 + Ca(OH)_2 \longrightarrow CaSO_4 +$ **Y** H_2O
III — **Z** $+ 3\ NaOH \longrightarrow Na_3PO_4 + 3\ H_2O$
IV — $2\ HBr +$ **W** $\longrightarrow MgBr_2 + 2\ H_2O$

Indique as fórmulas (ou os coeficientes) que correspondem às letras **X**, **Y**, **Z** e **W**.

6. Equacione as reações entre os ácidos e as bases nas proporções dadas e dê o nome do sal formado em cada reação:

a) $1\ H_2SO_4 + 1\ NaOH$.
b) $1\ H_3PO_4 + 1\ AgOH$.
c) $1\ H_3PO_4 + 1\ Mg(OH)_2$.
d) $1\ HC\ell + 1\ Ca(OH)_2$.

Exercícios propostos

1. (UEPI) O mármore é, basicamente, formado de carbonato de cálcio ($CaCO_3$) e, quando extremamente puro, apresenta a cor branco-neve. É o caso do mármore **carrara** usado por Michelangelo em suas esculturas. A função química a que pertence o carbonato de cálcio é:
a) base.
b) sal.
c) ácido.
d) óxido ácido.
e) óxido básico.

2. (UFPI) Uma solução obtida pela adição de sulfato de alumínio e nitrato de amônio sólidos em água contém os íons $NH^{+}_{4(aq)}$, $A\ell^{3+}_{(aq)}$, $SO^{2-}_{4(aq)}$ e $NO^{-}_{3(aq)}$.
As citadas substâncias podem ser representadas pelas fórmulas:
a) $A\ell SO_4$ e $(NH_4)_3NO_3$.
b) $A\ell_2SO_4$ e $(NH_4)_3NO_3$.
c) $A\ell_2(SO_4)_3$ e NH_4NO_3.
d) $A\ell_3SO_4$ e NH_4NO_3.
e) $A\ell_3(SO_4)_2$ e $NH_4(NH_3)_2$.

3. (Cesgranrio-RJ) Um metal **M** forma um nitrato de fórmula $M(NO_3)_2$. O sulfeto desse metal terá a fórmula:
a) MS.
b) M_2S.
c) MSO_3.
d) M_2SO_3.
e) MSO_4.

4. (Fuvest-SP) Hidroxiapatita, mineral presente em ossos e dentes, é constituída por íons cálcio, íons fosfato (PO^{3-}_4) e íons hidróxido. A sua fórmula química pode ser representada por $Ca_x(PO_4)_3(OH)$. O valor de **x** nessa fórmula é:
a) 1. b) 2. c) 3. d) 4. e) 5.

5. (Fuvest-SP) Molibdato de amônio é usado como fonte de molibdênio para o crescimento das plantas. Sabendo-se que esse elemento, de símbolo Mo, pertence à mesma família do cromo (Cr), e que a fórmula do íon cromato é CrO^{2-}_4, a fórmula do molibdato de amônio é:
a) NH_2MoO_2.
b) NH_3MoO_2.
c) $(NH_3)_2MoO_4$.
d) NH_4MoO_4.
e) $(NH_4)_2MoO_4$.

6. (UFRJ) Os fertilizantes com potássio são muito utilizados na agricultura. As formas mais comuns de fertilizantes são o cloreto, o sulfato, o nitrato e o fosfato de potássio. Suas fórmulas moleculares são representadas respectivamente por:
a) $KC\ell$, K_2SO_3, KNO_3, K_3PO_4.
b) $KC\ell$, K_2SO_3, KNO_2, K_2PO_3.
c) $KC\ell$, K_2SO_4, KNO_3, K_3PO_4.
d) $KC\ell O$, K_2SO_3, KNO_2, K_2PO_3.
e) $KC\ell O$, K_2SO_4, KNO_3, K_3PO_4.

7. (Unicamp-SP) A irrigação artificial do solo pode ser feita de várias maneiras. A água utilizada para a irrigação é proveniente de lagos ou rios e contém pequenas quantidades de sais dissolvidos. Sabe-se, desde a mais remota Antigüidade, que a irrigação artificial intensa pode levar à salinização do solo, tornando-o infértil, principalmente em locais onde há poucas chuvas. Em regiões onde chove regularmente, de modo que não seja necessária a irrigação, a salinização não ocorre.
a) Como se pode explicar a salinização do solo?
b) Por que a água da chuva não provoca salinização?

8. (UECE) Associe corretamente, de cima para baixo, os itens a seguir:

I — $Na_2B_4O_710H_2O$	• sal básico
II — $Mg(OH)C\ell$	• sal duplo
III — $NaKSO_4$	• sal ácido
IV — $NaHCO_3$	• sal hidratado

A associação correta é:
a) I, III, IV, II.
b) II, IV, III, I.
c) I, II, III, IV.
d) II, III, IV, I.

9. (FMTM-MG) Indique as substâncias que podem ser usadas com eficiência, respectivamente, para:
I — neutralizar o excesso de ácido clorídrico presente no suco gástrico;
II — conservar alimentos e fabricar o soro fisiológico.
a) hidróxido de magnésio e sulfato de cálcio
b) carbonato de sódio e cloreto de cálcio
c) hidróxido de sódio e cloreto de potássio
d) bicarbonato de sódio e cloreto de sódio
e) hidróxido de alumínio e hidróxido de sódio

10. (UDESC) O cloreto de sódio representa papel importantíssimo na fisiologia do ser humano e também na dos animais. Atua como gerador de ácido clorídrico no estômago e como mantenedor do equilíbrio osmótico das células vivas.
a) Qual a fórmula química representativa do cloreto de sódio?
b) A que função química pertence o cloreto de sódio e qual seu aspecto físico à temperatura ambiente?

11. (Vunesp-SP) Sulfato de potássio, hidrogenofosfato de cálcio, sulfato de amônio e nitrato de amônio são compostos químicos que fazem parte de misturas usadas como fertilizantes na agricultura.
a) Escrever as fórmulas químicas desses compostos.
b) Sabendo-se que, para os dois primeiros compostos, as condutividades elétricas no estado sólido são baixas e no estado líquido são altas, qual é o tipo de ligação química existente nesses compostos? Justificar.

12. (UFU-MG) Um dos fermentos químicos utilizados para fazer bolos é o sal de bicarbonato de sódio ($NaHCO_3$). Quando aquecido, esse sal se decompõe em gás carbônico, água e carbonato de sódio. Pede-se:
a) A equação química desse processo.
b) Explique o motivo que leva esta reação a favorecer o crescimento de bolos.
c) A adição de ácidos (por exemplo, suco de limão) à massa do bolo favorecerá o seu crescimento? Justifique.

13. (ESPM-SP) Quando colocamos uma pastilha de Sonrisal em um copo d'água, segue-se a formação de bolhas. Qual é o gás que elas desprendem?

14. (Vunesp-SP) O "fermento químico" utilizado na confecção de bolos é uma mistura de di-hidrogeno-fosfato de cálcio e bicarbonato de sódio sólidos, que sofrem dissociação iônica quando em contato com a água utilizada na preparação da massa. O bolo cresce devido à expansão de gás carbônico que se origina da reação entre os ânions resultantes da dissociação dos sais acima referidos, juntamente com o íon hidrogenofosfato e a água. Escreva a equação química correspondente ao processo de formação de gás carbônico.

15. Urtiga é um nome genérico dado a diversas plantas da família das Urticáceas, cujas folhas são cobertas de pêlos finos, os quais, em contato com a pele, liberam ácido fórmico (H_2CO_2), que produz irritação. Cite dois produtos de uso doméstico que podem ser utilizados para diminuir essa irritação. Justifique sua resposta.

16. (Unisinos-RS) Ao participar de uma festa, você pode comer e beber em demasia, apresentando sinais de má digestão ou azia.
Para combater a acidez, ocasionada pelo excesso de ácido clorídrico no estômago, seria bom ingerir uma colher de leite de magnésia, que irá reagir com esse ácido.
A equação que representa a reação é:
a) $Mg(OH)_2 + 2\ HC\ell O \longrightarrow Mg(C\ell O)_2 + 2\ H_2O$.
b) $Mg(OH)_2 + 2\ HC\ell \longrightarrow MgC\ell_2 + 2\ H_2O$.
c) $Mg(OH)_2 + 2\ HC\ell O_3 \dashrightarrow Mg(C\ell O_3)_2 + 2\ H_2O$.
d) $Mn(OH)_2 + 2\ HC\ell O_2 \dashrightarrow Mn(C\ell O_2)_2 + 2\ H_2O$.
e) $Mn(OH)_2 + 2\ HC\ell \longrightarrow MnC\ell_2 + 2\ H_2O$.

17. (UFRS) Completando a reação de neutralização total:

$$H_3PO_4 + Ba(OH)_2 \longrightarrow .... + H_2O$$

e acertando os coeficientes, a alternativa que corresponde aos coeficientes corretos é:
a) 2, 3, 3, 6
b) 2, 3, 1, 6
c) 1, 1, 3, 1
d) 1, 3, 1, 1
e) 1, 1, 1, 1

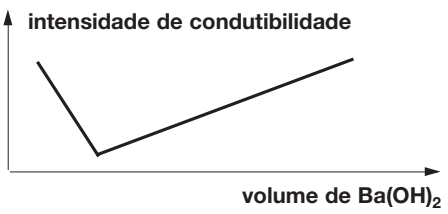
18. (Centec-BA) Os produtos da neutralização parcial do ácido bromídrico pelo hidróxido ferroso são:
a) $FeBr_2 + H_2O$.
b) $FeBr_2 + 2\ H_2O$.
c) $FeBr_3 + 3\ H_2O$.
d) $FeOHBr + H_2O$.
e) $FeOHBr + 2\ H_2O$.

19. (UERJ) Um caminhão transportando ácido sulfúrico capotou, derramando o ácido na estrada. O ácido foi totalmente neutralizado por uma solução aquosa de hidróxido de sódio. Essa neutralização pode ser corretamente representada pelas equações abaixo.

$$H_2SO_4 + 2\ NaOH \longrightarrow \mathbf{X} + 2\ H_2O$$
$$H_2SO_4 + NaOH \longrightarrow \mathbf{Y} + H_2O$$

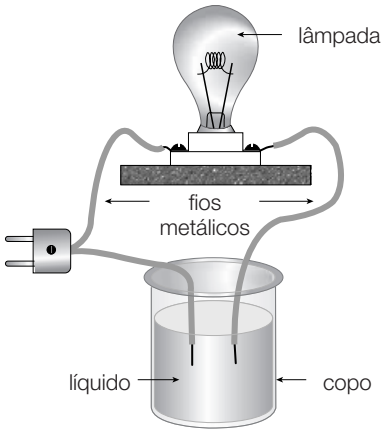
As substâncias **X** e **Y** são, respectivamente:
a) Na_2SO_4 e $NaHSO_4$.
b) $NaHSO_4$ e Na_2SO_4.
c) Na_2SO_3 e Na_2SO_4.
d) Na_2SO_4 e $NaHSO_3$.
e) $NaHSO_3$ e Na_2SO_4.

20. (Fuvest-SP) Em uma solução aquosa de ácido sulfúrico, adiciona-se gradativamente uma solução de hidróxido de bário e mede-se a condutibilidade elétrica do sistema, obtendo o seguinte gráfico:

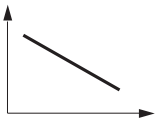


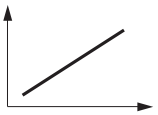
Sabendo que o sal formado é insolúvel, interprete o gráfico e equacione a reação entre o ácido e a base.

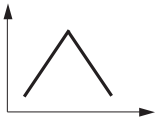
21. Ao utilizarmos a aparelhagem mostrada na figura a seguir para testar a condutibilidade elétrica em soluções aquosas de HCℓ e de NaOH, verificamos que o brilho da lâmpada é intenso (máximo) nas duas soluções.



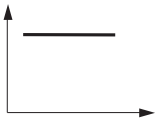
Qual dos gráficos a seguir representa melhor a variação (ou não) da intensidade luminosa da lâmpada se adicionarmos, lentamente, uma solução à outra sabendo que o sal produzido é solúvel?

a)


b)


c)


d)

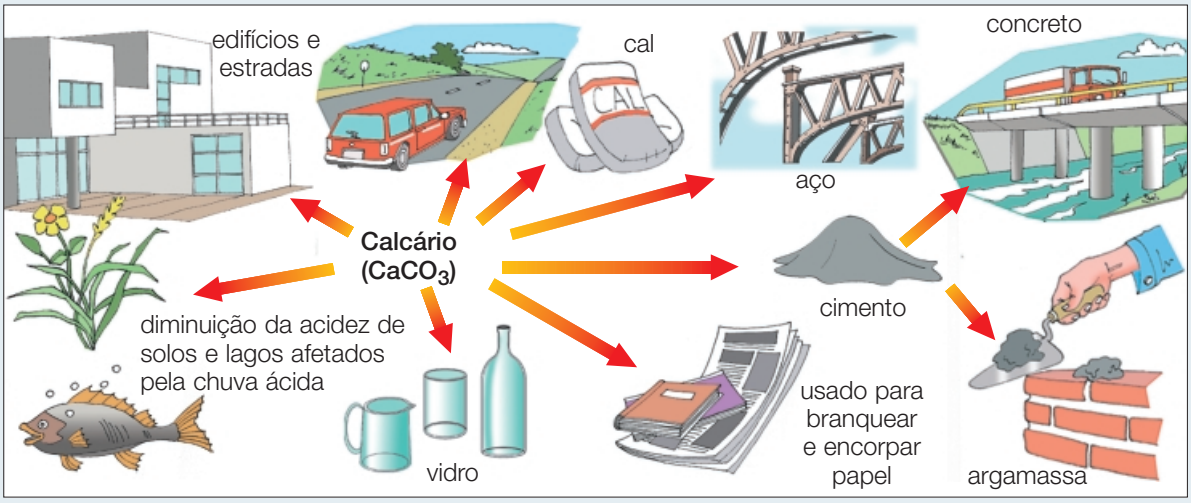

e)


Exercícios de contexto

Cimento e concreto

O carbonato de cálcio ($CaCO_3$), encontrado na natureza na forma de **calcário** e **mármore**, constitui uma das matérias-primas necessárias à fabricação de cimento. O mármore é uma rocha cristalina e o calcário — mais abundante que o mármore e, portanto, mais barato —, uma rocha sedimentar.

O $CaCO_3$ é encontrado também em casca de ovos, em corais e em conchas. A figura a seguir apresenta algumas aplicações deste sal.



Na fabricação do cimento, uma mistura contendo calcário ($CaCO_3$), areia (SiO_2), argila (silicatos de cálcio e alumínio) e água é colocada em um cilindro metálico rotatório, dentro do qual é aquecida. Ao produto desse aquecimento adiciona-se sulfato de cálcio, que impede que o cimento endureça ao ser misturado com água.

O cimento é muito usado na fabricação da argamassa, que, por sua vez, é muito utilizada em alvenaria (para unir tijolos), bem como em revestimentos e acabamentos de paredes e tetos.

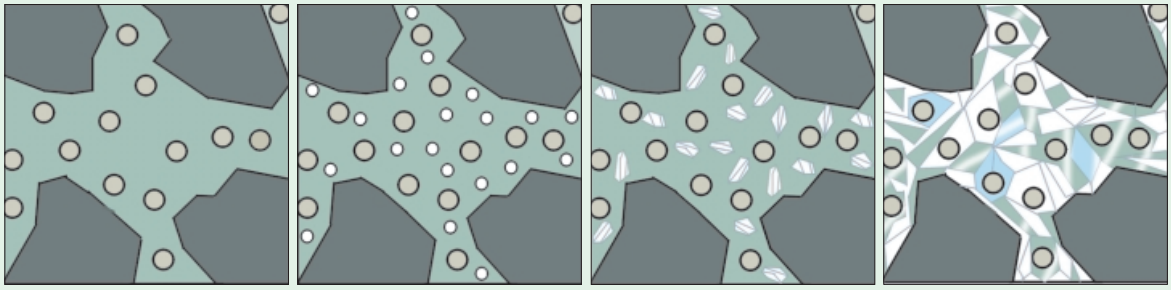
A argamassa apresenta a seguinte composição básica:

4 partes de cimento + 1 parte de cal (CaO) + 20 partes de areia

Assim como a argamassa, o concreto também é produzido a partir do cimento. Há diferentes tipos de concreto no mercado e um deles apresenta a seguinte composição:

1 kg de cimento + 1,8 kg de areia + 3,2 kg de pedra + 0,5 L de água

A figura a seguir mostra o que ocorre durante a produção do concreto:



1 Areia misturada com pedra.

2 Adição de cimento.

3 Com a adição de água, formam-se pequenos cristais a partir do cimento.

4 À medida que crescem, os cristais ocupam os espaços e unem os componentes, formando uma massa sólida.

1. Em que forma o carbonato de cálcio é utilizado na fabricação de pias, estátuas e escadas?

2. A existência de corais relaciona-se com a acidez ou a basicidade da água? Onde existem corais: nos rios ou nos mares? Por quê?

3. Identifique o principal sal presente nos exoesqueletos e nos endoesqueletos.

4. Com que finalidade uma pessoa coloca cascas de ovo na terra de vasos que contêm plantas?

5. Na preparação da merenda escolar e em algumas creches, adiciona-se pó de cascas de ovo a alguns alimentos. Qual a finalidade desse procedimento?

6. A osteoporose está relacionada com a absorção e retenção do cátion de qual metal? Um dos medicamentos prescritos para o tratamento da osteoporose é o oscal, cujo principal componente está presente nas conchas de ostras. Identifique esse sal.

7. Quais substâncias, quando misturadas, formam o cimento? Entre elas, quais são iônicas?

8. Um pedreiro, para rebocar com argamassa uma parede de 20 m^2, comprou 4 sacos de cimento, cada qual contendo 50 kg do produto. Conhecendo-se a proporção da argamassa, além de cimento, quantos quilos de areia e cal ele teve de comprar?

9. O calcário pode ser utilizado direta e indiretamente na produção de diferentes substâncias. Uma delas é o acetileno (C_2H_2), combustível usado em maçaricos de soldas. Seu método de produção pode ser representado pelas seguintes reações:

$$CaCO_3 \longrightarrow \mathbf{X} + CO_2$$
$$\mathbf{X} + 3\ C \longrightarrow CaC_2 + \mathbf{Y}$$
$$CaC_2 + 2\ \mathbf{Z} \longrightarrow Ca(OH)_2 + C_2H_2$$

Escreva as fórmulas correspondentes a **X**, **Y** e **Z**.

10. Uma empresa que fabrica concreto consome diariamente 1 tonelada de cimento. Para esta quantidade de cimento, calcule quantos quilos de areia e pedra, e quantos litros de água são consumidos todos os dias pela empresa. Considerando que 1 L de água tem a massa de 1 kg, qual a massa total de concreto produzida a cada dia de trabalho?



Faça você mesmo

Estalactites e estalagmites

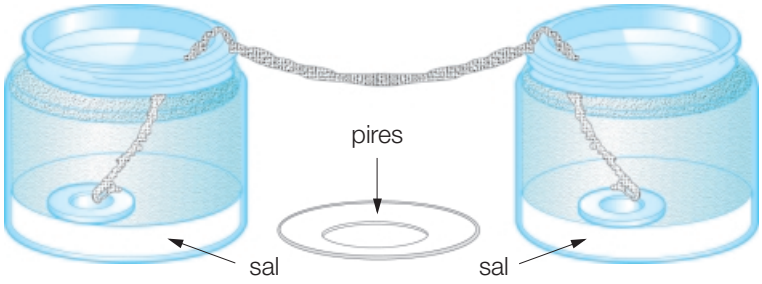
As estalactites e as estalagmites são formações constituídas de $CaCO_{3(s)}$ que levam milhares de anos para se formarem no interior das cavernas. Podemos produzir estruturas semelhantes usando o $NaHCO_3$ (bicarbonato de sódio) ou o $MgSO_4$ (sulfato de magnésio). Essas substâncias são encontradas em farmácias.

Material

Bicarbonato de sódio ($NaHCO_3$) ou
Sulfato de magnésio ($MgSO_4$) — sal amargo ou sal de Epsom
2 frascos vazios de alimentos infantis
2 arruelas
30 cm de fio grosso de lã ou barbante de algodão
Pires

Procedimento

Coloque o sal escolhido nos dois frascos, preenchendo-os até a metade da sua altura. Adicione água até encher os frascos e agite os sistemas com uma colher. A seguir, amarre uma arruela à extremidade de cada fio e monte o sistema indicado na figura.



Observe que você terá de colocar um pires entre os dois frascos, bem abaixo do centro do fio.

Deixe o sistema em repouso por alguns dias em lugar arejado e no qual não ocorram trepidações.

Depois, responda às seguintes questões:

a) A formação das estalactites e das estalagmites em cavernas é resultado de uma reação química. Nesse experimento também ocorre uma reação química?

b) Explique como se formaram as "estalactites" do experimento.

ÓXIDOS

Os óxidos são substâncias presentes no nosso dia-a-dia. Um bom exemplo de óxido é o gás carbônico, expelido na respiração, principal responsável pelo efeito estufa.

NÍQUEL NÁUSEA FERNANDO GONSALES



Folha de S. Paulo

Óxidos são compostos binários, ou seja, formados por dois elementos, sendo o oxigênio o mais eletronegativo entre eles.

Observação:

Os compostos OF_2 e O_2F_2 não são considerados óxidos porque o elemento flúor é mais eletronegativo que o elemento oxigênio.

NOMENCLATURA DOS ÓXIDOS

Os óxidos formados por **ametais ligados a oxigênio** são **óxidos moleculares** e têm seu nome estabelecido pela seguinte regra:

prefixo que indica a quantidade de oxigênio (O) / mono-, di-, tri- …	**óxido de**	prefixo que indica a quantidade do outro elemento / di-, tri-, tetra- …	**nome do elemento**

Veja alguns exemplos:

monóxido de carbono = CO
dióxido de carbono = CO_2

trióxido de enxofre = SO_3
heptóxido de dicloro = $C\ell_2O_7$

Os óxidos formados por metais geralmente são **óxidos iônicos** e neles o oxigênio apresenta carga –2. Seu nome é formado da seguinte maneira:

óxido de ..... (nome do elemento) .....

Veja alguns exemplos:

óxido de sódio = $(Na^+)_2O^{2-} = Na_2O$
óxido de cálcio = $(Ca^{2+})(O^{2-}) = CaO$

óxido de cobre I = $(Cu^+)_2O^{2-} = Cu_2O$
óxido de ferro III = $(Fe^{3+})_2(O^{2-})_3 = Fe_2O_3$

CLASSIFICAÇÃO DOS ÓXIDOS

Os óxidos são classificados em função do seu comportamento na presença de água, bases e ácidos.

Óxidos básicos

Óxidos básicos apresentam caráter iônico, em que o metal terá geralmente "carga" +1 e +2.

Exemplos: Na_2O, BaO

Esses óxidos reagem com água, originando bases, e reagem com ácidos, originando sal e água.

óxidos básicos → + água → base
óxidos básicos → + ácido → sal + água

Veja os exemplos:

- óxido básico + água ⟶ base

  $Na_2O + H_2O \longrightarrow 2\ NaOH$

- óxido básico + ácido ⟶ sal + água

  $Na_2O + H_2SO_4 \longrightarrow Na_2SO_4 + H_2O$

Fotos:Thales Trigo





O óxido de potássio (K_2O), que ao reagir com a água forma uma base, é encontrado tanto na cinza da madeira como na do cigarro.

$K_2O + H_2O \longrightarrow 2\ KOH$

A formação da base pode ser verificada utilizando-se a fenolftaleína, que adquire coloração rósea em meio básico.

Óxidos ácidos

Óxidos ácidos apresentam caráter covalente e geralmente são formados por ametais.

Exemplos: CO_2, SO_2, N_2O_5

Esses óxidos reagem com água, produzindo ácido, e reagem com bases, originando sal e água.

óxidos ácidos ⟶ + água ⟶ ácido
óxidos ácidos ⟶ + base ⟶ sal + água

Veja, a seguir, uma reação entre um óxido ácido e a água e um óxido ácido e uma base:

- óxido ácido + água ⟶ ácido

  $SO_2 + H_2O \longrightarrow H_2SO_3$

- óxido ácido + base ⟶ sal + água

  $SO_2 + 2\ NaOH \longrightarrow Na_2SO_3 + H_2O$

Os óxidos ácidos também são chamados de **anidridos de ácidos** porque podem ser obtidos pela eliminação total, na forma de água, dos hidrogênios do ácido oxigenado.

$H_2CO_3 - H_2O \longrightarrow CO_2$ $\qquad$ $2\ HNO_3 - H_2O \longrightarrow N_2O_5$

Óxidos neutros

Óxidos neutros são covalentes, isto é, formados por ametais, e não reagem com água, ácido ou base.

Os óxidos neutros (também chamados de **indiferentes** ou **inertes**) mais importantes são: CO, NO e N_2O.

O componente ativo do Viagra é o sildenafil, substância que restaura a função erétil e possibilita uma resposta natural à estimulação sexual.

O Viagra potencializa a ação do NO (monóxido de nitrogênio ou óxido nítrico), que produz um relaxamento da musculatura lisa dos corpos cavernosos do pênis, permitindo um influxo maior de sangue para eles, o que acarreta a ereção.

O Viagra é contra-indicado para pessoas que utilizam outros medicamentos à base de nitrato.

A utilização do Viagra, como de qualquer medicamento, deve ser feita mediante prescrição e acompanhamento médico.

Óxidos anfóteros

Óxidos anfóteros comportam-se como óxidos básicos na presença de um ácido, e como óxidos ácidos na presença de uma base.

óxido anfótero + ácido → sal + água

óxido anfótero + base → sal + água

Veja o comportamento desses óxidos nas reações a seguir:

$$ZnO + 2\ HC\ell \longrightarrow ZnC\ell_2 + H_2O$$

$$ZnO + 2\ NaOH \longrightarrow Na_2ZnO_2 + H_2O$$

Os óxidos anfóteros mais comuns são: ZnO e $A\ell_2O_3$. Existem outros, menos importantes, que são formados por metais, como SnO, SnO_2, PbO, PbO_2, ou por semimetais, como As_2O_3, As_2O_5, Sb_2O_3, Sb_2O_5.

Óxidos duplos ou mistos

Óxidos duplos ou mistos resultam da combinação de dois óxidos de um mesmo elemento.

Os exemplos mais comuns são:

	Fórmulas	Componentes	Utilização
Magnetita	Fe_3O_4	$FeO + Fe_2O_3$	ímã natural
Zarcão	Pb_3O_4	$2\ PbO + PbO_2$	pintura de fundo

Peróxidos

Peróxidos apresentam em sua estrutura o grupo $(O_2)^{2-}$.

Os peróxidos mais comuns são formados por hidrogênio, metais alcalinos e metais alcalino-terrosos.

- **Peróxido de hidrogênio**: H_2O_2

  É líquido e molecular. Quando dissolvido em água, origina uma solução conhecida como **água oxigenada**, muito comum em nosso cotidiano.

- **Peróxido de metal alcalino (MA)**: $MA^{+}_{2} (O_2)^{2-}_{1} \Rightarrow MA_2O_2$

  Exemplos: Na_2O_2, K_2O_2

- **Peróxido de metal alcalino-terroso (MAT)**: $MAT^{2+} (O_2)^{2-} \Rightarrow MATO_2$

  Exemplos: CaO_2, BaO_2

Os peróxidos reagem com a água, produzindo uma base e água oxigenada, e reagem com os ácidos, produzindo um sal e água oxigenada.

Veja um exemplo:

- peróxido + água ⟶ base + água oxigenada

  $K_2O_2 + H_2O \longrightarrow 2\ KOH + H_2O_2$

Exercícios de classe

1. Dê a fórmula dos seguintes óxidos moleculares:
a) monóxido de nitrogênio;
b) dióxido de enxofre;
c) monóxido de dinitrogênio;
d) trióxido de enxofre;
e) pentóxido de difósforo.

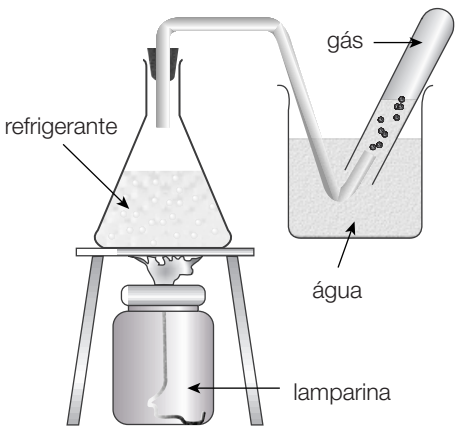
2. Dê a fórmula dos seguintes óxidos iônicos:
a) óxido de sódio;
b) óxido de cálcio;
c) óxido de ferro II (ferroso);
d) óxido de cobre II (cúprico).

3. Equacione as reações:
a) Óxido de sódio + água.
b) Óxido de sódio + ácido clorídrico.
c) Óxido de bário + água.
d) Óxido de bário + ácido fosfórico.

4. (FUC-MT) O óxido de magnésio (MgO) precisa ser substituído por um óxido que apresenta propriedades químicas semelhantes e mesma proporção de átomos. Entre os óxidos a seguir, qual você escolheria?
a) FeO.
b) CaO.
c) Na_2O.
d) CO.
e) NO_2.

5. Equacione as reações:
a) Trióxido de enxofre + água.
b) Trióxido de enxofre + hidróxido de cálcio.
c) Pentóxido de dinitrogênio + água.
d) Pentóxido de dinitrogênio + hidróxido de sódio.

6. (PUC-RS) O produto gasoso obtido no tubo de ensaio (veja o esquema) pode ser identificado pelo emprego de:
a) indicador fenolftaleína.
b) palito em brasa.
c) papel de tornassol vermelho.
d) solução de amido.
e) água de cal.



7. Em qual das alternativas todos os óxidos mencionados têm caráter neutro?
a) CO, CO_2, NO e N_2O_5.
b) NO, N_2O e SO_3.
c) CO, NO e N_2O.
d) CO, NO e SO_3.
e) Na_2O, CaO e BaO.

8. (Cesgranrio-RJ) O óxido de zinco é um óxido tipicamente anfótero. Considere as reações:

I — $ZnO + 2\ HC\ell \longrightarrow \mathbf{X} + H_2O$

II — $ZnO + 2\ NaOH \longrightarrow \mathbf{Y} + H_2O$

A respeito de **X** e **Y**, podemos afirmar corretamente que:
a) **X** é $ZnOC\ell$ e **Y**, $Zn(OH)_2$.
b) **X** é $ZnC\ell_2$ e **Y**, Na_2ZnO_2.
c) **X** é $ZnC\ell_2$ e **Y** não existe porque não ocorre a reação II.
d) **X** não existe porque a reação I não ocorre e **Y** é Na_2ZnO_2.
e) **X** e **Y** não existem porque as reações I e II são impossíveis.

9. A pedra-ímã natural é denominada **magnetita** e sua fórmula é Fe_3O_4. Apresenta, na sua composição, os dois óxidos de ferro. Dê a fórmula desses óxidos e a classificação da magnetita.

10. Dê o nome, a fórmula molecular e a fórmula estrutural do peróxido mais encontrado em farmácias e drogarias.

PROPRIEDADES E APLICAÇÕES DE ALGUNS ÓXIDOS

Óxido de cálcio — CaO

CEDOC



Na preparação da argamassa, a cal viva ou virgem (CaO) é misturada à água, ocorrendo uma reação que libera grande quantidade de calor:

$$CaO + H_2O \longrightarrow \underset{\text{cal extinta ou apagada}}{Ca(OH)_2} + \text{calor}$$

A cal virgem é obtida pelo aquecimento do $CaCO_3$, que é encontrado na natureza como constituinte do mármore, do calcário e da calcita:

$$CaCO_3 \xrightarrow{\Delta} CaO + CO_2$$

Em regiões agrícolas de solo ácido, a cal viva pode ser usada para diminuir sua acidez.

O procedimento mostrado na foto é incorreto, pois a cal, quando em contato com a pele, reage com a água desse tecido, produzindo queimaduras. Em pouco tempo, as mãos do agricultor vão apresentar rachaduras e descamação.

Dióxido de carbono — CO_2

A água mineral e os refrigerantes gaseificados contêm gás carbônico, que reage com a água, produzindo um meio ácido. Observe a equação desta reação:

$$CO_2 + H_2O \rightleftharpoons H_2CO_3 \rightleftharpoons H^+ + HCO_3^-$$

O CO_2 é mais solúvel em água quando submetido a altas pressões. Por esse motivo, se deixarmos uma garrafa de refrigerante aberta, parte do CO_2 escapa, tornando o refrigerante "choco", ou seja, menos ácido.

O CO_2 sólido é conhecido como **gelo-seco** e apresenta a propriedade da sublimação, sendo usado como recurso cênico em filmes de terror e *shows* de *rock*.

Laura Martins





Thales Trigo

O gelo-seco$_{(s)}$, ao passar para o estado de vapor, arrasta consigo moléculas de água, originando uma névoa mais densa que o ar.

Como o CO_2 é um óxido ácido e reage com bases, produzindo sal e água, podemos identificar sua presença no ar expirado, borbulhando-o numa solução aquosa de $Ca(OH)_2$ (água de cal):

$$CO_2 + Ca(OH)_2 \longrightarrow CaCO_3 + H_2O$$

A solução torna-se turva pela presença do sal insolúvel, o $CaCO_3$.

Peróxido de hidrogênio — H_2O_2

O peróxido de hidrogênio, ou água oxigenada, é um líquido incolor, com viscosidade semelhante à de um xarope, que explode violentamente quando aquecido. As soluções aquosas diluídas de peróxido de hidrogênio são de uso comum. A solução aquosa a 3% de peróxido de hidrogênio é vendida em drogarias e utilizada como anti-séptico e alvejante. Os frascos de água oxigenada normalmente são escuros ou opacos, pois a luz provoca sua decomposição:

$$2\ H_2O_{2(aq)} \xrightarrow{\text{luz}} 2\ H_2O_{(\ell)} + O_{2(g)}$$

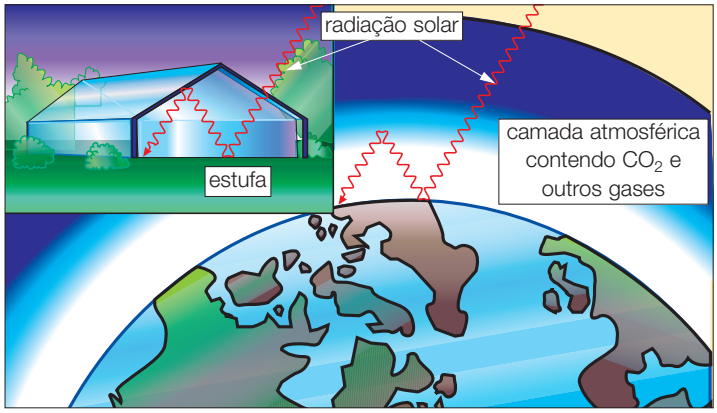
Algumas pessoas utilizam a água oxigenada para clarear pêlos e cabelos. Soluções cuja concentração seja superior a 30% de peróxido de hidrogênio são utilizadas industrialmente como alvejante de madeiras e fibras têxteis e, também, na propulsão de foguetes.

OS ÓXIDOS E O AMBIENTE

Efeito estufa

A Terra recebe constantemente energia do Sol, principalmente na forma de luz ou radiações visíveis. Parte dela é absorvida pela superfície terrestre, enquanto outra parte é refletida pela própria superfície, na forma de radiações infravermelhas (não-visíveis). Uma quantidade dessas radiações infravermelhas, por sua vez, é absorvida pela atmosfera, e o restante é emitido de volta para o espaço.

Essa distribuição da energia solar é natural e permite que a superfície da Terra apresente temperatura média de 15 °C. Qualquer alteração na quantidade de energia envolvida nesse processo acarretará mudanças no nosso clima. O gás carbônico (CO_2), presente no ar, tem a propriedade de absorver radiações infravermelhas. Ele age como um "cobertor" e evita que essas radiações escapem para o espaço.



Efeito estufa.

No entanto, a concentração de CO_2 na atmosfera tem aumentado de maneira significativa e, segundo previsões científicas, ela pode dobrar nos próximos anos. Esse aumento afetaria o clima do mundo, podendo provocar o derretimento do gelo das calotas polares e elevar o nível dos oceanos de 5 a 6 metros, o que inundaria várias regiões costeiras e produziria um aumento de até 5 °C na temperatura da superfície da Terra.

Dessa maneira, pode-se concluir que, quanto maior for a concentração de CO_2 na atmosfera, maior será a absorção de energia de radiações infravermelhas, o que acarretará maior aquecimento da Terra e aumento descontrolado do efeito estufa.

É importante ressaltar que outros gases, como o CH_4, o CFC e o N_2O, encontrados na atmosfera, também contribuem para o efeito estufa; porém, o CO_2 é o principal responsável, contribuindo aproximadamente com 55% deste fenômeno.

Chuvas ácidas

O termo **chuva ácida** foi usado pela primeira vez para descrever a precipitação ácida que ocorreu sobre a cidade de Manchester, no início da Revolução Industrial.

As chuvas ácidas são de três tipos e ocorrem em ambientes diferentes.

- **Em ambientes não-poluídos e na ausência de relâmpagos** — essa chuva é formada pela reação do gás carbônico (CO_2) com a água, que origina o ácido carbônico (H_2CO_3):

$$CO_{2(g)} + H_2O_{(\ell)} \longrightarrow \underset{\text{ácido carbônico}}{H_2CO_{3(aq)}}$$

Como o CO_2 está presente na atmosfera, toda chuva é ligeiramente ácida; porém, este tipo de chuva não é considerado nocivo.

- **Em ambientes com relâmpagos ou grande quantidade de veículos dotados de motor de explosão** — nessas condições, o nitrogênio (N_2) reage com o oxigênio (O_2), formando os óxidos de nitrogênio (NO_x), principalmente o NO_2:

$$N_2 + 2\ O_2 \xrightarrow{\text{energia}} 2\ NO_2$$

Os óxidos de nitrogênio (NO_x) reagem com a água da chuva e originam um tipo de chuva ácida capaz de provocar grande impacto ambiental. Uma reação que certamente ocorre pode ser representada por:

$$2\ NO_{2(g)} + H_2O_{(\ell)} \longrightarrow \underset{\text{ácido nitroso}}{HNO_{2(aq)}} + \underset{\text{ácido nítrico}}{HNO_{3(aq)}}$$

- **Em ambientes poluídos** — a partir da combustão de derivados do petróleo, que contêm enxofre como impureza, forma-se o SO_2, que se transforma parcialmente em SO_3:

$$S + O_2 \longrightarrow SO_2$$
$$SO_2 + 1/2\ O_2 \longrightarrow SO_3$$

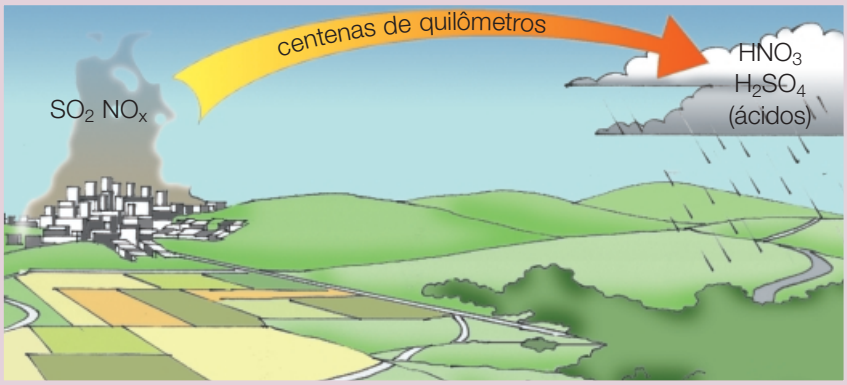
Esses óxidos dissolvem-se e reagem com a água da chuva, formando ácidos que também causam sérios problemas ambientais:

$$SO_2 + H_2O \longrightarrow \underset{\text{ácido sulfuroso}}{H_2SO_3}$$

$$SO_3 + H_2O \longrightarrow \underset{\text{ácido sulfúrico}}{H_2SO_4}$$

O trióxido de enxofre (SO_3) também é produzido na queima do carvão usado em usinas termoelétricas.

Essas chuvas ácidas podem cair em áreas afastadas dos centros urbanos, que não suportam acidez elevada, provocando sérios problemas ao meio ambiente.



A chuva ácida pode provocar a destruição de áreas verdes localizadas em áreas distantes de centros urbanos.

Os óxidos e a poluição atmosférica

Hoje em dia, são considerados poluentes atmosféricos:

CO — monóxido de carbono	**SO_x** — óxidos de enxofre (SO_2 e SO_3)
NO_x — óxidos de nitrogênio	**O_3** — ozônio

Veja que contraste da natureza: o ozônio formado nas camadas inferiores da atmosfera é totalmente indesejável e, por isso, é considerado um poluente, mas na estratosfera, onde é absolutamente necessário, ele é destruído. O ozônio é produzido quando o NO_2, eliminado pelos canos de escapamento de veículos, reage com o oxigênio do ar. Essa reação pode ser representada por:

$$NO_2 + O_2 \longrightarrow NO + O_3$$

Os automóveis modernos possuem os chamados **conversores catalíticos** ou, simplesmente, **catalisadores**, que são dispositivos capazes de transformar uma substância poluente em outra substância não-poluente.

Os catalisadores não permitem que ocorra a produção de NO_2 e, conseqüentemente, não haverá formação do ozônio.

Entre os óxidos neutros, poluentes atmosféricos, o monóxido de carbono (CO) é o mais abundante e de controle mais difícil. Ele é extremamente tóxico, pois se liga à hemoglobina do sangue, impedindo que ela transporte o oxigênio durante o processo de respiração.

O CO é produto da queima incompleta de substâncias que contêm carbono. Devido a isso, nunca se deve ligar o motor de um veículo em ambientes fechados, nem se devem

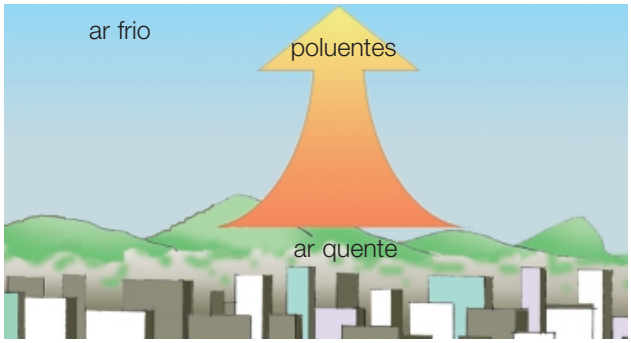
usar aquecedores de chuveiro a gás em um banheiro sem ventilação, uma vez que, nessas condições, pode ocorrer formação de CO em níveis perigosos e, até mesmo, fatais.

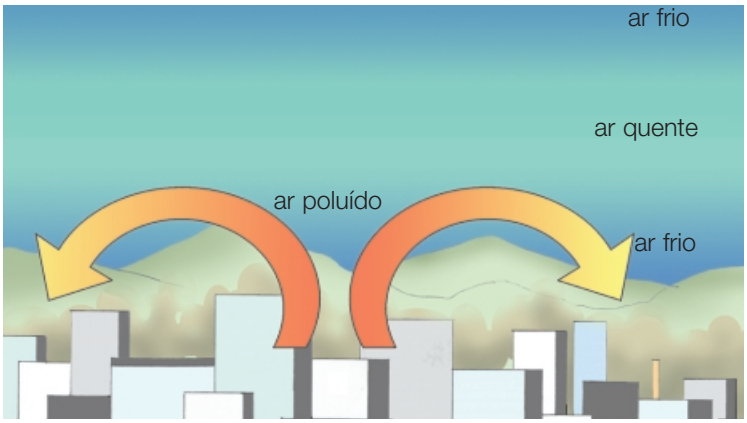
A obrigatoriedade da colocação de catalisadores em veículos novos e o desenvolvimento de motores mais eficientes foram algumas das maneiras encontradas para diminuir a quantidade de CO lançado na atmosfera. A renovação da frota propiciou uma queda acentuada da emissão de CO — de 54 gramas/km até 1980 para 1,2 grama/km em 1999.

Smog

Normalmente, a camada de ar mais próxima da superfície terrestre é mais quente que as camadas superiores. Esse ar aquecido é menos denso e tende a se dissipar (a se "espalhar"), arrastando com ele os poluentes atmosféricos.

Quanto mais frio for esse ar, menor será a dissipação de poluentes.





Durante algumas épocas do ano, principalmente no inverno, ocorre um fenômeno denominado **inversão térmica**, no qual uma massa de ar fria se forma próxima da superfície, logo abaixo da camada de ar mais quente (menos densa). Com a chegada dessa massa, os poluentes praticamente não se dissipam, podendo atingir níveis de concentração perigosos à saúde.

Com o aumento da concentração de poluentes na atmosfera, forma-se uma nuvem escura e "venenosa", uma mistura de fumaça, neblina, ar, poluentes gasosos e partículas sólidas: o *smog*.

Essa mistura provoca irritação nos olhos, nas narinas e na garganta, além de outros problemas de saúde.

O *smog* é classificado em dois tipos: fotoquímico e industrial.

Smog fotoquímico

É característico de cidades em que circula grande número de veículos movidos por motores de combustão interna. Dentro desses motores, ocorre a combustão de hidrocarbonetos e também a reação entre o nitrogênio e o oxigênio. Dessa última reação resultam óxidos de nitrogênio que, sob a ação da luz solar, reagem com o oxigênio do ar, produzindo ozônio.

Os principais poluentes presentes no *smog* fotoquímico são: NO, NO_2 e O_3.

Smog industrial

É característico de regiões próximas a grandes centros industriais. O uso intensivo de combustíveis derivados do petróleo e do carvão, os quais contêm enxofre como impureza, leva à formação de grandes quantidades de óxidos de enxofre, entre eles SO_2 e SO_3, que podem originar H_2SO_4.

Esses poluentes podem destruir as células dos alvéolos pulmonares, contribuindo para a ocorrência de enfisema pulmonar.

Durante a inversão térmica, os dois tipos de *smogs* tornam-se ainda mais nocivos, aumentando a ocorrência de danos aos seres vivos.



Maurício Simonetti/Pulsar

Nuvem de poluição sobre a cidade de São Paulo em 19 de setembro de 1998.

Exercícios de classe

1. (Fuvest-SP) Cal viva é óxido de cálcio (CaO).

a) Escreva a equação da reação da cal viva com a água.

b) Por que, na agricultura, a cal viva é adicionada ao solo?

2. (Fuvest-SP) Na respiração animal, o ar expirado pode ser distinguido do ar inspirado borbulhando-se separadamente em soluções aquosas de hidróxido de bário. Qual o critério usado para fazer essa diferenciação? Represente o fato observado por meio de uma equação química.

3. (Fuvest-SP) Quando aplicada em ferimentos, a água oxigenada parece "ferver".

a) Por quê?

b) Escreva a equação que representa a reação química envolvida.

4. Sejam os gases **X**, **Y** e **Z** seguintes.

Gás **X**: é o principal responsável pelo efeito estufa.

Gás **Y**: é indesejável na baixa atmosfera por ser poluente, mas é indispensável na alta atmosfera para filtrar os raios ultravioleta provenientes do Sol.

Gás **Z**: entre suas aplicações está o seu uso na fabricação de produtos de limpeza doméstica, tais como **Ajax**, **Fúria**, **Forte** etc.

Os gases **X**, **Y** e **Z** podem ser:

	X	Y	Z
a)	CO_2	O_3	NH_3
b)	NH_3	O_3	CO_2
c)	O_3	CO_2	NO_2
d)	NO_2	O_3	CO_2
e)	H_2S	NO	NH_3

5. (ITA-SP) Explique o que se entende por chuva ácida. Quais são as causas deste problema? Quais são as formas de controlá-lo?

6. (Vunesp-SP) "Chuva ácida" resulta da combinação de água atmosférica com dióxido de enxofre ou com trióxido de enxofre. Escreva:

a) as equações químicas balanceadas das reações de cada um dos dois óxidos com água;

b) os nomes oficiais dos produtos das reações dos dois óxidos com água.

7. (ENEM) Um dos problemas ambientais decorrentes da industrialização é a poluição atmosférica. Chaminés altas lançam ao ar, entre outros materiais, o dióxido de enxofre (SO_2), que pode ser transportado por muitos quilômetros em poucos dias. Dessa forma, podem ocorrer precipitações ácidas em regiões distantes, causando vários danos ao meio ambiente (chuva ácida).

Um dos danos ao meio ambiente diz respeito à corrosão de certos materiais. Considere as seguintes obras:

I — monumento Itamarati — Brasília (mármore).

II — esculturas do Aleijadinho — MG (pedra-sabão, contém carbonato de cálcio).

III — grades de ferro ou alumínio de edifícios.

A ação da chuva ácida pode acontecer em:

a) I, apenas.

b) I e II, apenas.

c) I e III, apenas.

d) II e III, apenas.

e) I, II e III.

8. (ENEM) Um dos índices de qualidade do ar diz respeito à concentração de monóxido de carbono (CO), pois esse gás pode causar vários danos à saúde. A tabela a seguir mostra a relação entre a qualidade do ar e a concentração de CO.

Qualidade do ar	**Concentração de CO — ppm*** (média de 8h)
inadequada	15 a 30
péssima	30 a 40
crítica	acima de 40

* ppm (parte por milhão) = 1 micrograma (10^{-6} g) de CO por grama de ar.

Para analisar os efeitos do CO sobre os seres humanos, dispõe-se dos seguintes dados:

Concentração de CO (ppm)	**Sintomas em seres humanos**
10	nenhum
15	diminuição da capacidade visual
60	dores de cabeça
100	tonturas, fraqueza muscular
270	inconsciência
800	morte

Suponha que você tenha lido em um jornal que na cidade de São Paulo foi atingido um péssimo nível de qualidade do ar. Uma pessoa que estivesse nessa área poderia:

a) não apresentar nenhum sintoma.
b) ter sua capacidade visual alterada.
c) apresentar fraqueza muscular e tontura.
d) ficar inconsciente.
e) morrer.

9. (Fuvest-SP) Os motores a explosão produzem poluentes atmosféricos (CO, NO etc.). Nos carros modernos, conversores catalíticos promovem a transformação química dessas substâncias em outras **não-poluentes**, tais como:

a) CO_2 e HCN.
b) N_2O e NO_2.
c) NH_3 e N_2.
d) CO_2 e N_2.
e) CO_2 e HNO_3.

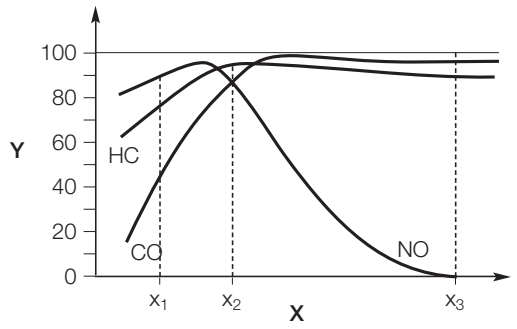
10. (Fuvest-SP) Os automóveis movidos a gasolina, mesmo que utilizem uma relação ar/combustível adequada, produzem substâncias poluentes tais como hidrocarboneto não-queimado (HC), CO e NO. Atualmente os automóveis são equipados com catalisadores que promovem as transformações dos referidos poluentes gasosos, conforme as seguintes equações:

$2\ CO + O_2 \longrightarrow 2\ CO_2$

$2\ NO + 2\ CO \longrightarrow N_2 + 2\ CO_2$

HC + oxigênio $\longrightarrow$ dióxido de carbono + água

O gráfico a seguir dá a porcentagem de poluentes transformados (**y**), em função da porcentagem de oxigênio (**x**) presente na mistura do combustível com o ar:



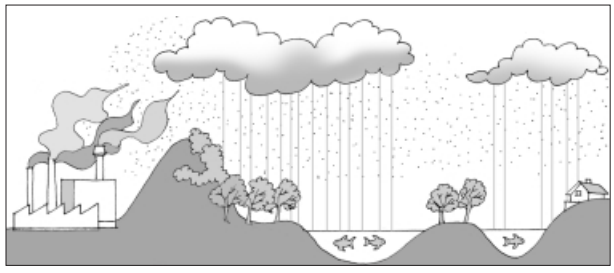
Logo, se a porcentagem de oxigênio na mistura for:

I — x_1, a porcentagem de HC transformado será menor que a de CO transformado.
II — x_2, a soma das quantidades de HC, CO e NO, nos gases de escape, será menor do que aquela obtida se a porcentagem de oxigênio for x_1 ou x_3.
III — x_3, restará menos CO, para transformar NO em N_2, do que se a porcentagem de oxigênio for x_1.

É, pois, correto o que se afirma:

a) em **I** apenas.
b) em **II** apenas.
c) em **III** apenas.
d) em **II** e **III** apenas.
e) em **I**, **II** e **III**.

11. (ENEM) Uma região industrial lança ao ar gazes como o dióxido de enxofre e óxidos de nitrogênio, causadores da chuva ácida. A figura a seguir mostra a dispersão desses gases poluentes.



Considerando o ciclo da água e a dispersão dos gases, analise as seguintes possibilidades:

I — As águas de escoamento superficial e de precipitação que atingem o manancial poderiam causar aumento de acidez da água do manancial e provocar a morte de peixes.
II — A precipitação na região rural poderia causar aumento de acidez do solo e exigir procedimentos corretivos, como a calagem.

III — A precipitação na região rural, embora ácida, não afetaria o ecossistema, pois a transpiração dos vegetais neutralizaria o excesso de ácido.

Dessas possibilidades:

a) pode ocorrer apenas a I.
b) pode ocorrer apenas a II.
c) podem ocorrer tanto a I quanto a II.
d) podem ocorrer tanto a I quanto a III.
e) podem ocorrer tanto a II quanto a III.

Exercícios propostos

1. (Vunesp-SP) O que são óxidos? Dê exemplo de um óxido ácido e de um óxido básico. Indique a fórmula mínima e especifique, em cada caso, se o óxido é molecular ou iônico.

2. Equacione as reações:

a) óxido de sódio + água.
b) óxido de sódio + ácido clorídrico.
c) óxido de bário + água.
d) óxido de bário + ácido fosfórico.
e) trióxido de enxofre + água.
f) trióxido de enxofre + hidróxido de cálcio.

3. (FESP) Colocando um óxido-básico em presença de um ácido, obteremos como produto:

a) uma base.
b) um sal.
c) uma base e um sal.
d) uma base e água.
e) um sal e água.

4. (Vunesp-SP)

a) Escreva as equações das reações de óxido de potássio com água e de trióxido de enxofre com água.
b) Classifique os óxidos.
c) Escreva a equação da reação entre os produtos formados nas reações dos dois óxidos com água.

5. (Fuvest-SP) Certo gás incolor não reage com oxigênio e é solúvel na água, formando uma solução ácida. Este gás pode ser:

a) H_2.
b) NH_3.
c) CH_4.
d) SO_3.
e) C_2H_2.

6. (Fuvest-SP) Trecho do comunicado de um órgão de divulgação:

"Será efetuada na próxima semana uma operação limpeza, quando a camada de monóxido de carbono depositada nos monumentos da cidade vai ser removida. Para isso...".

a) Qual o erro contido nessa afirmação? Justifique.
b) Qual a fonte mais provável do composto mencionado?

7. (FESP) Com relação à cal indique a alternativa falsa:

a) O hidróxido de cálcio é uma base pouco solúvel em água.
b) A cal viva é obtida por decomposição térmica do carbonato de cálcio.
c) Chama-se "extinção da cal" a reação da cal viva com a água.
d) A cal apagada não sofre decomposição térmica.
e) A cal extinta é muito utilizada na preparação das "argamassas".

8. (Puccamp-SP) Quando o solo é excessivamente ácido, agricultores procuram diminuir a acidez por meio da adição de substâncias com propriedades alcalinas. Com essa finalidade, um dos produtos utilizados é o:

a) $NaC\ell$.
b) CaO.
c) Na_2SO_4.
d) NH_4NO_3.
e) $KC\ell O_4$.

9. (UFPR) "Treze toneladas de ácido sulfúrico fumegante foram despejadas ontem, no rio Paraíba, em decorrência de um acidente envolvendo dois caminhões no km 17,5 da via Dutra, na divisa de São Paulo com o Rio de Janeiro, município de Queluz...

Com o choque, o tanque furou, provocando vazamento do ácido, atingindo o rio Claro, afluente do Paraíba. A regional da Cetesb, em Taubaté, foi comunicada, mas quando seus técnicos chegaram ao local depararam com soldados do Corpo de Bombeiros que jogaram água sobre o ácido tentando limpar a pista, o que fez com que uma maior quantidade do líquido fosse carregada para o rio. A solução foi derramar cal sobre a área para neutralizar o efeito altamente corrosivo do produto, que já havia queimado toda a vegetação das margens da rodovia."

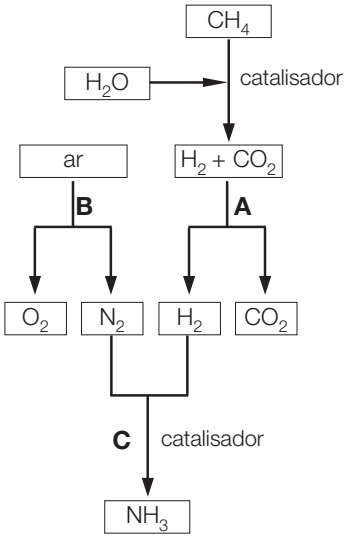
O texto refere-se a um acidente ecológico noticiado pelos jornais. Explique o procedimento dos técnicos da Cetesb (Companhia de Tecnologia de Saneamento Ambiental) quanto ao emprego do óxido de cálcio e represente a equação química envolvida.

10. (Unicamp-SP) Nitrogênio (N_2), oxigênio (O_2), argônio (Ar), dióxido de carbono (CO_2) e vapor d'água são os principais componentes do ar. Quando o ar é borbulhado em uma solução de hidróxido de cálcio $Ca(OH)_2$, forma-se um precipitado branco de carbonato de cálcio.

a) A qual desses componentes do ar deve-se essa reação? Escreva a equação química correspondente.

b) Quais íons estão presentes no precipitado branco?

11. (Fuvest-SP) O esquema a seguir apresenta, de maneira simplificada, processos possíveis para a obtenção de importantes substâncias, a partir de gás natural e ar atmosférico.



Dados:

gás	H_2	N_2	O_2	NH_3
temperatura de ebulição (Kelvin), sob pressão de 1 atm	20	77	90	240

Considere as afirmações:

I — Na etapa **A**, a separação dos gases pode ser efetuada borbulhando-se a mistura gasosa numa solução aquosa alcalina.

II — Na etapa **B**, N_2 e O_2 podem ser separados pela liquefação do ar, seguida de destilação fracionada.

III — A amônia, formada na etapa **C**, pode ser removida da mistura gasosa por resfriamento.

É correto o que se afirma:

a) em **I** apenas.
b) em **II** apenas.
c) em **III** apenas.
d) em **II** e **III** apenas.
e) em **I**, **II** e **III**.

12. (Unicamp-SP) A queima de combustíveis de origem fóssil conduz à formação de compostos derivados do enxofre. Estes compostos são lançados na atmosfera, precipitando na forma de chuvas ácidas, fenômeno que causa sérios danos ao meio ambiente. Escreva as equações de formação de pelo menos um destes ácidos, a partir do enxofre.

13. (Fuvest-SP) A chuva ácida pode transformar o mármore das estátuas em gesso ($CaSO_4$).

a) Escreva a equação que representa essa transformação.

b) Explique como se forma a chuva ácida.

14. (Cesgranrio-RJ) Discutem-se ultimamente os distúrbios ecológicos causados pelos poluentes ambientais. A chamada "chuva ácida" constitui-se num exemplo das conseqüências da poluição na atmosfera, onde a formação de ácidos pode ser obtida a partir da dissolução de certas substâncias na água da chuva. Dentre as substâncias passíveis de formar ácidos quando adicionadas à água, podemos citar:

a) Na_2O.
b) SO_3.
c) $A\ell_2O_3$.
d) CaO.
e) BaO.

15. (PUC-RJ) A chuva ácida ocorre quando há uma alta concentração de agentes poluentes na atmosfera, como SO_2, NO_2 e N_2O_5, que ao reagirem com vapor d'água, também presente, formam:

a) sais pouco solúveis.
b) sais ácidos.
c) hidrácidos.
d) anidridos.
e) oxiácidos.

16. (PUC-MG) Dos compostos a seguir, não é tóxico e, portanto, não é poluente:

a) N_2
b) CO
c) SO_2
d) NO
e) NO_2

17. Nos próximos anos a emissão de poluentes pelos automóveis, certamente, estará regulamentada por normas muito rígidas emitidas pelos órgãos responsáveis pela preservação do meio ambiente. Por isso, já há alguns anos os automóveis novos são dotados de catalisadores que possibilitam a conversão de gases poluentes **A**, **B** etc. emitidos pelo escapamento em gases não tóxicos **C**, **D** etc. Os gases **A**, **B**, **C**, **D** etc. mencionados podem ser:

	A, B etc.	C, D etc.
a)	SO_2, CO	SO_3, CO_2
b)	NO, CO_2	NO_2, CO
c)	NO_2, CO	NO, CO_2
d)	NO_2, CO	N_2, CO_2
e)	SO_3, CO	SO_2, CO_2



Faça você mesmo

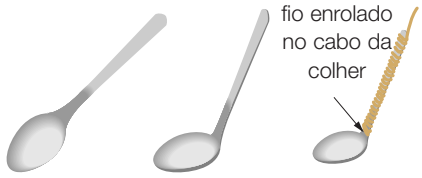
Chuva ácida

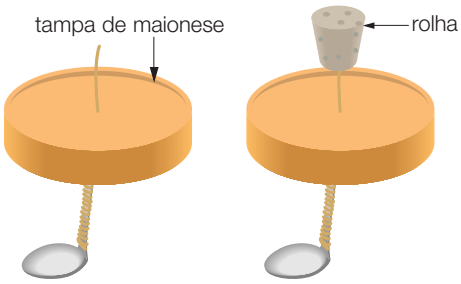
Uma das chuvas ácidas mais perigosas é a ocasionada pelo dióxido de enxofre (SO_2), que é produzido na queima de combustíveis fósseis, como o petróleo. Você pode obter esse gás queimando enxofre, vendido em farmácias. Siga os procedimentos.

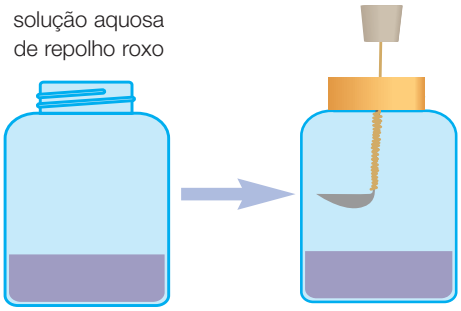
ATENÇÃO Oriente-se com o seu professor sobre os equipamentos e procedimentos de segurança necessários à realização dos experimentos.

Montagem do equipamento

- Pegue uma colher metálica de chá que já não esteja mais sendo usada, dobre o cabo e amarre nele um arame ou um fio metálico longo.
- Pegue a tampa metálica de um vidro de maionese e faça um furo que permita a passagem do arame. Na extremidade superior do fio metálico, coloque uma rolha de cortiça, para evitar queimaduras na etapa seguinte.
- No fundo do vidro de maionese, coloque uma solução aquosa de repolho roxo.
- Agora, para obter o SO_2, coloque um pouco de enxofre em pó na colher e aqueça-o até iniciar a combustão, que é visível pelo aparecimento de uma chama azul. Coloque esse aparato imediatamente no vidro já preparado, dentro do qual irá se formar uma névoa densa.







Quando isso acontecer, agite o frasco até que a névoa desapareça. Observe e explique o que aconteceu.

Repetindo o experimento e substituindo o suco de repolho por uma flor ou folhas, você terá uma idéia dos efeitos da chuva ácida sobre a vegetação.

REAÇÕES QUÍMICAS

Todos os dias, o dia inteiro, ocorrem reações químicas, não só ao nosso redor mas também no nosso organismo, de tal maneira que se pode dizer que a manutenção da vida depende de uma série de reações.

Algumas delas são muito comuns:



Formação de ferrugem.



Efervescência produzida por um antiácido em água.



Combustão de um palito de fósforo.

Fotos: Thales Trigo

Essas reações podem ser representadas por equações químicas, as quais envolvem reagentes e produtos, que, por sua vez, são representados por fórmulas.

reagentes $\longrightarrow$ produtos

As equações químicas podem nos fornecer outras informações, tais como:

- gás (**g**) vapor (**v**) líquido (ℓ) sólido (**s**) cristal (**c**)
- presença de moléculas ou íons em solução aquosa (**aq**)
- desprendimento de gás ($\nearrow$)
- formação de precipitado ($\downarrow$)
- necessidade de aquecimento (Δ)
- presença de luz (λ)
- ocorrência de reações reversíveis ($\rightleftharpoons$)

É importante destacar que tais equações precisam estar devidamente balanceadas, ou seja, **o número total de átomos dos reagentes** deve ser igual ao **número total de átomos dos produtos**.

Balanceamento de equações químicas

Existem várias maneiras de fazermos o balanceamento de uma equação química. Geralmente, a maneira mais usada de determinar os coeficientes de uma equação é o **método das tentativas**.

Apesar de o nome "método das tentativas" dar idéia de algo totalmente aleatório, esse método é bastante simples e eficiente na determinação dos coeficientes de um grande número de equações químicas, desde que sejam seguidos alguns procedimentos básicos.

Consideremos, como exemplo, a reação de combustão completa do gás metano (CH_4). Essa reação é representada pela equação a seguir:

$$\underbrace{CH_4 \quad + \quad O_2} \longrightarrow \underbrace{CO_2 \quad + \quad H_2O}$$



1 átomo de C
4 átomos de H

2 átomos de O

1 átomo de C
2 átomos de O

2 átomos de H
1 átomo de O

Como você pode perceber, o número de átomos dos reagentes não é igual ao dos produtos.

Para fazer o balanceamento, vamos efetuar as seguintes etapas:

1) Observe a substância na equação toda com maior número de átomos na fórmula:

CH_4: 1 átomo de C e 4 átomos de H

2) A essa substância atribuiremos o coeficiente 1, e ela servirá de referência para o acerto de todos os outros coeficientes.

$$\underbrace{1\ CH_4}_{\substack{\text{1 átomo de C} \\ \text{4 átomos de H}}} + O_2 \longrightarrow CO_2 + H_2O$$

$$\xRightarrow{\text{então}} \quad \text{1 átomo de C} \qquad \text{4 átomos de H}$$

$$\underbrace{1\ CH_4}_{\substack{\text{1 átomo de C} \\ \text{4 átomos de H}}} + O_2 \longrightarrow \underbrace{1\ CO_2}_{\text{1 átomo de C}} + \underbrace{2\ H_2O}_{\text{4 átomos de H}}$$

Agora só falta acertar o coeficiente do O_2. No segundo membro, com coeficientes já definidos, temos:

$$\underset{\text{2 átomos de O}}{1\ CO_2} \qquad \underset{\text{2 átomos de O}}{2\ H_2O} \Longrightarrow \text{4 átomos de O}$$

Assim, no primeiro membro devemos ter 4 átomos de O, ou seja: 2 O_2.

Finalmente, temos:

$$1\ CH_4 + 2\ O_2 \longrightarrow 1\ CO_2 + 2\ H_2O$$

Agora, já temos a equação devidamente balanceada.

Para verificar se esses coeficientes estão realmente corretos, contamos o número de átomos de cada substância nos dois lados da equação (reagentes e produtos).

Conferindo:

$$\underbrace{1\ CH_4 \quad + \quad 2\ O_2} \longrightarrow \underbrace{1\ CO_2 \quad + \quad 2\ H_2O}$$



número de átomos

C = 1 H = 4 O = 4

C = 1 H = 4 O = 4

Exercícios de classe

Equacione e faça o balanceamento das equações químicas abordadas nas questões **1** e **2**.

1. Solução aquosa de água oxigenada $H_2O_{2(aq)}$, em presença de luz, decompõe-se, produzindo água no estado líquido e gás oxigênio.

2. Na queima de combustíveis fósseis (carvão e derivados do petróleo), queima-se também o enxofre sólido presente em tais combustíveis, considerado impureza.
Da queima do enxofre sólido, que reage com o oxigênio presente no ar, resulta o dióxido de enxofre. Esse gás, por sua vez, pode novamente reagir com o oxigênio e originar um outro gás: o trióxido de enxofre. Tanto o dióxido como o trióxido de enxofre podem também reagir com a água da chuva e originar, respectivamente, soluções aquosas de ácido sulfuroso e de ácido sulfúrico.

3. Efetue o balanceamento das equações a seguir:

a) $KC\ell O_4 \longrightarrow KC\ell + O_2$
b) $Fe + H_2SO_4 \longrightarrow Fe_2(SO_4)_3 + H_2$
c) $C_{12}H_{22}O_{11} \longrightarrow C + H_2O$
d) $C_2H_4 + O_2 \longrightarrow CO_2 + H_2O$
e) $C_2H_6O + O_2 \longrightarrow CO_2 + H_2O$
f) $NaHCO_3 \longrightarrow Na_2CO_3 + CO_2 + H_2O$

4. (UCDB-MT) Dadas as equações não-balanceadas:

$$C_3H_6 + O_2 \longrightarrow CO_2 + H_2O$$
$$C_6H_6 + O_2 \longrightarrow CO_2 + H_2O$$

A soma dos coeficientes do CO_2 é:

a) 18.
b) 9.
c) 12.
d) 24.
e) 10.

Exercícios propostos

1. Efetue o balanceamento das equações a seguir:

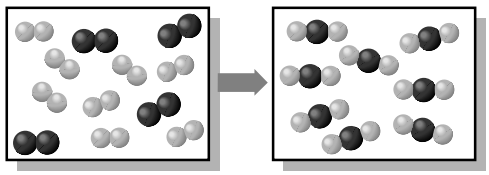
a) $Mg + O_2 \longrightarrow MgO$
b) $Ca + HC\ell \longrightarrow CaC\ell_2 + H_2$
c) $KBr + C\ell_2 \longrightarrow KC\ell + Br_2$
d) $H_2SO_4 + A\ell(OH)_3 \longrightarrow A\ell_2(SO_4)_3 + H_2O$
e) $CaCO_3 + HNO_3 \longrightarrow Ca(NO_3)_2 + CO_2 + H_2O$
f) $C_5H_{10} + O_2 \longrightarrow CO_2 + H_2O$

2. (Cefet-MG) Escreva as equações químicas balanceadas, correspondentes às seguintes reações:

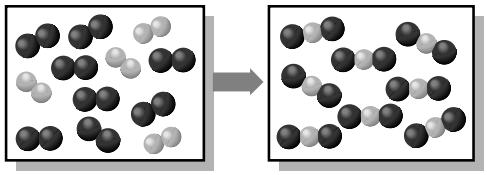
a) O fermento de pão pode ser preparado pela adição de gás carbônico (CO_2) ao cloreto de sódio ($NaC\ell$), à amônia (NH_3) e à água (H_2O). Nessa reação, forma-se bicarbonato de sódio ($NaHCO_3$), que é o fermento, e cloreto de amônio ($NH_4C\ell$).
b) Durante a descarga de uma bateria de automóvel, o chumbo (Pb) reage com o óxido de chumbo (PbO_2) e com o ácido sulfúrico (H_2SO_4), formando sulfato de chumbo ($PbSO_4$) e água.
c) Nos botes salva-vidas, comumente utiliza-se o hidreto de lítio (LiH), que reage em contato com a água, produzindo hidróxido de lítio (LiOH) e gás hidrogênio (H_2).

3. (Unicamp-SP) Sob condições adequadas, uma mistura de nitrogênio gasoso, $N_{2(g)}$, e de oxigênio gasoso, $O_{2(g)}$, reage para formar diferentes óxidos de nitrogênio. Se representarmos o elemento nitrogênio por ● e o elemento oxigênio por ○, duas dessas reações químicas podem ser esquematizadas como:

I —



II —



a) Dê a fórmula química do composto formado na reação esquematizada em **I**.
b) Escreva a equação química balanceada representada no esquema **II**.

CLASSIFICAÇÃO DAS REAÇÕES QUÍMICAS

Há várias maneiras de classificar as reações. Uma delas relaciona o número de substâncias que reagem e o número de substâncias produzidas. De acordo com esse critério, podemos ter os seguintes tipos de reação:

Reações de síntese ou adição

$$A + B \longrightarrow C$$

Quando duas ou mais substâncias originam um único produto.

Thales Trigo



Reação entre magnésio e oxigênio.

Exemplo: O magnésio reage com o oxigênio do ar, produzindo óxido de magnésio:

$$2\ Mg_{(s)} + 1\ O_{2(g)} \longrightarrow 2\ MgO_{(s)}$$

Essa reação é utilizada em *flashes* fotográficos descartáveis e foguetes sinalizadores.

Reações de análise ou decomposição

$$A \longrightarrow B + C$$

Quando uma única substância origina dois ou mais produtos.

CEDOC



***Air-bag* inflado de $N_{2(g)}$.**

Exemplo: Um composto de sódio ($NaN_{3(s)}$) é utilizado nos *air-bags* — dispositivos de segurança presentes em muitos automóveis. Quando esses dispositivos são acionados, a rápida decomposição do $NaN_{3(s)}$ origina $N_{2(g)}$, e esse gás infla os *air-bags*.

$$2\ NaN_{3(s)} \longrightarrow 3\ N_{2(g)} + 2\ Na_{(s)}$$

Reações de simples troca ou deslocamento

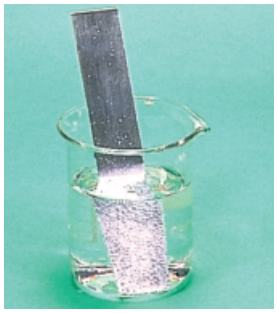
$$A + XY \longrightarrow AY + X$$

Quando uma substância simples reage com uma composta, originando uma nova substância simples e outra composta.

Exemplo: Quando introduzimos uma lâmina de zinco numa solução aquosa de ácido clorídrico, ocorre a formação de cloreto de zinco e a liberação do gás hidrogênio:

$$Zn_{(s)} + 2\ HC\ell_{(aq)} \longrightarrow ZnC\ell_{2(aq)} + H_{2(g)}\uparrow$$





Fotos: Thales Trigo

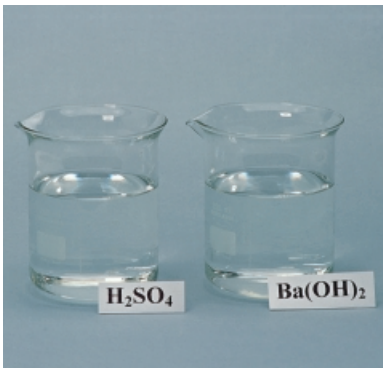
Dizemos, então, que o **zinco deslocou o hidrogênio**.

Reações de dupla troca

$AB + XY \longrightarrow AY + XB$

Quando duas substâncias compostas reagem, originando duas novas substâncias compostas.

Exemplo: O ácido sulfúrico reage com o hidróxido de bário, produzindo água e sulfato de bário, que é um sal branco insolúvel:





Fotos: Thales Trigo

$H_2SO_{4(aq)} + Ba(OH)_{2(aq)} \longrightarrow 2\ H_2O_{(\ell)} + BaSO_{4(aq)}$

Exercícios de classe

1. Classifique as seguintes reações:

a) $2\ KC\ell O_3 \longrightarrow 2\ KC\ell + 3\ O_2$
b) $N_2 + 3\ H_2 \longrightarrow 2\ NH_3$
c) $2\ HNO_3 + Ca(OH)_2 \longrightarrow Ca(NO_3)_2 + 2\ H_2O$
d) $CaCO_3 \longrightarrow CaO + CO_2$
e) $2\ K\ell + C\ell_2 \longrightarrow 2\ KC\ell + I_2$
f) $2\ NO_2 \longrightarrow N_2O_4$
g) $Mg + 2\ AgNO_3 \longrightarrow Mg(NO_3)_2 + 2\ Ag$
h) $BaC\ell_2 + H_2SO_4 \longrightarrow BaSO_4 + 2\ HC\ell$
i) $C_{12}H_{22}O_{11} \longrightarrow 12\ C + 11\ H_2O$
j) $Na_2CO_3 + 2\ HC\ell \longrightarrow 2\ NaC\ell + H_2O + CO_2$

2. (UFSC) Indique a(s) reação(ões) de dupla troca:

a) $NaOH + HBr \longrightarrow NaBr + H_2O$
b) $2\ A\ell + 3\ H_2SO_4 \longrightarrow A\ell_2(SO_4)_3 + 3\ H_2$
c) $Na_2S + FeC\ell_2 \longrightarrow FeS + 2\ NaC\ell$
d) $3\ NH_4OH + A\ell(NO_3)_3 \longrightarrow 3\ NH_4NO_3 + A\ell(OH)_3$
e) $C + H_2O \longrightarrow CO + H_2$
f) $C\ell_2 + 2\ KI \longrightarrow 2\ KC\ell + I_2$
g) $CuC\ell_2 + Zn \longrightarrow ZnC\ell_2 + Cu$

3. (Centec-BA)

I — $BaO + H_2O \longrightarrow Ba(OH)_2$
II — $2\ NaHCO_3 \xrightarrow{\Delta} Na_2CO_3 + H_2O + CO_2$
III — $Mg + 2\ AgNO_3 \longrightarrow Mg(NO_3)_2 + 2\ Ag$

As reações **I**, **II** e **III** classificam-se, respectivamente, como:

a) síntese, análise, simples troca.
b) análise, síntese, dupla troca.
c) simples troca, análise, síntese.
d) dupla troca, simples troca, análise.
e) síntese, dupla troca, simples troca.

CONDIÇÕES PARA A OCORRÊNCIA DE REAÇÕES QUÍMICAS

Reações de simples troca ou deslocamento

Para que essas reações ocorram, é necessário que as substâncias simples sejam mais reativas do que o elemento da substância composta que será deslocado.

$A + XY \longrightarrow AY + X$

A é mais reativo que **X** — **X** foi deslocado por **A**

Essa substância simples, genericamente chamada **A**, pode ser um **metal** ou um **ametal**.

Reatividade dos metais



Fotos: Thales Trigo



Se introduzirmos uma lâmina de zinco numa solução aquosa de sulfato de cobre, verificaremos que a solução descolore e que surge um depósito avermelhado de cobre sobre a lâmina de zinco.

Essa reação pode ser assim representada:

$$Zn_{(s)} + CuSO_{4(aq)} \longrightarrow ZnSO_{4(aq)} + Cu_{(s)}$$

Como os sais em solução aquosa se encontram dissociados, a reação poderá ser representada na forma iônica:

$$Zn_{(s)} + Cu^{2+}_{(aq)} + SO^{2-}_{4(aq)} \longrightarrow Zn^{2+}_{(aq)} + SO^{2-}_{4(aq)} + Cu_{(s)}$$

$$Zn_{(s)} + Cu^{2+}_{(aq)} \longrightarrow Zn^{2+}_{(aq)} + Cu_{(s)}$$

Isso nos indica que o zinco é mais reativo que o cobre.

Mediante a realização de uma série de reações semelhantes a esta, foi possível estabelecer uma **fila de reatividade** comparativa dos metais, que pode ser representada genericamente por:

$$K > Na > Li > Ca > Mg > A\ell > Zn > Fe > Ni > Pb > \boxed{H} > Cu > Hg > Ag > Pt > Au$$

Os metais menos reativos que o hidrogênio — Cu, Hg, Ag, Pt, Au — são denominados metais nobres. Essa fila de reatividade pode ser expressa de maneira simplificada:

metais alcalinos e metais alcalino-terrosos > outros metais > H > metais nobres

Pela consulta à fila de reatividade, pode-se prever a ocorrência ou não de uma reação de deslocamento.

Reatividade do ouro

O ouro é um dos metais menos reativos que existe, pois não reage com ácidos isolados.

Ele reage somente com uma mistura formada por três partes (volumes) de $HC\ell$ e uma parte de HNO_3, conhecida como **água régia**.

A reação pode ser representada pela equação:

$$Au_{(s)} + 3\ HNO_{3(aq)} + 4\ HC\ell_{(aq)} \longrightarrow HAuC\ell_{4(aq)} + 3\ H_2O_{(\ell)} + 3\ NO_{2(g)}$$

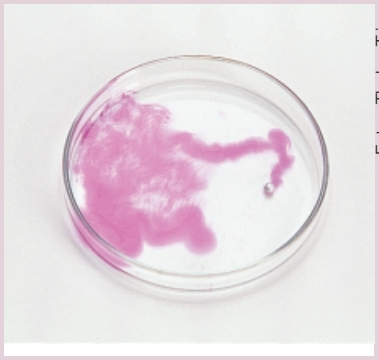
Reatividade dos metais com a água

À temperatura ambiente, os metais alcalinos e alguns alcalino-terrosos (Ca, Sr, Ba e Ra) reagem com a água, produzindo gás hidrogênio e o hidróxido correspondente:

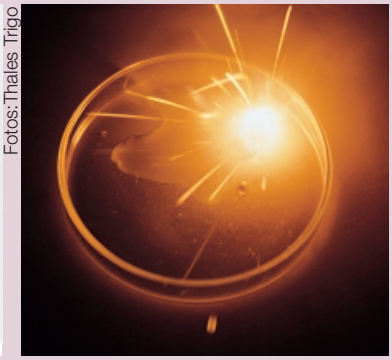
$$2\ Na_{(s)} + 2\ HOH_{(\ell)} \longrightarrow 2\ NaOH_{(aq)} + H_{2(g)}\uparrow$$



O sódio deve ser guardado em querosene para evitar que entre em contato com o ar e a água.



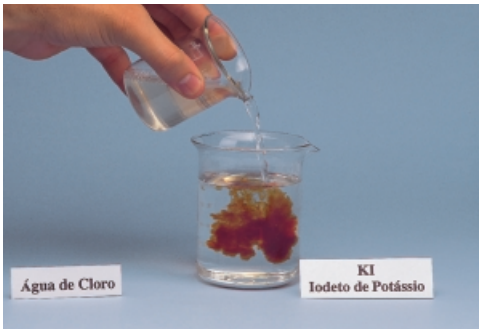
A coloração rósea evidencia a presença da base na solução que contém fenolftaleína.



Fotos: Thales Trigo

O hidrogênio liberado na reação sofre combustão ao reagir com o oxigênio presente no ar.

Reatividade dos ametais



Thales Trigo

Formação do I_2.

Ao misturarmos uma solução aquosa de $C\ell_2$ (água de cloro) a outra solução aquosa de KI, verificamos o aparecimento de uma coloração castanha devido à formação do I_2.

A reação ocorrida pode ser representada das seguintes maneiras:

$$C\ell_{2(aq)} + 2\ KI_{(aq)} \longrightarrow 2\ KC\ell_{(aq)} + I_{2(aq)}$$

ou

$$C\ell_{2(aq)} + 2\ \cancel{K^+_{(aq)}} + 2\ I^-_{(aq)} \longrightarrow 2\ \cancel{K^+_{(aq)}} + 2\ C\ell^-_{(aq)} + I_{2(aq)}$$

$$C\ell_{2(aq)} + 2\ I^-_{(aq)} \longrightarrow 2\ C\ell^-_{(aq)} + I_{2(aq)}$$

Como o cloro ($C\ell$) deslocou o iodo (I), pode-se concluir que ele é mais reativo que o iodo.

Por meio de reações semelhantes, foi determinada uma fila de reatividade dos ametais:

$$F > O > C\ell > Br > I > S > C$$

Reações de dupla troca

Para que essas reações ocorram, é necessário que pelo menos um dos produtos, quando comparado com os reagentes, apresente no mínimo uma das características a seguir:

- seja mais fraco (menos ionizado ou dissociado);
- seja mais volátil (passa com maior facilidade para o estado gasoso ou produz um gás);
- seja menos solúvel (ocorre a formação de um precipitado).

Formação de um produto mais fraco

Nesse caso devemos ter:

$$AB + XY \longrightarrow XB + AY,$$

em que XB e/ou AY devem ser mais fracos, ou seja, menos ionizados que os reagentes.

Veja alguns experimentos em que essa condição pode ser verificada.

1º Experimento

Uma das reações de dupla troca mais comuns são as neutralizações, que ocorrem entre ácidos e bases:

ácido + base ⟶ sal + água

Essas reações ocorrem porque a água formada está menos ionizada do que o ácido ou a base.

$$\underbrace{HC\ell_{(aq)}}_{\text{ácido muito ionizado}} + \underbrace{NaOH_{(aq)}}_{\text{base muito dissociada}} \longrightarrow NaC\ell_{(aq)} + \underbrace{H_2O_{(\ell)}}_{\text{substância pouco ionizada}}$$

$$\underbrace{H^+_{(aq)} + C\ell^-_{(aq)}}_{H^+_{(aq)}} + \underbrace{Na^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}}_{OH^-_{(aq)}} \longrightarrow Na^+_{(aq)} + C\ell^-_{(aq)} + \underbrace{H_2O_{(\ell)}}_{H_2O_{(\ell)}}$$

$$H^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)} \longrightarrow H_2O_{(\ell)}$$

2º Experimento

Outro exemplo de reação de dupla troca é a que ocorre quando são misturadas uma solução aquosa de hidróxido de sódio (NaOH) e uma solução aquosa de sulfato de alumínio [$A\ell_2(SO_4)_3$].

$$\underbrace{6\ NaOH_{(aq)}}_{\text{base forte}} + 1\ A\ell_2(SO_4)_{3(aq)} \longrightarrow \underbrace{2\ A\ell(OH)_{3(s)}}_{\text{base fraca}} + 3\ Na_2SO_{4(aq)}$$

$$\underbrace{6\ Na^+_{(aq)} + 6\ OH^-_{(aq)}}_{6\ OH^-_{(aq)}} + \underbrace{2\ A\ell^{3+}_{(aq)} + 3\ SO^{2-}_{4(aq)}}_{2\ A\ell^{3+}_{(aq)}} \longrightarrow 2\ A\ell(OH)_{3(s)} + 6\ Na^+_{(aq)} + 3\ SO^{2-}_{4(aq)}$$

$$6\ OH^-_{(aq)} + 2\ A\ell^{3+}_{(aq)} \longrightarrow 2\ A\ell(OH)_{3(s)}$$

Essa reação é facilmente perceptível a olho nu, pois ocorre a formação de hidróxido de alumínio, uma base insolúvel e, portanto, fraca, que se apresenta na solução na forma de flóculos, sendo este fenômeno denominado **floculação**.

Uma reação muito semelhante a essa, na qual ocorre a formação de flóculos de hidróxido de alumínio, é utilizada no tratamento de água nas grandes estações de tratamento e nas piscinas. Os flocos formados envolvem as partículas sólidas presentes na água, arrastando-as para o fundo, de onde serão removidas.

Formação de um produto mais volátil

Nesse caso devemos ter:

$$AB + XY \longrightarrow XB + AY,$$

em que pelo menos um dos produtos deve ser mais volátil que os reagentes.

Uma das reações mais comuns que satisfaz essa condição ocorre quando se adiciona um ácido a um sal do tipo carbonato (CO_3^{2-}) ou bicarbonato (HCO_3^-).

Um dos produtos formados é o ácido carbônico (H_2CO_3), muito instável e fraco, que se decompõe liberando gás carbônico (CO_2).

Essas reações podem ser genericamente representadas por:

• ácido + carbonato

$$2\,H^+_{(aq)} + CO^{2-}_{3(aq)} \longrightarrow CO_{2(g)} + H_2O_{(\ell)}$$

• ácido + bicarbonato

$$H^+_{(aq)} + HCO^-_{3(aq)} \longrightarrow CO_{2(g)} + H_2O_{(\ell)}$$

Esse tipo de reação ocorre, por exemplo, quando se usa o bicarbonato de sódio ($NaHCO_3$) para diminuir a acidez estomacal, pois ele reage com o ácido clorídrico presente no estômago:

$$\underset{\text{bicarbonato de sódio}}{NaHCO_{3(aq)}} + \underset{\text{ácido clorídrico}}{HC\ell_{(aq)}} \longrightarrow \underset{\text{cloreto de sódio}}{NaC\ell_{(aq)}} + \underset{\text{gás carbônico}}{CO_{2(g)}} + \underset{\text{água}}{H_2O_{(\ell)}}$$

$$\underbrace{Na^+_{(aq)} + HCO^-_{3(aq)}} + \underbrace{H^+_{(aq)} + C\ell^-_{(aq)}} \longrightarrow Na^+_{(aq)} + C\ell^-_{(aq)} + CO_{2(g)} + H_2O_{(\ell)}$$

$$HCO^-_{3(aq)} + H^+_{(aq)} \longrightarrow CO_{2(g)} + H_2O_{(\ell)}$$



Thales Trigo

Mediante a realização de um experimento simples, você pode reproduzir a reação que ocorre entre o bicarbonato de sódio e o ácido clorídrico. Pegue um pires e coloque nele um punhado de bicarbonato de sódio. Depois, adicione ao bicarbonato algumas gotas de vinagre ou suco de limão. As bolhas indicam a formação de gás carbônico (CO_2). Este mesmo gás, quando formado no estômago, poderá ser liberado por eructação ("arroto").

Quando gotejamos, por exemplo, uma solução aquosa de ácido sulfúrico (H_2SO_4) a outra solução aquosa de sulfeto de sódio (Na_2S), essas substâncias reagem e liberam o $H_2S_{(g)}$:

$$\underset{\text{ácido fixo}}{H_2SO_{4(aq)}} + Na_2S_{(aq)} \longrightarrow Na_2SO_{4(aq)} + \underset{\text{ácido volátil}}{H_2S_{(g)}}$$

$$\underbrace{2\,H^+_{(aq)} + SO^{2-}_{4(aq)}}_{2\,H^+_{(aq)}} + \underbrace{2\,Na^+_{(aq)} + S^{2-}_{(aq)}}_{S^{2-}_{(aq)}} \longrightarrow 2\,Na^+_{(aq)} + SO^{2-}_{4(aq)} + \underbrace{H_2S_{(g)}}_{H_2S_{(g)}}$$

A ocorrência dessa reação nem sempre é perceptível a olho nu, mas pode ser percebida pelo odor característico do $H_2S_{(g)}$: ovos podres.

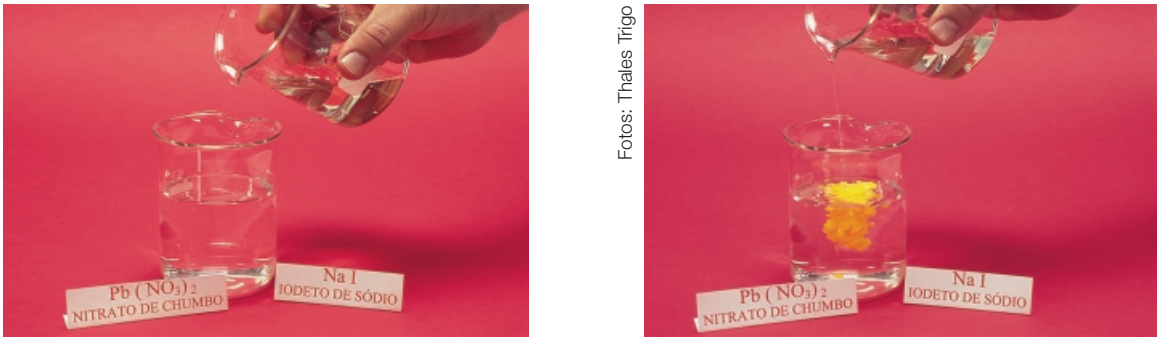
Formação de um produto menos solúvel ou insolúvel

Nesse caso devemos ter:

$$AB + XY \longrightarrow XB + AY,$$

em que pelo menos um dos produtos deve ser menos solúvel que os reagentes.

Um exemplo dessa reação pode ser observado quando misturamos duas soluções aquosas de nitrato de chumbo [$Pb(NO_3)_2$] e iodeto de sódio (NaI):



Fotos: Thales Trigo

Formação de precipitado (PbI_2) decorrente da reação entre nitrato de chumbo e iodeto de sódio.

$$\underset{\text{solúvel}}{Pb(NO_3)_{2(aq)}} + 2\,\underset{\text{solúvel}}{NaI_{(aq)}} \longrightarrow \underset{\text{insolúvel}}{PbI_{2(s)}} + 2\,NaNO_{3(aq)}$$

$$\underbrace{Pb^{2+}_{(aq)} + 2\,NO^-_{3(aq)}}_{Pb^{2+}_{(aq)}} + \underbrace{2\,Na^+_{(aq)} + 2\,I^-_{(aq)}}_{2\,I^-_{(aq)}} \longrightarrow \underbrace{PbI_{2(s)}}_{\underset{\text{precipitado}}{PbI_{2(s)}}} + 2\,Na^+_{(aq)} + 2\,NO^-_{3(aq)}$$

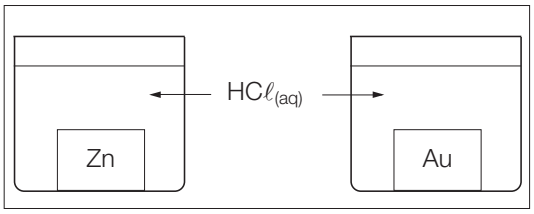
A ocorrência dessa reação é perceptível a olho nu, pois forma-se um precipitado.

Exercícios de classe

1. Utilizando a fila de reatividade, complete as equações das reações que realmente ocorrem, representando-as também na forma iônica:

a) $Cu + NiC\ell_2 \longrightarrow$
b) $Zn + NiSO_4 \longrightarrow$
c) $Zn + CuSO_4 \longrightarrow$
d) $Ni + CuSO_4 \longrightarrow$
e) $Cu + AgNO_3 \longrightarrow$
f) $A\ell + AgNO_3 \longrightarrow$
g) $Zn + HC\ell \longrightarrow$
h) $Ag + HC\ell \longrightarrow$

2. Um laboratorista tinha de guardar duas amostras metálicas, uma de ouro e outra de zinco. Para evitar que outras pessoas pudessem tocar nas amostras, colocou-as em dois frascos contendo $HC\ell_{(aq)}$.



Você acha que a idéia do laboratorista foi boa? Justifique sua resposta.

3. (UFRJ) Reações de deslocamento ou simples troca são aquelas em que uma substância simples de um elemento mais reativo desloca outro de uma substância composta.
Um exemplo de reação de deslocamento, em que o cálcio desloca o hidrogênio, é apresentado a seguir:

$$Ca_{(s)} + 2\ HNO_{3(aq)} \longrightarrow Ca(NO_3)_{2(aq)} + H_{2(g)}$$

a) Qual o nome do sal formado nessa reação?
b) Por analogia, apresente a equação da reação em que o alumínio desloca o hidrogênio do ácido clorídrico.

4. Escreva as equações iônicas das reações que ocorrem realmente:

a) $C\ell_2 + 2\ NaBr \longrightarrow$ c) $I_2 + 2\ NaC\ell \longrightarrow$
b) $Br_2 + 2\ NaI \longrightarrow$ d) $I_2 + 2\ NaBr \longrightarrow$

5. No comércio, são vendidos alguns produtos destinados a remover manchas de ferrugem $[Fe(OH)_3]$ de peças de roupas; porém, a maioria das donas-de-casa executa essa remoção usando suco de limão, que contém ácido cítrico, ou vinagre, que contém ácido acético (H_3C — COOH). Escreva a equação que representa a reação entre a ferrugem e o ácido acético e justifique sua ocorrência.

6. Escreva as equações (comum e iônica) que representam a reação ocorrida entre o cloreto de amônio ($NH_4C\ell$) e o hidróxido de sódio (NaOH). Justifique a ocorrência dessa reação.

7. Nos Estados Unidos, ainda hoje alguns criminosos são condenados à morte nas chamadas câmaras de gás, que consistem de recintos fechados, em que o prisioneiro é amarrado a uma cadeira. Através de um comando externo, o carrasco faz mergulhar drágeas de cianeto de potássio (KCN) em um frasco contendo ácido sulfúrico concentrado (H_2SO_4 conc.). Equacione, pela maneira habitual e pela forma iônica, a reação que ocorre no processo descrito e justifique sua ocorrência.

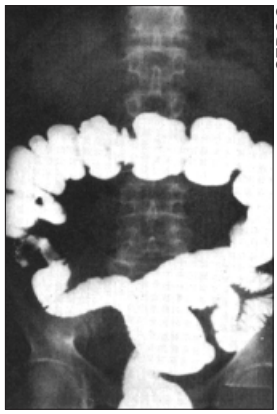
8. (Unicamp-SP) Ácido clorídrico comercial, vendido com o nome de ácido muriático, é muito empregado na limpeza de pisos de pedra. Entretanto, ele não deve ser usado em piso de mármore, devido à reação que ocorre entre esse ácido e o carbonato de cálcio constituinte do mármore.

a) Escreva a equação química que representa essa reação.

Na limpeza de uma casa, acidentalmente caiu um pouco de ácido muriático sobre o piso de mármore. O dono da casa agiu rapidamente. Absorveu o ácido com um pano e, a seguir, espalhou sobre o local atingido um dos seguintes "produtos" comumente encontrados numa residência: vinagre, água, amoníaco ou sal de cozinha. Dentre essas opções, o dono escolheu a melhor.

b) Qual foi essa opção? Justifique sua resposta.

9. Pacientes que necessitam de raios X do trato intestinal devem ingerir previamente uma suspensão de sulfato de bário ($BaSO_4$).


CEDOC

Esse procedimento permite que as paredes do intestino fiquem revestidas pelo sulfato de bário, que é opaco aos raios X, permitindo uma análise médica das condições do intestino.
O sulfato de bário pode ser obtido mediante as seguintes reações:

a) $Ba(OH)_{2(aq)} + H_2SO_{4(aq)} \longrightarrow$
b) $BaC\ell_{2(aq)} + Na_2SO_{4(aq)} \longrightarrow$
c) $Ba(NO_3)_{2(aq)} + K_2SO_{4(aq)} \longrightarrow$

10. Uma das tinturas de cabelo, de cor preta, mais barata e mais usada, consiste num precipitado preto de AgOH, que adere aos cabelos durante certo tempo. Considerando que os reagentes utilizados sejam o nitrato de prata ($AgNO_3$) e o hidróxido de amônio $[NH_4OH_{(aq)}]$, equacione a reação e explique por que ela ocorre.

Exercícios propostos

1. (FEI-SP) Das reações químicas que ocorrem:

I — nos *flashes* fotográficos descartáveis;
II — com o fermento químico para fazer bolos;
III — no ataque de ácido clorídrico ao ferro;
IV — na formação de hidróxido de alumínio usado no tratamento de água;
V — na câmara de gás;

representadas, respectivamente, pelas equações:

I — $2\ Mg + O_2 \longrightarrow 2\ MgO$
II — $NH_4HCO_3 \longrightarrow CO_2 + NH_3 + H_2O$
III — $Fe + 2\ HC\ell \longrightarrow FeC\ell_2 + H_2$
IV — $A\ell_2(SO_4)_3 + 6\ NaOH \longrightarrow 2\ A\ell(OH)_3 + 3\ Na_2SO_4$
V — $H_2SO_4 + 2\ KCN \longrightarrow K_2SO_4 + 2\ HCN$

Indique a alternativa que corresponde a reações de decomposição:

a) apenas I e III.
b) apenas II e IV.
c) apenas I.
d) apenas II.
e) apenas V.

2. (UFMG) Colocando-se um frasco de ácido clorídrico junto a outro de amônia e retirando-se as rolhas de ambos, nota-se a formação de fumaça branca intensa, constituída de cloreto de amônio ($HC\ell + NH_3 \longrightarrow NH_4C\ell$).

Esta experiência é um exemplo de:

a) síntese.
b) decomposição.
c) reação de substituição.
d) reação de dupla troca.
e) sublimação.

3. (FURRN) No filme fotográfico, quando exposto à luz, ocorre a reação:

$$2\ AgBr \longrightarrow 2\ Ag + Br_2$$

Essa reação pode ser classificada como:

a) pirólise.
b) eletrólise.
c) fotólise.
d) síntese.
e) simples troca.

4. (MACK-SP) A seqüência que representa respectivamente reações de síntese, análise, simples troca e dupla troca é:

I — $Zn + Pb(NO_3)_2 \longrightarrow Zn(NO_3)_2 + Pb$
II — $FeS + 2\ HC\ell \longrightarrow FeC\ell_2 + H_2S\uparrow$
III — $2\ NaNO_3 \longrightarrow 2\ NaNO_2 + O_2\uparrow$
IV — $N_2 + 3\ H_2 \longrightarrow 2\ NH_3$

a) I, II, III e IV.
b) III, IV, I e II.
c) IV, III, I e II.
d) I, III, II e IV.
e) II, I, IV e III.

5. (Fuvest-SP) Misturam-se duas soluções preparadas com o mesmo solvente. Indique dois fatos, observáveis a olho nu, que demonstrem a ocorrência de uma reação química nesse processo.

6. (Vunesp-SP) Mergulha-se uma lâmina limpa de níquel em uma solução azul de sulfato de cobre. Observa-se que a lâmina fica recoberta por um depósito escuro e que, passado algum tempo, a solução se torna verde. Explique o que ocorreu:

a) na lâmina de níquel;
b) na solução.

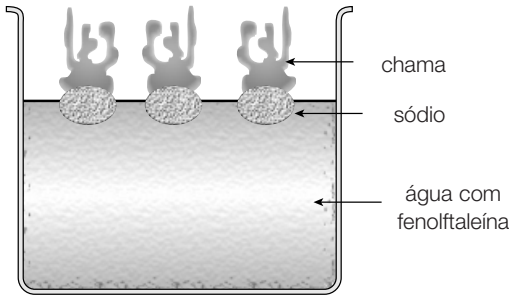
7. (UFPA) O sódio é um metal mole, de cor prateada, que reage violentamente com água, como está equacionado a seguir:

$$2\ Na_{(s)} + 2\ H_2O_{(\ell)} \longrightarrow 2\ NaOH_{(aq)} + H_{2(g)}$$

Esta reação química é identificada como:

a) adição.
b) análise.
c) dupla troca.
d) simples troca.
e) neutralização.

8. (Fuvest-SP) Coloca-se em um recipiente de vidro água destilada, gotas de solução de fenolftaleína e, em seguida, pedaços de sódio metálico:



Observa-se, então, violenta reação do metal com a água, resultando chama na superfície exposta do metal e coloração rósea na solução. A chama e a coloração resultam, respectivamente, da queima de:

a) hidrogênio produzido na reação e aumento de pH.
b) oxigênio produzido na reação e aumento de pH.
c) nitrogênio do ar e aumento de pH.

d) hidrogênio produzido na reação e diminuição de pH.
e) nitrogênio do ar e diminuição de pH.

Informação: o pH da água é menor que o das soluções básicas e maior que o das soluções ácidas.

9. (Unicamp-SP) Para identificar minerais, pode-se fazer uso de propriedades físicas, como a dureza (resistência ao risco) e algumas análises químicas, como reações com ácidos inorgânicos.

Três amostras de minerais denominados **A**, **B** e **C** foram analisadas conforme os métodos da escala de dureza e da reação com ácidos. Os resultados encontram-se na tabela a seguir:

Amostra	Dureza	Reação com ácido
A	é riscada apenas pela lâmina de aço	não libera gás
B	é riscada pela lâmina de ferro	não libera gás
C	é riscada pela lâmina de ferro	libera gás

A escala de dureza utilizada foi a seguinte: unha < lâmina de ferro < lâmina de aço. No teste das reações com ácidos inorgânicos, levou-se em conta o desprendimento de gases, como o gás carbônico e o gás sulfídrico. Estas três amostras são dos minerais $CaCO_3$, $SrSO_4$ e MnO(OH) (não necessariamente nessa ordem). Sabe-se que o MnO(OH) é capaz de produzir riscos nos outros dois minerais.

a) Correlacione as amostras **A**, **B** e **C** com as três fórmulas fornecidas.
b) Se a informação sobre a dureza do MnO(OH) em relação aos outros dois minerais fosse desconhecida, qual dos três minerais da tabela (dê a fórmula) poderia ser identificado com absoluta certeza? Justifique.

10. (MACK-SP) Dada a reatividade em ordem decrescente dos halogênios, F > Cℓ > Br > I, a equação **incorreta** é:

a) $2\ NaF + C\ell_2 \longrightarrow 2\ NaC\ell + F_2$
b) $2\ NaI + F_2 \longrightarrow 2\ NaF + I_2$
c) $2\ NaBr + C\ell_2 \longrightarrow 2\ NaC\ell + Br_2$
d) $2\ NaI + Br_2 \longrightarrow 2\ NaBr + I_2$
e) $2\ NaBr + F_2 \longrightarrow 2\ NaF + Br_2$

11. (UFMG — mod.) Dê os produtos e a equação balanceada das reações químicas envolvendo os seguintes reagentes:

a) óxido de alumínio + água
b) cobre + nitrato de prata
c) fosfato de cálcio + ácido sulfúrico
d) hidróxido de bário + ácido nítrico

12. (UFU-MG) Um comprimido efervescente antiácido é em geral uma mistura sólida de bicarbonato de sódio, carbonato de sódio, ácido cítrico e às vezes ácido acetilsalicílico ou sulfato de magnésio. Ao ser colocado em água, o gás que se desprende durante a efervescência é o:

a) H_2.
b) O_2.
c) OH.
d) CO.
e) CO_2.

13. (Vunesp-SP) Os corais, animais marinhos encontrados unicamente em mares tropicais, são dotados de um esqueleto formado por carbonato de cálcio. O carbonato de cálcio é capaz de reagir com água e com o gás carbônico nela dissolvido para formar o sal solúvel bicarbonato de cálcio.
Escreva a equação balanceada de dissolução do carbonato de cálcio, segundo a reação mencionada, indicando o estado físico de cada reagente.

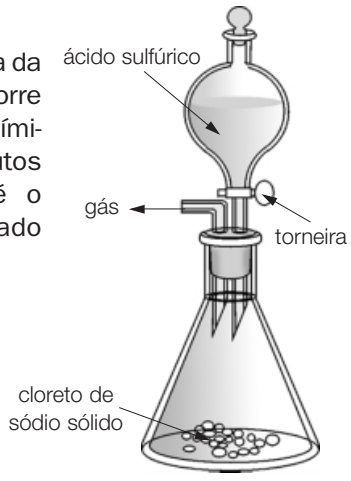
14. (Unicamp-SP) Você tem diante de si um frasco com um pó branco que pode ser um dos seguintes sais: cloreto de sódio (NaCℓ), carbonato de sódio (Na_2CO_3) ou carbonato de cálcio ($CaCO_3$). Num livro de Química você encontrou as seguintes informações:

a) "Todos os carbonatos em presença de ácido clorídrico produzem efervescência."
b) "Todos os carbonatos são insolúveis, com exceção dos carbonatos de metais alcalinos (Li, Na, K, Rb, Cs) e de amônio (NH_4^+)."
c) "Todos os cloretos são solúveis, com exceção dos cloretos de chumbo, prata e mercúrio."

Dispondo apenas de recipientes de vidro, água e ácido clorídrico, como você faria para identificar o sal?

15. (FUC-MT)
Abrindo a torneira da aparelhagem, ocorre uma reação química. Um dos produtos dessa reação é o gás representado pela fórmula:

a) H_2.
b) $C\ell_2$.
c) SO_3.
d) SO_2.
e) HCℓ.



16. (Cesgranrio-RJ) Um químico, em seu laboratório, dispunha de algumas substâncias sólidas guardadas em frascos de vidro devidamente rotulados. Após um acidente, os rótulos de três frascos foram danificados e os nomes das substâncias desapareceram. Consultando seu cadastro de reagentes, o químico concluiu que as substâncias somente poderiam ser o sulfeto de sódio, o nitrato de prata e o brometo de potássio. Com base no exposto, poderemos concluir que o químico só **não** poderá afirmar que a substância que:

Dados:

$AgC\ell$ — sólido branco de baixa solubilidade em água.

AgI — sólido amarelo de baixa solubilidade em água.

$C\ell_2$ — substância incolor em solução aquosa.

Br_2 — substância de coloração alaranjada em solução aquosa.

I_2 — substância de coloração castanha em solução aquosa.

H_2S — gás de odor desagradável (cheiro de ovo podre).

a) liberar gás de odor desagradável, em meio fortemente ácido, é o sulfeto de sódio.

b) reagir com solução aquosa de cloro, tornando-a laranja, é o brometo de potássio.

c) reagir com solução aquosa de iodo, tornando-a incolor, é o brometo de potássio.

d) formar precipitado branco com solução aquosa de cloreto de sódio é o nitrato de prata.

e) formar precipitado amarelo com solução aquosa de iodeto de sódio é o nitrato de prata.

17. (Unesp-SP) Considere as seguintes experiências de laboratório:

I — Adição de uma solução aquosa de brometo de sódio a uma solução aquosa de nitrato de prata.

II — Adição de uma solução aquosa de ácido sulfúrico a um pedaço de zinco metálico.

III — Adição de um pedaço de sódio metálico à água.

IV — Borbulhamento de cloreto de hidrogênio em água.

V — Adição de uma solução aquosa de cloreto de bário a uma solução aquosa de carbonato de sódio.

a) Escreva as equações químicas balanceadas correspondentes às experiências nas quais há formação de precipitado.

b) Escreva os nomes oficiais dos precipitados formados.



Faça você mesmo

Prata preta

É muito freqüente acontecer de, com o tempo, os objetos de prata perderem seu aspecto brilhante, tornando-se embaçados e até mesmo pretos. Isso ocorre porque os átomos de prata da superfície do objeto reagem com outras substâncias.

A prata perde seu brilho, por exemplo, ao reagir com derivados de enxofre, presentes em vários alimentos e no próprio ar, formando uma película escura de sulfato de prata (Ag_2S).

Uma maneira grosseira de removermos esta película escura, devolvendo o brilho ao objeto, é raspando-o com um material abrasivo, como uma palha de aço. Este método tem o inconveniente de retirar parte da prata do objeto, desgastando-o.

A química, porém, nos fornece uma maneira mais vantajosa de removermos essa película escura, sem que ocorra desgaste da prata e sem esforço físico.

A remoção dessa película de sulfeto de prata pode ser feita utilizando um metal que substitua a prata apenas na película. Um dos metais que pode ser utilizado é o alumínio, que reage com o sulfeto de prata da seguinte maneira:

$$\underbrace{2\ A\ell_{(s)}}_{\text{alumínio}} + \underbrace{3\ Ag_2S_{(s)}}_{\substack{\text{sulfeto de}\\ \text{prata (mancha)}}} \longrightarrow \underbrace{A\ell_2S_{3(s)}}_{\substack{\text{sulfeto de}\\ \text{alumínio}}} + \underbrace{6\ Ag_{(s)}}_{\text{prata}}$$

Pela equação podemos observar que a prata que havia sido retirada do objeto na forma de sulfeto de prata (Ag_2S) volta a se depositar sobre ele na forma de prata (Ag). Para fazer a limpeza de objetos de prata, você pode proceder da seguinte maneira: pegue uma panela de alumínio, encha-a com água e adicione uma colher de sopa de detergente.

Mergulhe na panela os objetos de prata que você quer limpar. Para tornar esse processo mais rápido, aqueça a panela. A finalidade do detergente nesse processo é de simples desengordurante, tanto da película (mancha) como da panela.



EXERCÍCIOS GLOBALIZANTES

Leia o texto a seguir e, depois, resolva as questões.

Atmosfera artificial

Na Terra, devido a um conjunto de processos naturais, a atmosfera apresenta uma composição praticamente constante: N_2 = 78%, O_2 = 21%, Ar ≅ 1% e CO_2 ≅ 0,04%.

Com o desenvolvimento tecnológico, o ser humano precisou criar condições de manutenção da vida em ambientes fechados, como em submarinos, aviões e naves espaciais. Nestes ambientes, tanto a tripulação como os passageiros morreriam asfixiados com o aumento da concentração de CO_2. Esse problema foi superado com a criação de purificadores de ar. Esses aparelhos retiram do ar os gases indesejáveis, regenerando o oxigênio (O_2) por meio de reações químicas.

Nos ônibus espaciais do tipo *space shuttle*, usados em vôos curtos, o oxigênio para reposição fica armazenado em cilindros. Apesar disso, o CO_2 precisa ser retirado do ambiente. Sabendo-se que o gás carbônico é um óxido ácido, o ar ambiente é forçado a passar por reservatórios especiais, os quais contêm hidróxido de lítio (LiOH), substância que, em contato com o CO_2, produz a seguinte reação:

$$\text{I} — CO_{2(g)} + 2\ LiOH_{(s)} \longrightarrow Li_2CO_{3(s)} + H_2O_{(\ell)}$$

A escolha do LiOH deve-se ao fato de a sua massa ser a menor, entre todos os hidróxidos, para a retirada da mesma quantidade de CO_2. Repare que um dos produtos formados é a água, substância de grande importância no espaço.

Na estação espacial russa Salyut, o O_2 é regenerado a partir da reação do CO_2 com o superóxido de potássio:

superóxidos são compostos binários com ânion $^{-}O — O — O — O^{-}$ (O_4^{2-})

$$\text{II} — 2\ K_2O_{4(s)} + 2\ CO_{2(g)} \longrightarrow 2\ K_2CO_{3(s)} + 3\ O_{2(g)}$$

Em missões espaciais de longa duração, o K_2O_4 pode ser totalmente consumido, no entanto, continuará sendo necessário regenerar o O_2. Neste caso, podemos provocar uma

reação em várias etapas com o gás hidrogênio (H_2), que pode ser representada, de forma simplificada, por:

$$\text{III} \text{ — } CO_{2(g)} + 2\ H_{2(g)} \longrightarrow C_{(s)} + 2\ H_2O_{(\ell)}$$

Os dois produtos dessa reação são importantes para a manutenção da vida numa estação espacial:

• o carbono, obtido na forma de pó, pode ser usado como filtro para a retirada de odores desagradáveis do ar;

• a água pode ser decomposta em H_2 e O_2 pela passagem de corrente elétrica. A energia necessária para essa reação é fornecida pelo uso de células fotoelétricas ou de painéis solares:

$$\text{IV} \text{ — } 2\ H_2O_{(\ell)} \xrightarrow{\text{eletrólise}} 2\ H_2(g) + O_{2(g)}$$

O H_2 pode ser usado para regenerar a água, quando posto para reagir com o $O_{2(g)}$:

$$\text{V} \text{ — } 2\ H_{2(g)} + O_{2(g)} \xrightarrow{\text{faísca}} 2\ H_2O_{(\ell)}$$

(**Dados** os números atômicos: $_{7}N$, $_{8}O$, $_{6}C$, $_{18}Ar$, $_{3}Li$ e $_{19}K$)

1. O ar atmosférico é uma substância pura ou uma mistura? Em caso de mistura, homogênea ou heterogênea?

2. Qual gás é considerado vital?

3. Qual o nome do processo utilizado para separar os componentes do ar?

4. Considere os isótopos do oxigênio:

$$^{16}_{8}O,\ ^{17}_{8}O,\ ^{18}_{8}O$$

Indique as massas das moléculas de O_2 possíveis de serem formadas.

5. No texto foram citados 4 elementos químicos que entram na composição do ar. Identifique esses elementos e indique sua localização na tabela periódica. Aponte o elemento de menor raio atômico.

6. Classifique as substâncias presentes na equação I em iônicas ou moleculares.

7. Represente a fórmula estrutural do sal presente na equação I.

8. Dentre os elementos presentes no texto, quais apresentam variedades alotrópicas?

9. Ao observar os reagentes da equação III, qual apresenta o maior ponto de ebulição? Justifique.

10. Faça a reação do óxido ácido presente na reação II com a água. Indique o nome do produto formado.

11. Equacione a reação de neutralização total da base presente na equação I com o ácido sulfúrico. Identifique o nome do composto iônico formado.

12. Dê o nome dos sais presentes nas equações apresentadas no texto.

13. Como poderiam ser classificadas as reações IV e V?

14. Na reação I, utilizou-se hidróxido de lítio para remoção de $CO_{2(g)}$. Indique dois produtos caseiros que teoricamente apresentam as mesmas propriedades do hidróxido de lítio.

15. O gás carbônico, ao reagir com a água, origina uma solução ácida. Equacione e classifique esta reação. Indique alguns produtos que apresentam essa solução.

16. Qual o principal responsável pelo efeito estufa?

17. A solução ácida obtida pela dissolução de gás carbônico em água poderia ser neutralizada mediante a utilização de soda cáustica. Equacione e classifique esta reação.

UNIDADE 7
Relações de massa

MASSAS DOS ÁTOMOS

É muito importante, tanto nas atividades em laboratório como nas indústrias, saber antecipadamente as quantidades de reagentes que devemos usar para obter a quantidade desejada de produtos.

A previsão das quantidades só é possível através de cálculos das massas e dos volumes das substâncias envolvidas nas reações químicas. No entanto, muitas vezes é necessário determinar também o número de átomos ou de moléculas das substâncias que reagem ou são produzidas. Para isso, um primeiro passo é conhecer a massa dos átomos.

Thales Trigo



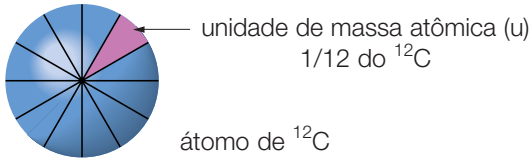
Como átomos ou moléculas são entidades muito pequenas para serem "pesadas" isoladamente, foi estabelecido um padrão para comparar suas massas.

Determinar a massa de um corpo ("pesá-lo") é comparar sua massa com um padrão de massa conveniente e previamente escolhido.

UNIDADE DE MASSA ATÔMICA (U)

Atualmente, nossa escala de massas atômicas está baseada no isótopo mais comum do carbono, com número de massa igual a 12 (^{12}C), ao qual foi atribuída exatamente a massa de 12 unidades de massa atômica (u).

Unidade de massa atômica (u) é a massa de 1/12 do átomo de carbono com número de massa igual a 12 (^{12}C).



- O ^{12}C foi escolhido em 1962 e é usado atualmente em todos os países do mundo.
- 1 u = $1{,}66054 \cdot 10^{-24}$ g.

Massa atômica de um átomo (MA)

A massa atômica de um átomo é sua massa determinada em **u**, ou seja, é a massa comparada com 1/12 da massa do ^{12}C.

As massas atômicas dos diferentes átomos podem ser determinadas experimentalmente com grande precisão, usando um aparelho denominado espectrômetro de massa.

Para facilitar nossos cálculos não usaremos esses valores exatos; faremos um "arredondamento" para o número inteiro mais próximo:

Massa atômica do $^{4}_{2}He$	4,0030 u	4 u
Massa atômica do $^{19}_{9}F$	18,9984 u	19 u
Massa atômica do $^{27}_{13}A\ell$	26,9815 u	27 u

Observação

Os valores arredondados das massas atômicas são iguais aos números de massa (A) dos átomos; por esse motivo, usaremos o A como se fosse o MA.

Massa atômica de um elemento

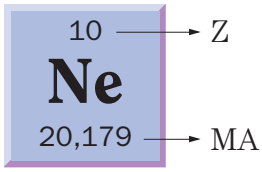
A massa atômica de um elemento é a média ponderada das massas atômicas de seus isótopos. Vejamos como se calcula a massa atômica do elemento neônio, que é constituído de três isótopos.

Isótopos	Massa atômica	Constituição
^{20}Ne	20,00 u	90,92%
^{21}Ne	21,00 u	0,26%
^{22}Ne	22,00 u	8,82%

Cálculo da massa atômica do elemento neônio:

$$\left.\begin{array}{l} 20{,}00 \cdot 90{,}92 = 1818{,}4 \\ 21{,}00 \cdot \ 0{,}26 = \ \ 5{,}46 \\ 22{,}00 \cdot \ 8{,}82 = 194{,}04 \end{array}\right\} \frac{2017{,}9}{100} = 20{,}179 \text{ u}$$

Logo, a massa atômica do elemento neônio será igual a 20,179 u, e a sua representação na tabela periódica é feita conforme indicado na ilustração ao lado.



Massa molecular

É a soma das massas atômicas dos átomos que constituem as moléculas. Vejamos alguns exemplos:

(massas atômicas: H = 1 u O = 16 u C = 12 u)

H_2O: $2 \cdot 1 = 2$; $1 \cdot 16 = 16$ (+)

massa molecular do H_2O — MM = 18 u

C_5H_{10}: $5 \cdot 12 = 60$; $10 \cdot 1 = 10$ (+)

massa molecular do C_5H_{10} — MM = 70 u

Observação:

Para compostos **iônicos**, utiliza-se a expressão **massa-fórmula**. Por simplificação, é comum utilizar o termo **massa atômica** tanto para átomos como para íons monoatômicos, enquanto o termo **massa molecular** é utilizado tanto para compostos moleculares como para iônicos.

CONSTANTE DE AVOGADRO OU NÚMERO DE AVOGADRO

Como contar a quantidade de grãos de arroz existentes num saco de 5 kg? Existe uma maneira mais prática do que contar os grãos um por um. Inicialmente contamos certa quantidade de grãos e determinamos sua massa. A seguir estabelecemos uma relação entre a massa dessa quantidade fixa e a massa do arroz contida no saco.

amostra = ... grãos ———— .... g

saco x ———— 5 000 g

Veja como isso pode ser feito:

Vamos supor que 100 grãos de arroz tenham massa de 2 g. Usando a relação entre massa e número de grãos, temos:

$$\begin{array}{rcl} 100 \text{ grãos} & \text{———————} & 2 \text{ g} \\ x & \text{———————} & 5\,000 \text{ g} \end{array}$$

$$x = \frac{100 \cdot 5\,000}{2} = 250\,000 \text{ ou } \boxed{2{,}5 \cdot 10^5 \text{ grãos}}$$

Um procedimento semelhante nos permite descobrir o número de partículas numa amostra.

Amedeo Avogadro (1776-1856) foi o primeiro cientista a conceber a idéia de que uma amostra de um elemento, com massa em gramas numericamente igual à sua massa atômica (MA), apresenta sempre o mesmo número de átomos (N).

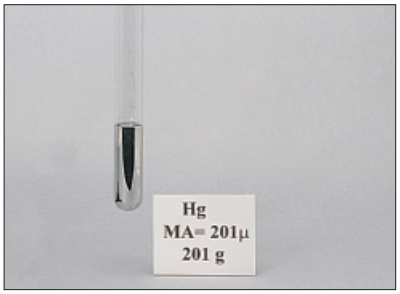
Avogadro não conseguiu determinar o valor de **N**. Ao longo do século XX, muitos experimentos — bastante engenhosos — foram feitos para determinar esse número **N**, denominado posteriormente **Número de Avogadro** (Constante de Avogadro), em homenagem ao cientista.

Esse número (N) tem como valor aceito atualmente:

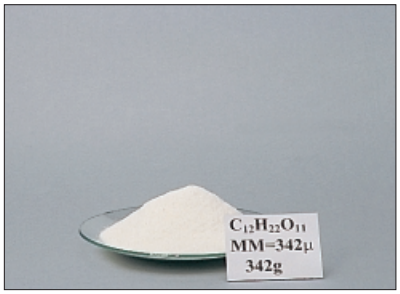
$6{,}022 \cdot 10^{23}$ ou $\mathbf{6{,}02 \cdot 10^{23}}$ ou ainda $6{,}0 \cdot 10^{23}$

Em uma massa em gramas numericamente igual à **massa atômica**, para qualquer elemento, existem $6{,}02 \cdot 10^{23}$ átomos.

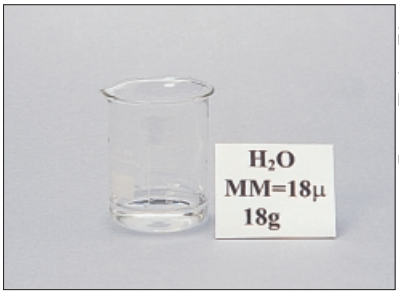
Em uma massa em gramas numericamente igual à **massa molecular** (**MM**), para qualquer substância molecular, existem $6{,}02 \cdot 10^{23}$ moléculas.



Em 201 g de mercúrio existem $6{,}02 \cdot 10^{23}$ átomos deste elemento.



Em 342 g de sacarose há $6{,}02 \cdot 10^{23}$ moléculas desta substância.



Em 18 g de água encontramos $6{,}02 \cdot 10^{23}$ moléculas de água.

Fotos: Thales Trigo

MOL: A UNIDADE DE QUANTIDADE DE SUBSTÂNCIAS

No nosso cotidiano, compramos, vendemos e contamos coisas indicando sua massa (1 quilo de açúcar) ou seu volume (1 litro de leite) ou ainda seu número de unidades.

Em Química, como trabalhamos com átomos e moléculas, que são extremamente pequenos, vamos tomar, como unidade, os conjuntos formados por $6{,}02 \cdot 10^{23}$ partículas (átomos, moléculas, íons etc.). Essa unidade recebe o nome de **mol**.



Thaís Falcão

1 dúzia = 12 unidades

Atualmente, por resolução da IUPAC:

Mol é a quantidade de substância que contém tantas entidades elementares quanto são os átomos de ^{12}C contidos em 0,012 kg (12 g) de ^{12}C.

Como em 12 g de ^{12}C existem $6{,}02 \cdot 10^{23}$ átomos:

Mol é a quantidade de substância que contém $6{,}02 \cdot 10^{23}$ entidades.

1 mol de átomos:	é a quantidade de substância que contém	$6{,}02 \cdot 10^{23}$ átomos
1 mol de moléculas:		$6{,}02 \cdot 10^{23}$ moléculas
1 mol de fórmulas:		$6{,}02 \cdot 10^{23}$ fórmulas
1 mol de íons:		$6{,}02 \cdot 10^{23}$ íons
1 mol de elétrons:		$6{,}02 \cdot 10^{23}$ elétrons



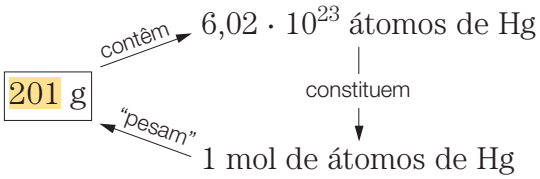
A ilustração traz o tema escolhido para a comemoração do Dia do Mol 2002. Esse dia (23 de outubro) é comemorado nos Estados Unidos, Canadá, Austrália e em vários países da Europa. Alunos e professores participam de uma série de eventos culturais e festivos nesta data.

MASSA MOLAR (M)

Massa molar é a massa que contém $6{,}02 \cdot 10^{23}$ entidades.
Sua unidade é grama mol^{-1} (g/mol).

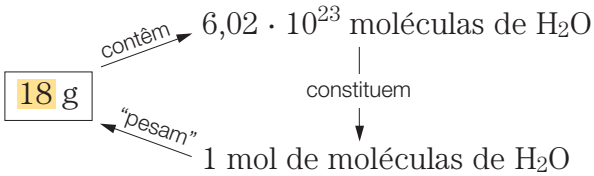
Veja alguns exemplos:

mercúrio (Hg) MA = 201 u



Massa molar do Hg = 200 g/mol

água (H_2O) MM = 18 u



Massa molar da H_2O = 18 g/mol

DETERMINAÇÃO DA QUANTIDADE DE SUBSTÂNCIA = NÚMERO DE MOL

É a relação entre a massa (m) de uma amostra de substância e sua massa molar (M).

Matematicamente, temos $\mathbf{n} = \dfrac{m\ (g)}{M\ (g\ mol^{-1})} \Rightarrow \mathbf{n} = \dfrac{m}{M}\ mol$

Conhecendo o número de mol, podemos estabelecer uma relação entre a massa (g) e o número de partículas.

Se:		"pesam"		contêm	
1 mol de	.....	→	..... gramas	→	$6{,}02 \cdot 10^{23}$ .....
	átomos		MA (gramas)		átomos · mol^{-1}
	moléculas		MM (gramas)		moléculas · mol^{-1}
Então:					
n mol de	.....	"pesam" →	**n** · ..... gramas	contêm →	**n** · $6{,}02 \cdot 10^{23}$ .....

EXERCÍCIO RESOLVIDO

Considere um copo contendo 90 mL de água. Determine:

a) nº de mol de moléculas de água;
b) nº de moléculas de água;
c) nº de átomos de oxigênio;
d) nº de átomos de hidrogênio;
e) nº total de átomos.

(Massas atômicas: H = 1,0; O = 16; N = $6{,}0 \cdot 10^{23}$; d_{H_2O} = 1,0 g/mL)

SOLUÇÃO

- Determinação da massa de água: como a densidade da água é 1,0 g de água por 1 mL de água, concluímos que 90 mL de água correspondem a 90 g de água.

a) Determinação do nº de mol de moléculas de água:
Massa molar da água = 18 g mol^{-1}

$$1\ mol\ de\ moléculas\ de\ H_2O \text{ — } \begin{matrix} 18\ g\ mol^{-1} \\ n \text{ ———— } 90\ g \end{matrix} \longrightarrow 6{,}0 \cdot 10^{23}\ moléculas\ mol^{-1}$$

ou, pela expressão:

$$n = \frac{m}{M}\ mol \Rightarrow n = \frac{90\ g}{18\ g\ mol^{-1}} \Rightarrow n = 5\ mol$$

b) Determinação do nº de moléculas de água:

$$1\ mol\ de\ moléculas\ de\ H_2O \text{ — } \begin{matrix} 18\ g\ mol^{-1} \\ 90\ g \end{matrix} \longrightarrow \begin{matrix} 6{,}0 \cdot 10^{23}\ moléculas\ mol^{-1} \\ x \end{matrix}$$

$$x = \frac{90\ g \cdot 6{,}0 \cdot 10^{23}\ moléculas\ mol^{-1}}{18\ g\ mol^{-1}}$$

$$x = 3{,}0 \cdot 10^{24}\ moléculas\ de\ água$$

c) e d) Determinação do número de átomos de oxigênio e hidrogênio:

Como a fórmula da água é H_2O ($H\overset{O}{\diagup\diagdown}H$), suas moléculas são constituídas de 2 átomos de hidrogênio e 1 átomo de oxigênio por molécula. Sabendo o número de moléculas da amostra de água ($3{,}0 \cdot 10^{24}$ moléculas), podemos determinar o número de átomos de oxigênio e de hidrogênio:

1 molécula de água (H_2O) ——— 1 átomo de oxigênio (O)
$3{,}0 \cdot 10^{24}$ moléculas de H_2O ——— x

$$x = \frac{3{,}0 \cdot 10^{24}\ \cancel{\text{moléculas}} \cdot 1\ \text{átomo de oxigênio}}{1\ \cancel{\text{molécula}}}$$

$$x = 3{,}0 \cdot 10^{24}\ \text{átomos de oxigênio (O)}$$

1 molécula de H_2O ——— 2 átomos de hidrogênio (H)
$3{,}0 \cdot 10^{24}$ moléculas de H_2O ——— x

$$x = \frac{3{,}0 \cdot 10^{24}\ \cancel{\text{moléculas}} \cdot 2\ \text{átomos de hidrogênio}}{1\ \cancel{\text{molécula}}}$$

$$x = 6{,}0 \cdot 10^{24}\ \text{átomos de hidrogênio (H)}$$

e) Determinação do nº total de átomos:
Essa determinação pode ser feita de duas maneiras.

$$\text{nº total de átomos} = \begin{cases} \text{nº de átomos de oxigênio (O)} \\ \text{nº de átomos de hidrogênio (H)}^{+} \end{cases}$$

ou
1 molécula de H_2O ——— 3 átomos
$3{,}0 \cdot 10^{24}$ moléculas ——— x
Utilizando qualquer um dos métodos, o número total de átomos será igual a:

$$9{,}0 \cdot 10^{24}\ \text{átomos}$$

Exercícios de classe

1. Dadas as afirmações:
I — A unidade de massa atômica pode ser representada por **u**.
II — A unidade de massa atômica é 1/12 da massa de um átomo de carbono.
III — A unidade de massa atômica é 1/12 da massa do átomo de carbono de número de massa igual a 12.
IV — A massa atômica de um átomo é um número muito próximo de seu número de massa.
São corretas:
a) Todas.
b) Nenhuma.
c) Somente I, II e III.
d) Somente I, II e IV.
e) Somente I, III e IV.

2. Sabendo que a massa atômica do cobalto é igual a 60 u, podemos afirmar:
I — Um átomo de cobalto pesa 60 g.
II — Um átomo de cobalto pesa 60 u.
III — Um átomo de cobalto pesa 60 vezes mais que 1/12 do átomo de ^{12}C.
IV — 12 átomos de cobalto pesam tanto quanto 60 átomos de ^{12}C.
Está(ão) correta(s) a(s) afirmação(ões):
a) Todas.
b) II, III e IV, somente.
c) III e IV, somente.
d) II e III, somente.
e) I, somente.

3. O elemento químico boro é formado pelos isótopos ^{10}B e ^{11}B na proporção de 80% e 20%, respectivamente. Determine a massa atômica aproximada do boro.

4. O gás fosgênio ($COC\ell_2$), utilizado como arma química na Primeira Guerra Mundial, ao reagir com água produz dióxido de carbono e ácido clorídrico:

$$COC\ell_2 + H_2O \longrightarrow 2\ HC\ell + CO_2$$

Determine as massas moleculares das substâncias mencionadas. (Massas atômicas: C = 12; O = 16; H = 1; $C\ell$ = 35,5)

5. Um composto $A\ell_2(XO_4)_3$ apresenta uma massa-fórmula igual a 342. Determine a massa atômica do elemento **X**. (Massas atômicas: $A\ell$ = 27; O = 16)

6. Considere as seguintes massas atômicas:
H = 1 O = 16 N = 14 Aℓ = 27
C = 12 S = 32 Cℓ = 35,5 K = 39
e determine as massas molares das seguintes substâncias:
a) Benzeno — C_6H_6;
b) Álcool etílico — C_2H_6O;
c) Sacarose — $C_{12}H_{22}O_{11}$;
d) Uréia — $CO(NH_2)_2$;
e) Pedra-ume — $KA\ell(SO_4)_2 \cdot 12\ H_2O$.

Considere as seguintes informações:

massa de 1 unidade	frutas
120 g	banana
180 g	laranja

N = $6 \cdot 10^{23}$
e responda às questões de **7** a **11**.

7. Determine as massas de 1 mol de bananas e de 1 mol de laranjas.

8. Quantos caminhões com capacidade máxima de carga de 3,6 toneladas seriam necessários para transportar 1 mol de laranjas?

9. Um agricultor produziu 24 toneladas de bananas. A safra obtida corresponde a quantos mol de bananas?

10. Supondo que a massa média de 1 átomo presente na laranja seja $2 \cdot 10^{-23}$ g, determine o número de átomos em 1 laranja.

11. Admitindo-se que em cada laranja existam 6 caroços, determine o número de caroços existentes em 2 mol desta fruta.

12. Determine o número de átomos existentes em:
a) 1,5 mol de átomos de Ca (MA = 40);
b) 6,0 mol de átomos de S (MA = 32);
c) 10 g de cálcio;
d) 128 g de enxofre.

13. Determine a massa em gramas de:
a) 0,16 mol de átomos de Na (MA = 23);
b) $1,2 \cdot 10^{23}$ átomos de sódio;
c) 8,0 mol de átomos de mercúrio (MA = 200);
d) $1,2 \cdot 10^{24}$ átomos de mercúrio;
e) 1 átomo de titânio (MA = 48).

14. Admitindo-se que um diamante contenha apenas átomos de carbono e que cada quilate corresponda a 200 mg, determine o número de quilates em um diamante que contenha $2,0 \cdot 10^{22}$ átomos.
(**Dados**: Constante de Avogadro = $6,0 \cdot 10^{23}$ partículas/mol; massa atômica do carbono = 12 u)
a) 0,25. c) 1,0. e) 2.
b) 0,5. d) 1,5.

15. (UERJ) Para saciar a sede, uma das bebidas mais procuradas é a água de coco, pois além de saborosa é muito nutritiva.
Um copo de 200 mL de água de coco tem, em média, a seguinte composição:

Calorias	22,00 cal
Proteínas	0,30 g
Lipídios	0,20 g
Cálcio	20,00 mg
Fósforo	13,00 mg
Carboidratos	4,79 mg
Sódio	25,00 mg
Potássio	147,00 mg
Ferro	3,00 mg
Vitamina C	2,00 mg
Colesterol	0,00 mg

Após beber um copo dessa água, um indivíduo teria ingerido um número de átomos de cálcio equivalente a:
(**Dados**: 1 mg = 0,001 g; N = $6 \cdot 10^{23}$)
a) $3 \cdot 10^{20}$.
b) $6 \cdot 10^{21}$.
c) $5 \cdot 10^{22}$.
d) $4 \cdot 10^{25}$.

16. Determine a massa em gramas de:
a) 0,15 mol de H_2SO_4 (MM = 98);
b) 2,0 mol de N_2 (MM = 28);
c) 2 moléculas de N_2 (MM = 28);
d) $7,2 \cdot 10^{23}$ moléculas de H_2O (MM = 18);
e) $6,0 \cdot 10^{22}$ moléculas de NH_3 (MM = 17).

17. (Unicamp-SP) Um medicamento contém 90 mg de ácido acetil-salicílico ($C_9H_8O_4$) por comprimido. Quantas moléculas dessa substância há em cada comprimido? (Número de Avogadro = $6,0 \cdot 10^{23}\ mol^{-1}$; massas atômicas relativas: C = 12, O = 16, H = 1)

18. (Cesgranrio-RJ) O efeito estufa é um fenômeno de graves conseqüências climáticas que se deve a altas concentrações de CO_2 no ar. Considere que, num dado período, uma indústria "contribuiu" para o efeito estufa, lançando 88 toneladas de CO_2 na atmosfera. O número de moléculas do gás lançado no ar, naquele período, foi aproximadamente:
(**Dados**: C = 12; O = 16; $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$)
a) 10^{30}.
b) 10^{27}.
c) 10^{26}.
d) 10^{24}.
e) 10^{23}.

19. (UFV-MG) Considere a Constante de Avogadro igual a $6{,}02 \cdot 10^{23}$ mol^{-1}.

a) Determine a quantidade de matéria (número de mol) de CO_2 existente em 88 g de gelo-seco ($CO_{2(s)}$).

b) Determine o número de moléculas de CO_2 nesta amostra.

c) Determine o número de átomos de oxigênio nesta amostra.

20. (ESPM-SP) O corpo humano apresenta cerca de 18% da sua massa em átomos de carbono. Com base nesse dado, qual o número de mol de átomos de carbono no corpo de um indivíduo que pesa 100 kg?
(Massa atômica do C = 12)

Exercícios propostos

1. O elemento cobalto é constituído por um único isótopo (natural) cujo núcleo é formado por 27 prótons e 33 nêutrons. Com essa informação podemos afirmar:

I — A massa atômica do cobalto é 60 u.
II — O átomo de cobalto pesa 60 vezes mais que 1/12 do átomo de ^{12}C.
III — O átomo de cobalto pesa 5 vezes mais que o átomo de ^{12}C.
IV — Um átomo de cobalto pesa 60 g.

Estão corretas as afirmações:

a) I, II, III e IV.
b) I, II e III, somente.
c) II, III e IV, somente.
d) II e IV, somente.
e) III e IV, somente.

2. (Vunesp-SP) Na Natureza, de cada cinco átomos de boro, um tem massa atômica igual a 10 u e quatro têm massa atômica igual a 11 u. Com base nesses dados a massa atômica do boro, expressa em **u**, é igual a:

a) 10. c) 10,8. e) 11,5.
b) 10,5. d) 11.

3. Um elemento **X** formado pelos isótopos ^{10}X e ^{12}X tem massa atômica igual a 10,8 u. Qual a composição isotópica, em percentagem, desse elemento **X**?

4. A substância butano, existente nos isqueiros, possui fórmula C_4H_{10}.

Observe agora os sistemas:

I — molécula O_3 IV — cálcio–40
II — berílio–9 V — hélio–4
III — hidrogênio–1

Uma molécula de butano pesará tanto quanto a soma dos sistemas:

a) IV + V. d) V + III + I.
b) I + III + II. e) I + II + V.
c) IV + II + I.

São dadas as massas atômicas:
C = 12; O = 16.

5. Se a sua assinatura, escrita com a grafite do lápis, pesa 1,2 mg, determine o número de átomos de carbono presentes na sua assinatura. (Massa atômica do C = 12)

6. (PUC-MG) O peso de um diamante é expresso em quilates. Um quilate, que é dividido em 100 pontos, equivale a 200 mg. O número de átomos de carbono existente em um diamante de 18 quilates é de:

a) $3{,}01 \cdot 10^{22}$. d) $6{,}02 \cdot 10^{22}$.
b) $1{,}20 \cdot 10^{23}$. e) $1{,}80 \cdot 10^{23}$.
c) $9{,}06 \cdot 10^{22}$.

7. (Puccamp-SP) Para a prevenção da cárie dentária recomenda-se adição de fluoreto à água potável ou a fluoretação do sal de cozinha.

Há necessidade de se acrescentar cerca de $1{,}8 \cdot 10^{-3}$ g de fluoreto à dieta diária. Que quantidade de íons, em mol, há em $1{,}8 \cdot 10^{-3}$ g de fluoreto?
(**Dado**: massa molar do íon fluoreto = 19 g/mol)

a) $1 \cdot 10^{-2}$. c) $1 \cdot 10^{-4}$. e) $1 \cdot 10^{-6}$.
b) $1 \cdot 10^{-3}$. d) $1 \cdot 10^{-5}$.

8. (Unicamp-SP) A banca de Química constatou que um certo número de candidatos não têm (ou não tinham) idéia de grandeza representada pela unidade mol, de fundamental importância em Química. Respostas do tipo 210 mol de arroz apareceram com certa freqüência.

a) Calcule a massa, em toneladas, correspondente a 210 mol de arroz, admitindo que a massa de um grão de arroz seja 20 mg (miligramas).

b) Considerando que o consumo mundial de arroz seja de $3 \cdot 10^8$ toneladas/ano, por quantos anos seria possível alimentar a população mundial com 210 mol de arroz? Expresse, também, o número de anos em palavras.

(**Dados**: Avogadro = $6 \cdot 10^{23}$ mol^{-1}; 1 tonelada = $1 \cdot 10^9$ mg)

9. (Vunesp-SP) O mercúrio, na forma iônica, é tóxico porque inibe certas enzimas. Uma amostra de 25 gramas de atum de uma grande remessa foi analisada e constatou-se que continha $2{,}1 \cdot 10^{-7}$ mol de Hg^{2+}. Considerando-se que os alimentos com conteúdo de mercúrio acima de $0{,}50 \cdot 10^{-3}$ gramas por quilograma de alimento não podem ser comercializados, demonstre se a remessa de atum deve ou não ser confiscada. (Massa atômica do Hg = 200)

10. (Fuvest-SP) Linus Pauling, prêmio Nobel de Química e da Paz, faleceu recentemente aos 93 anos. Era um ferrenho defensor das propriedades terapêuticas da vitamina C. Ingeria diariamente cerca de $2{,}1 \cdot 10^{-2}$ mol dessa vitamina.

Dose diária recomendada de vitamina ($C_6H_8O_6$)..... 62 mg

Quantas vezes, aproximadamente, a dose ingerida por Pauling é maior que a recomendada?

(**Dados**: H = 1, C = 12, O = 16)

11. (Unesp-SP) Na fabricação de chapas para circuitos eletrônicos, uma superfície foi recoberta por uma camada de ouro, por meio de deposição a vácuo.

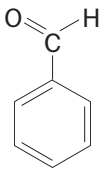
Sabendo que para recobrir esta chapa foram necessários $2 \cdot 10^{20}$ átomos de ouro, determine o custo do ouro usado nesta etapa do processo de fabricação.

(**Dados**: NO = $6 \cdot 10^{23}$;
massa molar do ouro = 197 g/mol;
1 g de ouro = R$ 17,00)

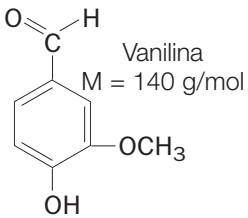
12. (UFRJ) O sentido do olfato se baseia num mecanismo complexo, no qual as moléculas das substâncias odoríferas são adsorvidas em sítios específicos existentes na superfície dos cílios olfativos. Esses cílios registram a presença das moléculas e enviam a informação para o cérebro. Em muitos casos, pequenas modificações na estrutura de uma substância podem causar grande alteração no odor percebido.

Os compostos a seguir, por exemplo, apresentam estruturas químicas semelhantes, mas claras diferenças quanto ao odor.

odor de amêndoa



odor de baunilha



O olfato humano é especialmente sensível ao odor de baunilha. Podemos perceber sua presença em concentrações tão pequenas quanto $2 \cdot 10^{-13}$ mol de vanilina/litro de ar. Um artista planeja perfumar um estádio com odor de baunilha, durante um *show*. O estádio apresenta um volume total de 100.000.000 de litros de ar. Calcule a quantidade mínima de vanilina, em gramas, necessária para perfumar o estádio.

13. (FGV-SP) Para atrair machos para acasalamento, muitas espécies fêmeas de insetos secretam compostos químicos chamados feromônios. Aproximadamente 10^{-12} g de tal composto de fórmula $C_{19}H_{38}O$ devem estar presentes para que seja eficaz. Quantas moléculas isso representa? (**Dados**: massas molares: C = 12 g/mol; H = 1 g/mol; O = 16 g/mol)

a) $2 \cdot 10^9$ moléculas.
b) $3 \cdot 10^9$ moléculas.
c) 10^{10} moléculas.
d) $4 \cdot 10^9$ moléculas.
e) $8 \cdot 10^9$ moléculas.

14. (Unesp-SP) No ar poluído de uma cidade, detectou-se uma concentração de NO_2 correspondente a $1{,}0 \cdot 10^{-8}$ mol/L. Supondo que uma pessoa inale 3 litros de ar, o número de moléculas de NO_2 por ela inaladas é:

a) $1{,}0 \cdot 10^8$.
b) $6{,}0 \cdot 10^{15}$.
c) $1{,}8 \cdot 10^{16}$.
d) $2{,}7 \cdot 10^{22}$.
e) $6{,}0 \cdot 10^{23}$.

15. (UFMG) Muitas espécies de animais têm órgãos olfativos de notável sensibilidade. Por exemplo, certo tipo de salmão é capaz de perceber a presença, na água, de 2-fenil-etanol ($C_6H_5CH_2CH_2OH$) em concentração tão baixa quanto 3,66 g em 100 trilhões ($1 \cdot 10^{14}$) de litros de água.

Considerando-se a Constante de Avogadro ($N = 6{,}0 \cdot 10^{23}$ mol^{-1}), indique a alternativa que apresenta, aproximadamente, o número de moléculas de 2-fenil-etanol por litro de água. (**Dados**: H = 1; C = 12; O = 16)

a) $3{,}0 \cdot 10^{-16}$.
b) $3{,}7 \cdot 10^{-14}$.
c) $1{,}8 \cdot 10^8$.
d) $1{,}8 \cdot 10^{22}$.
e) $2{,}2 \cdot 10^{24}$.

16. (Fuvest-SP) O volume de etanol (C_2H_5OH) necessário para encher o tanque de um automóvel é 50 dm^3. Calcule o número de moléculas de etanol contidas neste volume. (**Dados**: densidade do etanol = $8{,}0 \cdot 10^2$ g/dm^3; número de Avogadro = $6{,}0 \cdot 10^{23}$ moléculas em um mol)

17. (UERJ) Uma molécula de água, isolada, não apresenta certas propriedades físicas — como ponto de fusão e de ebulição —, que dependem de interações entre moléculas.
Em 1998, um grupo de pesquisadores determinou que, para exibir todas as propriedades físicas, é necessário um grupamento de, no mínimo, 6 moléculas de água.
O número desses grupamentos mínimos que estão contidos em um mol de moléculas de água corresponde a:
a) $1{,}0 \cdot 10^{23}$.
b) $3{,}0 \cdot 10^{23}$.
c) $6{,}0 \cdot 10^{23}$.
d) $9{,}0 \cdot 10^{23}$.

18. (UFPI) Quantos átomos de oxigênio existem em um mol de etanol?
(**Dado**: C_2H_6O MM = 46 g/mol)
a) Um átomo.
b) Três átomos.
c) $6{,}0 \cdot 10^{23}$ átomos.
d) $1{,}2 \cdot 10^{24}$ átomos.
e) $1{,}8 \cdot 10^{24}$ átomos.

19. (UFRS) A borracha natural é constituída pela união de várias macromoléculas $(C_5H_8)_n$. Sabendo que uma amostra de borracha apresenta $3{,}01 \cdot 10^{26}$ átomos de carbono, qual a massa, em gramas, desta amostra?
(**Dados**: massas atômicas do C = 12; H = 1)
a) 68.
b) $68 \cdot 5$.
c) $68 \cdot 100$.
d) $68 \cdot 6{,}02 \cdot 10^{23}$.
e) $68 \cdot 3{,}01 \cdot 10^{26}$.

UNIDADE 8
Estudo dos gases

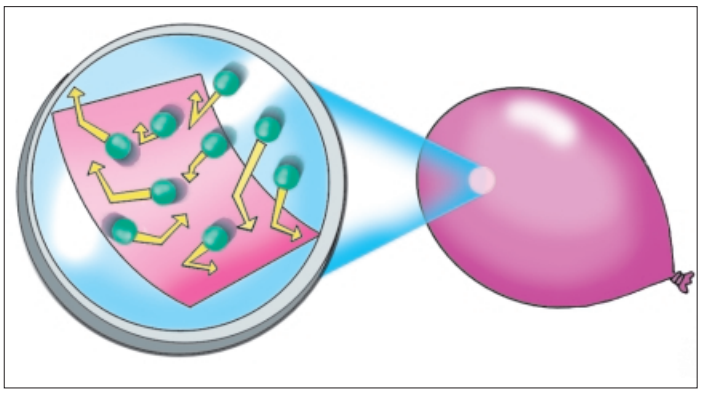
INTRODUÇÃO

A maioria dos gases são compostos moleculares, com exceção dos gases nobres, que são formados por átomos isolados.

As principais características físicas dos gases são a sua grande compressibilidade e extraordinária capacidade de expansão. Os gases não apresentam um volume fixo, pois sempre ocupam o volume total do recipiente em que estão confinados. Outra propriedade inerente aos gases é que eles são miscíveis entre si em qualquer proporção.

CARACTERÍSTICAS GERAIS DOS GASES

As partículas constituintes de um gás encontram-se muito afastadas umas das outras e praticamente não ocorre interação entre elas, que possuem, assim, um alto grau de liberdade. Em conseqüência, as partículas movimentam-se de maneira contínua e desordenada em todas as direções e sentidos, chocando-se constante e uniformemente contra as paredes internas do recipiente em que o gás está contido.



Balão com gás.

Quando uma partícula se choca contra as paredes internas do recipiente, ela exerce uma certa força por unidade de área. A essa relação denominamos **pressão**, que é diretamente proporcional ao número de choques por unidade de área.

A pressão exercida por um gás contido num frasco fechado é proporcional ao número de choques de suas moléculas contra as paredes do recipiente. Ao aquecermos o gás contido no frasco, suas moléculas irão se movimentar com maior velocidade, isto é, ocorrerá um aumento de sua energia cinética (E_{cin}) média. Dessa forma, a energia cinética média das moléculas do gás é diretamente proporcional à temperatura absoluta, cuja unidade é dada em Kelvin (K).

$E_{cin} = kT$, em que **k** é uma constante e **T** é a temperatura na escala absoluta.

Chamamos de **gás ideal** ou **gás perfeito** qualquer gás que apresente essas características, o que normalmente **não** ocorre com a maioria dos gases com os quais trabalhamos, devido ao fato de ocorrerem interações entre suas moléculas. Esses gases são denominados **gases reais**, que, a altas temperaturas e a baixas pressões, se assemelham, no seu comportamento, aos gases perfeitos.

Diferença entre gás e vapor

- **Vapor**: Designação dada à matéria no estado gasoso, quando é capaz de existir em equilíbrio com o líquido ou com o sólido correspondente, podendo sofrer liquefação pelo simples abaixamento de temperatura ou aumento da pressão. Exemplo: vapor d'água.
- **Gás**: É o estado fluido da matéria, impossível de ser liquefeito só por um aumento de pressão ou só por uma diminuição de temperatura, o que o diferencia do vapor. Exemplo: gás hidrogênio.

Quando estudamos um gás, devemos medir e estabelecer relações entre as seguintes grandezas: pressão (P); volume (V); temperatura (T) e quantidade de substância, que é indicada pelo número de mol (n).

Pressão

Em um frasco fechado, a pressão exercida por um gás resulta dos choques entre as partículas desse gás contra as paredes internas do recipiente que o contém.

Em 1643, Evangelista Torricelli determinou experimentalmente que a pressão exercida pela atmosfera ao nível do mar corresponde à pressão exercida por uma coluna de mercúrio de 760 mm Hg:

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mm Hg} = 760 \text{ torr} \cong 10^5 \text{ Pa (pascal)}^* = 1{,}0 \text{ bar}$$



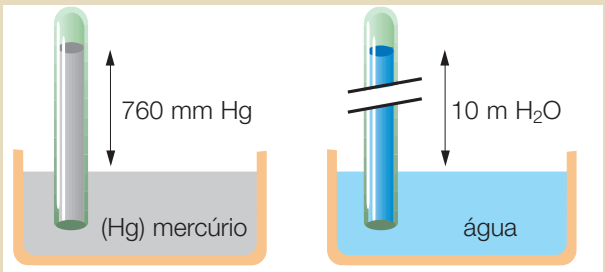
L E I T U R A

Medindo a pressão

A medida da pressão pode ser feita com outros líquidos além do mercúrio, por exemplo, a água. No entanto, a densidade da água é bem menor que a do mercúrio, e seu uso apresenta dois inconvenientes:

a) A coluna de vidro necessária deveria apresentar uma altura muito maior, o que dificultaria a realização da experiência.
   - Altura da coluna de mercúrio (Hg) sob pressão de 1 atm = 76 cm = 0,76 m.
   - Altura da coluna de água sob pressão de 1 atm ≅ 10 m.

b) A água, por ser um líquido mais volátil que o mercúrio, sofre vaporização, dando origem a vapores d'água na região acima da coluna de água. Esses vapores exercem pressão sobre a coluna do líquido e provocam, assim, uma imprecisão na medida da pressão atmosférica.



Comparação entre colunas de mercúrio e água.

Fazendo uma relação entre a pressão exercida por uma coluna de água de aproximadamente 10 metros e as condições que um mergulhador enfrenta ao descer a uma profundidade de 20 metros, conclui-se que sobre este mergulhador estaria sendo exercida uma pressão da ordem de 3 atm, sendo que:

- 1 atm ⟶ pressão exercida pelo ar ao nível do mar;
- 2 atm ⟶ pressão exercida pela coluna de 20 m de água.

* 1 atm = 101 325 Pa

A pressão arterial

Quando o coração se contrai, cria uma pressão que empurra o sangue através do sistema circulatório. Durante a contração, a pressão atinge seu valor máximo e é denominada pressão **sistólica**. Seus valores normais estão entre 100 e 120 mm Hg.

Quando os músculos do coração relaxam, a pressão sangüínea atinge seus valores mínimos e é denominada **diastólica**. Seus valores normais estão entre 60 e 80 mm Hg.

O aparelho utilizado para medir a pressão arterial chama-se **esfigmomanômetro**.


Saturn Stills/SPL

A medição da pressão arterial é muito comum em avaliações médicas.

Volume

O volume (V) ocupado por um gás corresponde ao volume do recipiente que o contém.

As relações entre as unidades de volume mais comuns são:

$1\ m^3 = 1\,000\ L$ $\quad$ $1\ dm^3 = 1\ L$ $\quad$ $1\ L = 1\,000\ cm^3 = 1\,000\ mL$

Temperatura

A temperatura está relacionada com o grau de agitação das partículas.

A escala termométrica mais comum é a **Celsius**.

Existem outras escalas, como a Kelvin, recomendada pelo SI e conhecida como **escala absoluta**, que será utilizada no estudo dos gases.

A conversão da temperatura de Celsius para Kelvin é dada pela expressão:

$$T_K = t_{°C} + 273$$

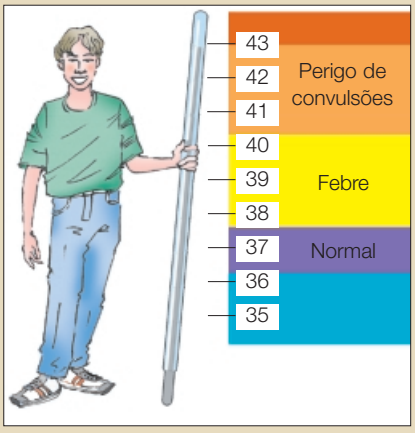


L E I T U R A

Temperatura corporal

Além da pulsação e da respiração, a temperatura corporal é um dos sinais vitais do organismo. A temperatura normal de um indivíduo adulto sadio varia de 36,1 °C a 37,5 °C.

A febre é o aumento da temperatura corporal que raramente excede a 41,0 °C nos seres humanos e faz parte do mecanismo de defesa do corpo, pois é normalmente provocada por processos inflamatórios, infecciosos e de intoxicação. Por outro lado, temperaturas abaixo de 36,1 °C, provocadas pela exposição prolongada a ambientes muito frios, também podem ser letais: o organismo, na tentativa de manter sua temperatura normal, acelera intensamente o metabolismo, acarretando infartos.



Escala Celsius.

Quantidade de substância

Corresponde ao número de mol de um gás contido num dado recipiente. Pode ser calculada pela expressão:

$$n = \frac{\text{massa (g)}}{\text{Massa molar (g} \cdot \text{mol}^{-1})} \quad \therefore \quad n = \frac{m}{M}$$

As relações entre essas propriedades foram inicialmente determinadas para uma massa fixa de gás, ou seja, para uma mesma quantidade de matéria.

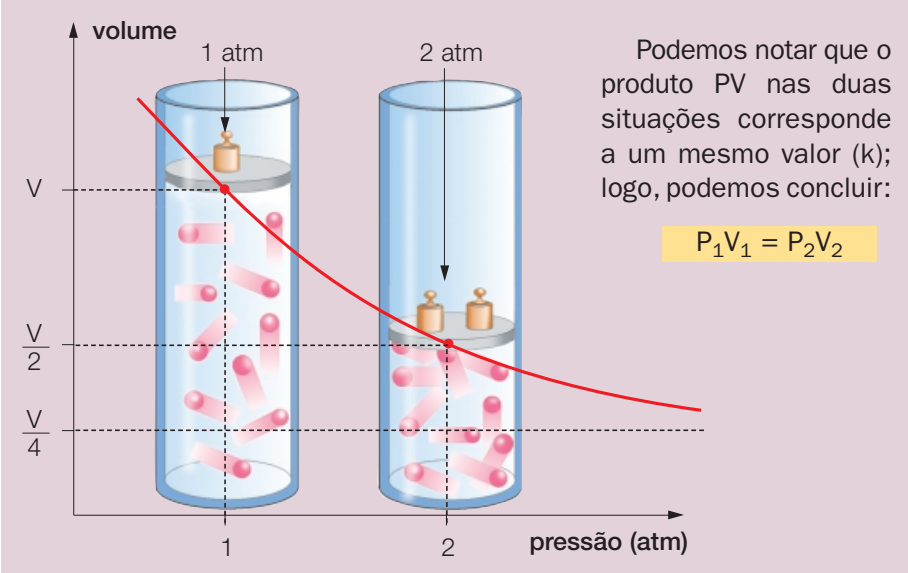
Nessa condição, vamos estudar as transformações gasosas.

TRANSFORMAÇÕES GASOSAS

Isotérmica (T = constante)

Para uma dada massa de gás à temperatura constante, o volume ocupado pelo gás é inversamente proporcional à pressão exercida.

Um aumento na pressão irá acarretar uma diminuição do volume ocupado pelo gás, de maneira que o produto entre essas grandezas seja constante $PV = k$.

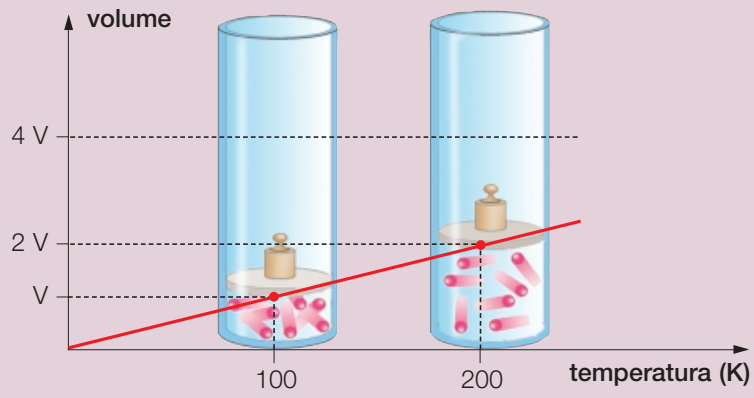


Essa relação foi estabelecida experimentalmente em 1662 pelo químico inglês Robert Boyle, sendo conhecida como **lei de Boyle**.

Isobárica (P = constante)

Para uma dada massa de gás à pressão constante, o volume ocupado pelo gás é diretamente proporcional à temperatura absoluta.

Um aumento da temperatura absoluta acarreta um aumento do volume ocupado pelo gás, de maneira que o quociente seja constante $\frac{V}{T} = k$.



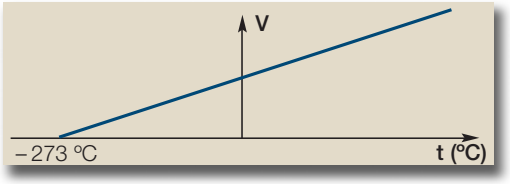
Podemos notar que a razão V/T (T em Kelvin) nas duas situações corresponde a um mesmo valor (k); logo, podemos concluir:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

A relação entre volume e temperatura foi inicialmente observada em 1787 por Jacques Charles e quantificada em 1802 por Joseph Gay-Lussac, sendo conhecida como **lei de Charles Gay-Lussac**.

Observação:

Se a relação entre o volume e a temperatura fosse feita na escala Celsius, o gráfico teria o seguinte aspecto:



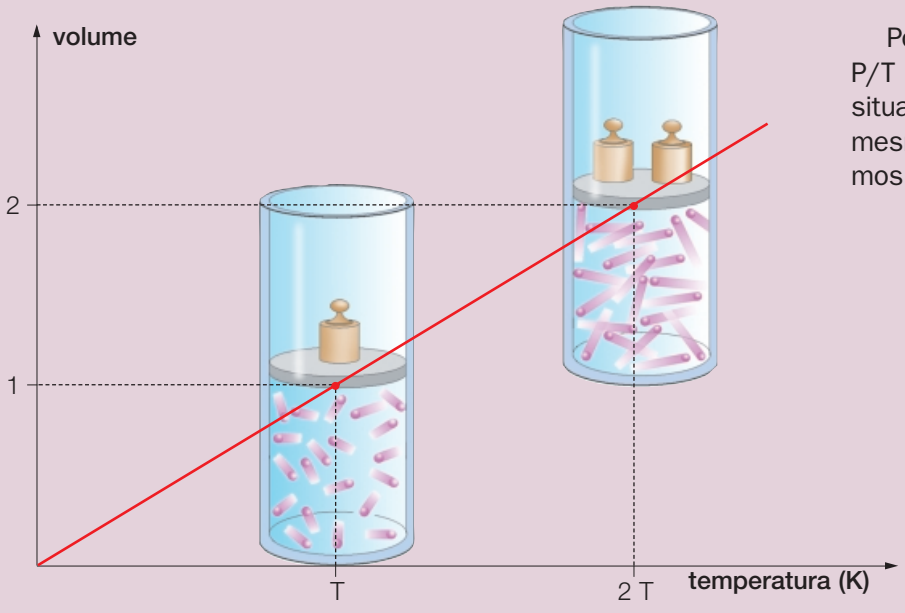
O volume e a temperatura em Celsius não são grandezas diretamente proporcionais.

Joseph Gay-Lussac verificou que a pressão de um gás, a 0 °C, varia em 1/273 para cada alteração de 1 °C na sua temperatura, quando o volume é mantido constante. Assim sendo, partindo de um gás a 0 °C e reduzindo sua temperatura em 273 °C, a volume constante, sua pressão tenderá a zero.

Isocórica ou isovolumétrica (V = constante)

Para uma dada massa de gás a volume constante, a pressão exercida pelo gás é diretamente proporcional à temperatura absoluta.

Um aumento da temperatura absoluta acarreta um aumento da pressão exercida pelo gás, de maneira que o quociente seja constante $\frac{P}{T} = k$.

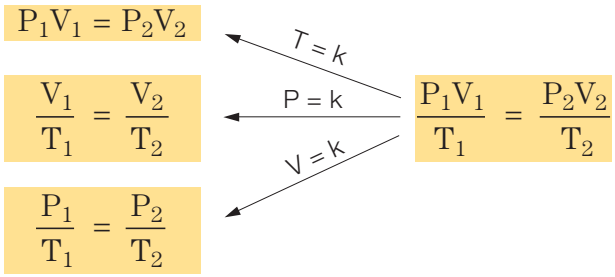


Podemos notar que a razão P/T (T em Kelvin) nas duas situações corresponde a um mesmo valor (k); logo, podemos concluir:

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

Em 1802, Joseph Gay-Lussac verificou que se a temperatura fosse medida pela escala Kelvin (K), a pressão (P) e a temperatura (T) apresentariam variação proporcional.

Relacionando as três transformações gasosas estudadas até aqui, obtemos uma relação denominada **equação geral dos gases**:



A **equação geral dos gases** permite que, por exemplo, conhecendo o volume de um gás em determinadas condições de temperatura e pressão, possamos determinar seu novo volume em outras condições de temperatura e pressão. Esse cálculo também pode ser feito para a determinação de temperaturas e pressões diferentes, a partir de valores iniciais.

Condições Normais de Temperatura e Pressão (CNTP, TP ou CN)

As comparações das propriedades dos gases são feitas a partir de certos referenciais, estabelecidos arbitrariamente e conhecidos por **Condições Normais**.

$P_{Normal} = 1\ atm = 760\ mm\ Hg \cong 100\ kPa$
$T_{Normal} = 0\ °C = 273\ K$

EXERCÍCIOS RESOLVIDOS

1. Uma bolha de ar forma-se no fundo de um lago, em que a pressão é de 2,2 atm. A essa pressão, a bolha tem volume de 3,6 cm^3. Que volume terá essa bolha quando subir à superfície, na qual a pressão atmosférica é de 684 mm Hg, admitindo-se que a massa de gás contida no interior da bolha e a temperatura permanecem constantes?

SOLUÇÃO

início: $P_1 = 2{,}2\ atm$; $V_1 = 3{,}6\ cm^3$

fim: $P_2 = 684\ mm\ Hg = 0{,}9\ atm$; $V_2 = ?$

T = constante

$P_1V_1 = P_2V_2$

$V_2 = \frac{P_1V_1}{P_2} = \frac{2{,}2\ \cancel{atm} \cdot 3{,}6\ cm^3}{0{,}9\ \cancel{atm}}$

$V_2 = 8{,}8\ cm^3$

2. Um balão selado, quando cheio de ar, tem volume de 50,0 m^3 a 22 °C e a uma dada pressão. O balão é aquecido. Assumindo-se que a pressão é constante, a que temperatura estará o balão quando seu volume for 60,0 m^3?

SOLUÇÃO

início: $V_1 = 50{,}0\ m^3$; $T_1 = 22\ °C = 295\ K$

fim: $V_2 = 60{,}0\ m^3$; $T_2 = ?$

P = constante

$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \Rightarrow T_2 = \frac{T_1V_2}{V_1}$

$T_2 = \frac{295\ K \cdot 60{,}0\ \cancel{m^3}}{50{,}0\ \cancel{m^3}}$

$T_2 = 354\ K = t = 81\ °C$

3. Certo gás ocupa um volume de 100 litros a dada pressão e temperatura. Qual o volume ocupado pela mesma massa gasosa quando a pressão do gás se reduzir a 3/4 da inicial e a temperatura absoluta se reduzir em 2/5 da inicial?

SOLUÇÃO

$$\text{início} \begin{cases} V_1 = 10\ L \\ P_1 = P \\ T_1 = T \end{cases} \qquad \frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{P_2V_2}{T_2}$$

$$\text{fim} \begin{cases} V_2 = ? \\ P_2 = \frac{3}{4}P \\ T_2 = T - \frac{2}{5}T = \frac{3}{5}T \end{cases} \qquad V_2 = \frac{P_1V_1T_2}{T_1P_2} \Rightarrow V_2 = \frac{\cancel{P} \cdot 10{,}0\ L \cdot \frac{3}{5}\cancel{T}}{\cancel{T} \cdot \frac{3}{4}\cancel{P}} \Rightarrow V_2 = 8\ L$$

Exercícios de classe

Fabio Gunkel



Calibração de pneus.

Quando paramos em um posto de gasolina para "encher" os pneus do carro, é comum solicitarmos ao frentista a colocação de "29,4 libras nos pneus dianteiros". No entanto, para que o pedido seja feito corretamente, devemos fazê-lo de outra maneira: "Por favor, coloque ar nos pneus até que a sua pressão seja de 29,4 libras-força/polegada^2, ou 29,4 PSI".

Existem várias unidades de medida de pressão, as quais estão assim relacionadas:

1 atm = 14,7 PSI = 760 mm Hg

Com base nessas informações, responda às questões **1** a **3**.

1. A pressão, em PSI, mencionada no texto, corresponde a quantas atm e a quantos mm Hg?

2. Considere que os pneus do nosso carro não tenham câmara e que, depois de calibrados, tanto o seu volume como a quantidade de ar neles contida permaneçam constantes. Se medirmos a pressão dos pneus após percorrermos 100 km com o nosso carro, essa pressão sofrerá ou não alteração? Justifique.

3. As fotos a seguir mostram produtos muito presentes em nosso dia-a-dia.

Christof Gunkel



Christof Gunkel



A respeito deles, responda:

I — Se o saco contendo batatas fritas for colocado, fechado, ao sol, ele irá "estufar". Justifique o fato.

II — Os rótulos das latas de aerossóis advertem para o fato de que elas não devem ser incineradas, pois podem explodir. Justifique.

4. Uma câmara de descompressão usada por mergulhadores tem volume de 10 300 L e funciona sob pressão de 4,50 atm. Qual volume, em L, o ar contido nessa câmara ocuparia quando submetido a uma pressão de 1 atm, na mesma temperatura?

5. Certa massa de gás hidrogênio (H_2) ocupa um volume de 0,760 L sob pressão de 125 mm Hg, numa dada temperatura. Qual o volume ocupado pela mesma massa de H_2, na mesma temperatura, sob pressão de 0,100 atm?

6. Um frasco munido de êmbolo móvel contém 2,0 L de ar a 20 °C. A que temperatura deve ser aquecido o frasco, à pressão constante, para que seu volume dobre?

7. Um balão meteorológico apresenta volume de 2,0 L a 27 °C. Qual será seu volume em um local em que a temperatura é de –33 °C, na mesma pressão?

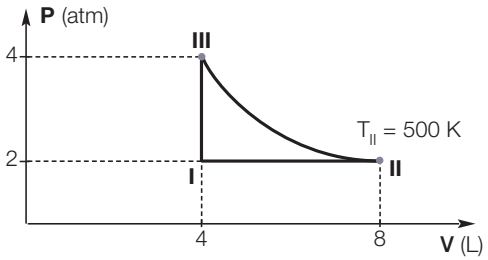
8. Certa massa de gás hélio (He), mantida num recipiente fechado a –33 °C, exerce uma pressão de 1,50 atm. Calcule a qual temperatura a pressão do gás hélio nesse recipiente será igual a 190 mm Hg.

9. Considere uma amostra de gás hélio (He) confinada num dado recipiente, sofrendo uma série de transformações. Os resultados obtidos constam da tabela acima.

P (atm)	T (K)	t (°C)
2	300	27
a	600	**b**
8	**c**	**d**
f	**e**	–123

Determine os valores de **a**, **b**, **c**, **d**, **e**, **f**.

10. Considere o diagrama:



a) Indique os valores da pressão e do volume nos estados **I**, **II** e **III**.

b) Calcule as temperaturas em **I** e **III**.

c) Qual o nome das transformações gasosas verificadas quando passamos de **I** para **II**, de **II** para **III** e de **III** para **I**?

11. (UFU-MG) A atmosfera é composta por uma camada de gases que se situam sobre a superfície da Terra. Imediatamente acima do solo localiza-se uma região da atmosfera conhecida por troposfera, na qual ocorrem as nuvens, os ventos e a chuva. Ela tem uma altura aproximada de 10 km, a temperatura no seu topo é cerca de –50 °C e sua pressão é de 0,25 atm. Se um balão resistente a altas pressões, cheio com gás hélio até um volume de 10 L, a 1,00 atm e 27 °C for solto, o volume deste balão, quando chegar ao topo da troposfera será de:

(**Dados**: 0 Kelvin = –273 °C)

a) 40,0 L.

b) 74,1 L.

c) 36,3 L.

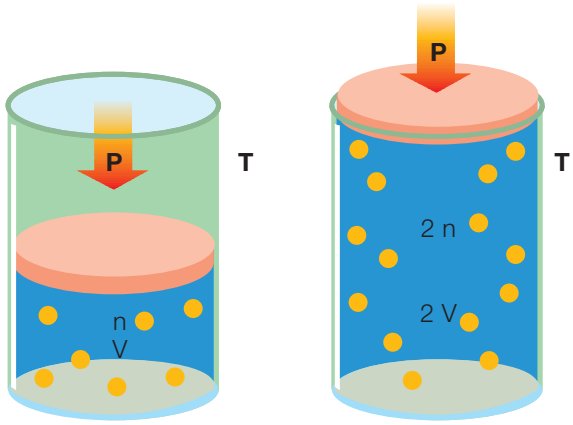
d) 29,7 L.

e) 52,5 L.

VOLUME MOLAR

Em condições idênticas de temperatura e pressão, o volume ocupado por um gás é diretamente proporcional à sua quantidade de substância, ou seja, ao seu número de mol. Assim, se dobrarmos seu número de mol (**n**), seu volume também irá dobrar.

Logo, a relação entre o volume e o número de mol é constante $\frac{V}{n} = k$.



Como, em um mol de qualquer gás, o número de moléculas é sempre $6{,}0 \cdot 10^{23}$, um mol de qualquer gás, nas mesmas condições de pressão e temperatura, ocupará sempre o mesmo volume. Assim, temos:

Volume molar de gases é o volume ocupado por um mol de qualquer gás, a uma determinada pressão e temperatura.

O volume molar foi determinado experimentalmente considerando-se as Condições Normais de Temperatura e Pressão (CNTP), ou seja, à pressão de 1 atm e temperatura de 273 K, o que corresponde, aproximadamente, a 22,4 L. Assim:

volume molar = 22,4 L/mol ou 22,4 L mol^{-1} nas CNTP

Vejamos alguns valores do volume molar de gases em outras condições:

25 °C e 1 atm = 24,5 L mol^{-1}

0 °C e 1 bar = 10^{-5} Pa = 22,71 L mol^{-1}

LEI DE AVOGADRO

Em 1811, Amedeo Avogadro enunciou sua famosa lei, também conhecida por **Hipótese de Avogadro**, segundo a qual volumes iguais de diferentes gases, a uma mesma temperatura e pressão, contêm igual número de moléculas.

A Hipótese de Avogadro normalmente é enunciada da seguinte maneira:

> Volumes iguais, de quaisquer gases, nas mesmas condições de pressão e temperatura, apresentam a mesma quantidade de substância em mol ou moléculas.



EQUAÇÃO DE ESTADO DOS GASES PERFEITOS

Quaisquer que sejam as transformações sofridas por uma massa fixa de gás, a relação $\frac{PV}{T}$ apresenta sempre um valor constante que depende do número de mol do gás. Quando essa quantidade for igual a 1 mol, a constante será representada por **R**.

Para 1 mol de qualquer gás $\frac{PV}{T} = R$.

O valor de **R** nas CNTP pode, então, ser calculado:

$$P = 1 \text{ atm} = 760 \text{ mm Hg} = 101 \cdot 325 \text{ kPa}$$

$$T = 0\ ^\circ\text{C} = 273 \text{ K}$$

$$V_{Molar} = 22{,}4 \text{ L mol}^{-1}$$

$$\frac{PV}{T} = R = \frac{1 \text{ atm} \cdot 22{,}4 \text{ L mol}^{-1}}{273 \text{ K}} \Rightarrow R = 0{,}082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

Os valores de **R** estão relacionados às unidades empregadas para indicar as outras grandezas.

R = 62,3 mm Hg L mol^{-1} K^{-1} **R** = 8,31 kPa L mol^{-1} K^{-1}

Genericamente, para um número qualquer de mol (**n**), temos:

$$\frac{PV}{T} = n\,R \implies PV = nRT$$

Qualquer gás que obedeça a essa lei será considerado um **gás perfeito** ou **ideal** e, por isso, essa equação é conhecida por **Equação de Estado dos Gases Perfeitos**.

Observação:

No Ensino Médio, essa equação é conhecida por **Equação de Clapeyron**.

EXERCÍCIOS RESOLVIDOS

1. Um balão **A** contém 8,8 g de CO_2 e um balão **B** contém N_2. Sabendo que os dois balões têm igual capacidade e apresentam a mesma pressão e temperatura, calcule a massa de N_2 no balão **B**. (**Dados**: massas atômicas: C = 12; O = 16; N = 14)

SOLUÇÃO

Pela Hipótese de Avogadro, temos:

$$n_{CO_2} = n_{N_2} \quad \frac{m_{CO_2}}{M_{CO_2}} = \frac{m_{N_2}}{M_{N_2}} \quad \therefore \quad \frac{8{,}8\ g}{44\ g\ mol^{-1}} = \frac{m_{N_2}}{28\ g\ mol^{-1}} \quad \therefore \quad m_{N_2} = 5{,}6\ g$$

2. Qual o volume de um balão contendo 44,0 g de gás hélio, utilizado em parques de diversões ou em propaganda, num dia em que a temperatura é 32 °C, e a pressão do balão é 2,50 atm? (**Dados**: R = 0,082 atm L mol^{-1} K^{-1}; massa molar do He = 4,0 g mol^{-1})

SOLUÇÃO

P = 2,50 atm
V = ?
m = 44,0 g
massa molar = M = 4,0 g mol^{-1}
T = 32 °C = 305 K
R = 0,082 atm L mol^{-1} K^{-1}

$$PV = n\,R\,T \qquad PV = \frac{m}{M}\,R\,T$$

$$V = \frac{m\,R\,T}{MP}$$

$$V = \frac{44{,}0\ g \cdot 0{,}082\ atm\ L\ mol^{-1}\ K^{-1}\ 305\ K}{4{,}0\ g\ mol^{-1} \cdot 2{,}5\ atm}$$

$$\implies V = 110\ L$$

Exercícios de classe

1. Considere os volumes molares determinados em duas situações:
I — 1 atm e 298 K = 24,5 L mol^{-1}
II — 1 bar = 10^{-5} Pa e 273 K = 22,71 L mol^{-1}
Quais os volumes ocupados por uma amostra de 10 mol de gás **X** nas duas situações?

2. Determine o volume ocupado por 10 mol de um gás **X** a 273 °C e 2 atm de pressão.

(**Dado**: $R = 0{,}082 = \frac{22{,}4\ atm\ L}{273\ mol\ K}$)

3. Um dos poluentes mais comuns é o monóxido de carbono (CO). Uma amostra contendo 4 mol desse gás exerce uma pressão de 2,46 atm a 27 °C. Nessas condições, determine o volume ocupado pelo gás.
(**Dado**: R = 0,082 atm L mol^{-1} K^{-1})

4. Os sucos de frutas engarrafados encontrados nas prateleiras dos supermercados contêm conservantes químicos, e um desses é o dióxido de enxofre, substância gasosa nas condições ambientes. Recentemente os jornais, rádios e as TVs anunciaram a retirada

de muitos desses sucos do mercado, pelo fato de conterem um teor do conservante maior que o permitido oficialmente.

Qual a quantidade (em mol) de $SO_{2(g)}$ contido num recipiente de volume igual a 1,0 L, sob pressão de 22,4 atm, mantido a 273 K?

(**Dados**: massas molares: S = 32; O = 16)

5. Calcule a qual pressão, em atm, 4,40 g de CO_2 ocupam um volume de 44,8 L a 273 °C. (**Dados**: R = 0,082 atm L mol^{-1} K^{-1}; massas atômicas: C = 12, O = 16)

6. (UFMT) Termodinamicamente, o gás ideal é definido como o gás cujas variáveis de estado se relacionam pela equação $PV = n \cdot R \cdot T$, em que **P** é a pressão, **V** é o volume, **T** é a temperatura na escala Kelvin, **R** é a constante universal dos gases e vale $\frac{0{,}082 \text{ atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$ e **n** é o número de mol do gás.

Um recipiente de 20,5 L contém hidrogênio a 27 °C e 9 atm de pressão. Supondo que o hidrogênio comporta-se como um gás ideal, quantos gramas de hidrogênio estão contidos no recipiente?

(**Dado**: massa molar do H_2 = 2 g/mol)

7. (UNI-RIO – mod.) Considere as informações a seguir e responda às questões propostas.

29,0 g de uma substância pura e orgânica, no estado gasoso, ocupam o volume de 8,20 L à temperatura de 127 °C e à pressão de 1 520 mm Hg.

(**Dados**: R = 0,082 L atm/K mol; massas atômicas: C = 12, H = 1)

a) Determine a massa molar da substância citada.

b) Se essa substância for constituída somente por carbono e hidrogênio, como será a sua fórmula molecular?

8. Em um frasco, a uma certa pressão e temperatura, estão contidos 11 gramas de CO_2. Qual é a massa de oxigênio (O_2), num frasco de mesmo volume, que exercerá a mesma pressão na mesma temperatura? (**Dados**: massas atômicas: C = 12, O = 16)

9. Um recipiente fechado **A** contém 12 g de $O_{2(g)}$ numa dada temperatura, sob pressão de 0,5 atm. Um recipiente fechado **B**, com volume igual ao de **A**, na mesma temperatura, contém 33 g de um gás **X** sob pressão de 1,0 atm. O gás **X** pode ser:

Massas molares
H = 1,0 g/mol
C = 12 g/mol
O = 16 g/mol
S = 32 g/mol
He = 4 g/mol

a) O_3.
b) CO_2.
c) CH_4.
d) He.
e) SO_2.

Exercícios propostos

• Transformações gasosas

1. A tabela a seguir considera uma massa fixa de gás sofrendo uma transformação isotérmica.

Pressão (mm Hg)	Volume (L)
1 520	6
760	**x**
y	12
z	3

Determine os valores de **x**, **y** e **z**. Justifique os cálculos.

2. Em hospitais, o gás oxigênio (O_2) é usado em algumas terapias do aparelho respiratório. Nesses casos, ele é armazenado em cilindros com volume de 60 L, a uma pressão de 150 atm. Considerando a temperatura constante, responda às questões:

a) Qual volume ocuparia o oxigênio contido em 1 cilindro, a uma pressão de 760 mm Hg?

b) Se o oxigênio for administrado a um paciente à velocidade de 8,0 L por minuto, num recinto em que a pressão é de 1 atm, quanto tempo seria necessário para esvaziar o cilindro?

3. Imagine-se responsável pela decoração de uma festa infantil e que será preciso providenciar 300 bexigas cheias de gás hélio (He). Esse gás é comercializado em cilindros com volume de 25 L, a uma pressão de 30,0 atm. Sabendo-se que cada bexiga cheia contém 2,5 L de gás, a uma pressão de 1,04 atm, 1 cilindro será suficiente para encher as 300 bexigas da festa?

4. (UnB-DF) 30 mL de gás metano (CH_4), a 25 °C, são aquecidos a 35 °C, à pressão constante. Calcule o novo volume do gás.

5. (UFCE) Uma estudante está interessada em verificar as propriedades do hidrogênio gasoso a baixas temperaturas. Ela utilizou, inicialmente, um volume de 2,98 L de $H_{2(g)}$, à temperatura ambiente (25 °C) e à 1 atm de pressão, e resfriou o gás, à pressão constante, a uma temperatura de –200 °C. Que volume de $H_{2(g)}$ a estudante encontrou ao final do experimento?

6. Um gás, num frasco fechado, exerce uma pressão de 3,20 atm a –73 °C. A qual temperatura a pressão do gás nesse frasco fechado será de $1{,}52 \cdot 10^3$ torr?

7. (ITA-SP) A pressão total do ar no interior de um pneu era de 2,30 atm quando a temperatura do pneu era de 27 °C. Depois de ter rodado um certo tempo com este pneu, mediu-se novamente sua pressão e verificou-se que esta era agora de 2,53 atm. Supondo a variação de volume do pneu desprezível, a nova temperatura será:

a) 29,7 °C. c) 33,0 °C. e) n.d.a.
b) 57,0 °C. d) 330 °C.

8. (FURRN) No alto de uma montanha, o termômetro marca 15 °C e o barômetro, 600 mm Hg. Ao pé da montanha, a temperatura é de 25 °C e a pressão é 760 mm Hg. A relação entre os volumes ocupados pela mesma massa de gás no alto da montanha e ao pé da montanha é:

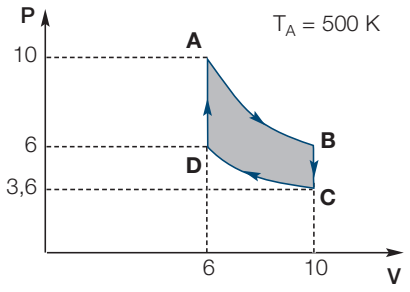
a) 2,1. c) 12. e) 1,2.
b) 1,5. d) 2.

9. (UFJF-MG) Em um laboratório de Química (pressão = 600 mm Hg e temperatura = 300 K) foi realizada uma reação entre magnésio metálico e ácido clorídrico, na qual foram produzidos 30 mL de gás hidrogênio. Se aumentássemos a pressão para 800 mm Hg e aquecêssemos o sistema a uma temperatura de 400 K, o volume de hidrogênio produzido corresponderia a:

a) 30 mL. c) 120 mL. e) 20 mL.
b) 60 mL. d) 40 mL.

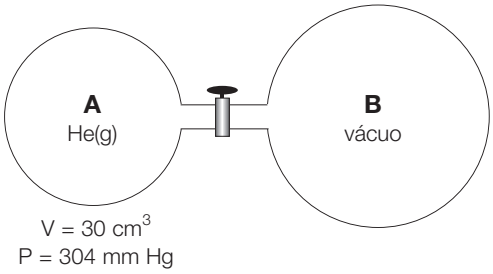
10. Uma pessoa inala aproximadamente 2,0 L de ar antes de tossir estando a 1 atm e a 25 °C. Com a inalação, a epiglote e as cordas vocais se fecham, retendo o ar nos pulmões, dentro dos quais é aquecido até 37 °C e comprimido, pela ação do diafragma e dos músculos torácicos, até o volume de 1,7 L. A abertura rápida da epiglote e das cordas vocais expele esse ar de maneira abrupta. Qual a pressão aproximada do ar contido nos pulmões? Por que sua liberação é tão rápida? Justifique.

11. Uma massa fixa de um gás perfeito passa pelo ciclo ABCD, como desenhado, dentro de um pistão (cilindro com êmbolo). A temperatura em **A** é $T_A = 500$ K.



I — Determine as temperaturas em **B**, **C** e **D**.
II — Identifique no nome das transformações gasosas:
A ⟶ **B**; **B** ⟶ **C**; **C** ⟶ **D** e **D** ⟶ **A**

12. Têm-se dois balões **A** e **B** interligados por um tubo de comunicação munido de torneira. O balão **A** tem capacidade de 30 cm^3 e contém gás hélio sob pressão de 304 mm Hg. O balão **B** está vazio ("vácuo").



V = 30 cm^3
P = 304 mm Hg

Abrindo-se a torneira de comunicação, depois de um tempo prolongado, e mantendo-se constante a temperatura, a pressão do hélio no sistema (com a torneira aberta) é igual a 0,15 atm. Desprezando-se o volume do tubo de comunicação entre os balões, calcule o volume do balão **B**.

• Equação de estado

13. (Acafe-SC) São introduzidos 207,3 g de XeF_4 gasoso em um recipiente, inicialmente sob vácuo, de 3,00 L e a 80 °C. A pressão, em atm, no recipiente será:
(massas atômicas: Xe = 131,3, F = 19; R = 0,082 atm L mol^{-1} K^{-1})

a) 9,6. c) 6,9. e) 96,0.
b) 1,0. d) 1,69.

14. (Puccamp-SP) A massa de oxigênio necessária para encher um cilindro de capacidade igual a 25 litros, sob pressão de 10 atm e a 25 °C é de: (**Dados:** massa molar do O_2 = 32 g/mol; volume molar de gás a 1 atm e 25 °C = 25 L/mol)

a) 960 g. c) 48 g. e) 16 g.
b) 320 g. d) 32 g.

15. (UFBA) 30 g de uma substância pura, no estado gasoso, ocupam um volume de 12,3 L à temperatura de 327 °C e à pressão de 3 atm. Calcule a massa molecular dessa substância.

16. (PUC-SP) Para a realização de um experimento, será necessário encher de gás um balão de 16,4 L que, a 127 °C, suporta a pressão máxima de 2,0 atm. Nestas condições, a quantidade mais adequada para encher o balão é: (H = 1; C = 12; O = 16; S = 32)

a) 10 g de H_2.
b) 24 g de CH_4.
c) 45 g de C_2H_6.
d) 64 g de SO_2.
e) 78 g de C_2H_2.

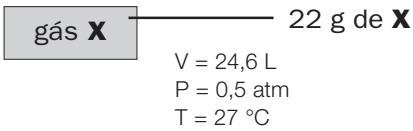
17. (Fuvest-SP) Indique os cálculos necessários para a determinação da massa molecular de um gás, sabendo-se que 0,800 g desse gás ocupa o volume de 1,12 L a 273 °C e 2,00 atm. Qual valor se encontra para a massa molecular desse gás?
(**Dado**: 0,082 atm L mol^{-1} K^{-1})

18. (UNI-RIO) Os dois balões a seguir representados contêm a mesma substância pura na fase gasosa e estão sob a mesma pressão.



Qual a temperatura em Kelvin no balão **2**, se ele contém o triplo da massa de gás contida no balão **1**?

19. Determine a fórmula molecular do gás **X**.
(**Dados**: massas atômicas: C = 12, H = 1)



20. (UFV-MG) Considere um balão de aniversário contendo 2,3 L de ar seco. Aproximadamente 20% deste gás são constituídos por oxigênio (O_2). Suponha que 1 mol de gás ocupa aproximadamente um volume de 23 L, a 25 °C e sob a pressão de 1 atm. O número aproximado de moléculas de oxigênio presentes no balão será:

a) $6{,}0 \cdot 10^{22}$ moléculas.
b) $6{,}0 \cdot 10^{23}$ moléculas.
c) $1{,}2 \cdot 10^{22}$ moléculas.
d) 23 moléculas.
e) 0,46 moléculas.

21. (UNI-RIO) É possível fazer um vulcão, em miniatura, no laboratório, usando o dicromato de amônio $(NH_4)_2Cr_2O_7$. Este composto, ao ser aquecido, se decompõe vigorosamente, liberando, dentre outras substâncias, os gases N_2 e H_2O. Se utilizarmos 25,2 g de dicromato de amônio e se forem recolhidos os gases de reação num balão de 2,0 L a 27 °C, a pressão total do gás, neste balão, em atmosferas, será igual a:
(**Dados**: massas atômicas: H = 1 u; N = 14 u; O = 16 u; Cr = 52 u; R = 0,082 atm L K^{-1} mol^{-1})

$(NH_4)_2Cr_2O_{7(s)} \longrightarrow N_{2(g)} + 4\ H_2O_{(g)} + Cr_2O_{3(s)}$

a) 0,11 b) 1,00 c) 1,11 d) 1,23 e) 12,3

• Hipótese de Avogadro

22. (PUC-SP) Têm-se dois balões, **A** e **B**, de mesmo volume. O balão **A** contém cloro ($C\ell_2$) e o balão **B**, ozone (O_3), à mesma temperatura e pressão. Pode-se afirmar que o que há de comum entre os dois balões é:
a) a mesma massa.
b) a mesma densidade.
c) o mesmo número de moléculas.
d) o mesmo número de átomos.
e) a mesma coloração.

23. Num frasco, a certa pressão e temperatura, estão contidos 11 gramas de CO_2. Qual é a massa de oxigênio (O_2), num frasco de mesmo volume, que exercerá a mesma pressão à mesma temperatura?
(**Dado**: massas atômicas: C = 12; O = 16)

24. (EEM-SP) Massas iguais dos gases sulfidreto (H_2S) e fosfina, nas mesmas condições de pressão e temperatura, ocupam o mesmo volume. Qual a massa molecular da fosfina, sabendo-se que as massas atômicas do hidrogênio e do enxofre são iguais a 1 e 32, respectivamente?

25. (Fuvest-SP) Têm-se três cilindros de volumes iguais e à mesma temperatura, com diferentes gases. Um deles contém 1,3 kg de acetileno (C_2H_2), o outro, 1,6 kg de óxido de dinitrogênio (N_2O) e o terceiro, 1,6 kg de oxigênio (O_2). Comparando-se as pressões dos gases nesses três cilindros, verifica-se que:
(Massas molares em g/mol: C_2H_2 = 26; N_2O = 44; O_2 = 32)

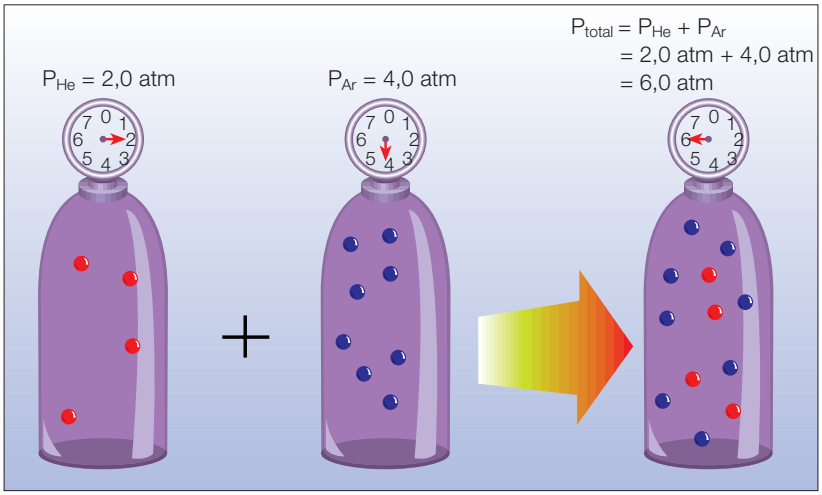
a) são iguais apenas nos cilindros que contêm C_2H_2 e O_2.
b) são iguais apenas nos cilindros que contêm N_2O e O_2.
c) são iguais nos três cilindros.
d) é maior no cilindro que contém N_2O.
e) é menor no cilindro que contém C_2H_2.

MISTURAS DE GASES

Muitos sistemas gasosos são misturas de gases, como, por exemplo, o ar que respiramos. Toda mistura de gases é sempre um sistema homogêneo.

PRESSÃO PARCIAL (LEI DE DALTON)

Se misturarmos volumes iguais dos gases hélio (He) e argônio (Ar), mantidos à mesma temperatura, poderemos ter a seguinte situação:



A pressão total do sistema corresponde à soma das pressões exercidas por cada um dos componentes da mistura, ou seja:

$$P_{total} = P_{He} + P_{Ar}$$

Essa relação é conhecida como **Lei de Dalton das pressões parciais** e foi estabelecida em 1801. Generalizando, temos:

$$P_T = P_A + P_B + P_C + \ldots$$

Pressão parcial: é a pressão exercida por cada um dos componentes de uma mistura gasosa a um mesmo volume e a uma mesma temperatura.

No exemplo dado, se aplicarmos a equação de estado, teremos:

$$P_{He} = n_{He}\frac{RT}{V}$$

$$P_{Ar} = n_{Ar}\frac{RT}{V}$$

Note que a pressão parcial exercida por cada gás é diretamente proporcional ao número de mol do gás.

Por esse motivo, a pressão total é diretamente proporcional ao número total de mol ($n_{He} + n_{Ar} = \Sigma n$):

$$\frac{RT}{V}$$

Pressão parcial e respiração

Nos alvéolos pulmonares, o sangue libera CO_2 e captura O_2. O sangue oxigenado circula pelo corpo, trocando O_2 por CO_2 nos tecidos. Em ambas as situações ocorre sempre um fluxo da região de maior pressão parcial para a de menor pressão parcial.

Pressões parciais dos gases respiratórios

Gás	Pressão parcial (mm Hg)		
	Ar inspirado	Ar alveolar	Ar expirado
O_2	159	100	116
CO_2	0,3	40	32
N_2	596	573	565
H_2O	4,7	47	47
P_{total}	760	760	760

Respirando a grandes altitudes

CEDOC



A pressão parcial do O_2, ao nível do mar, é de 159 mm Hg, porém a uma altitude de 5,5 km, em que a pressão atmosférica alcança 380 mm Hg, seu valor cai para 75 mm Hg. Nesta altitude, a pressão atmosférica torna-se insuficiente para permitir uma oxigenação eficaz das células do corpo.

Para evitar riscos, deve-se levar tanques de ar comprimido enriquecido em oxigênio. Para produzir a pressão parcial desse gás necessária à manutenção da vida em altitudes elevadas, a quantidade de oxigênio armazenada nos cilindros deve ser de 42% em volume.

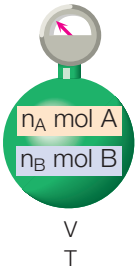
VOLUME PARCIAL (LEI DE AMAGAT)

Numa mistura gasosa podemos considerar que cada um dos gases seria responsável por uma parte do volume total ou, ainda, por uma certa porcentagem do volume total.

Assim, podemos concluir:

Volume parcial: é o volume que um gás ocuparia se sobre ele estivesse sendo exercida a pressão total da mistura gasosa à mesma temperatura.

Aplicando-se a lei dos gases ideais para uma mistura gasosa, temos:



$$P_TV_A = n_ART \quad \text{(I)}$$
$$P_TV_B = n_BRT \quad \text{(II)} \quad +$$
$$P(V_A + V_B) = (n_A + n_B)RT$$
$$PV = \Sigma nRT \quad \text{(III)}$$

A relação entre o número de mol de um gás e o número total de mol da mistura é conhecida por **fração molar**.

A fração molar pode ser obtida de maneira semelhante, estabelecendo-se relações com as pressões, volumes parciais e porcentagem em volume.

$$X_A = \frac{n_A}{\Sigma n} = \frac{P_A}{P_T} = \frac{V_A}{V_T} = \frac{\%\text{ em volume de } \mathbf{A}}{100\%}$$

Logo: $P_A = X_AP_T$ e $V_A = X_AV_T$

Observação:

A fração molar é uma relação entre um valor parcial e um valor total; por isso, a soma das frações molares será sempre igual à unidade.

EXERCÍCIOS RESOLVIDOS

1. Um balão contém 48 g de O_2, 24 g de He e 160 g de SO_2. Calcule:

a) as frações molares de cada gás;

b) as pressões parciais de cada gás quando a pressão total for igual a 1000 mm Hg.

(Massas molares: O_2 = 32 g mol^{-1}, He = 4 g mol^{-1}, SO_2 = 64 g mol^{-1})

SOLUÇÃO

$$n_{O_2} = \frac{48\ g}{32\ g\ mol^{-1}} = 1{,}5\ mol$$

$$n_{He} = \frac{24\ g}{4\ g\ mol^{-1}} = 6{,}0\ mol$$

$$n_{SO_2} = \frac{160\ g}{64\ g\ mol^{-1}} = 2{,}5\ mol$$

$\Sigma n = 10\ mol$

$P = 1000\ mm\ Hg$

a) $X_{O_2} = \frac{n_{O_2}}{} = \frac{1{,}5\ mol}{10\ mol} = 0{,}15$

$X_{He} = \frac{n_{He}}{} = \frac{6{,}0\ mol}{10\ mol} = 0{,}60$

$X_{SO_2} = \frac{n_{SO_2}}{} = \frac{2{,}5\ mol}{10\ mol} = 0{,}25$

b) $P_{O_2} = X_{O_2} \cdot P = 0{,}15 \cdot 1000\ mm\ Hg = 150\ mm\ Hg$

$P_{He} = X_{He} \cdot P = 0{,}60 \cdot 1000\ mm\ Hg = 600\ mm\ Hg$

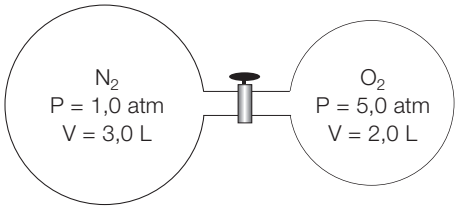
$P_{SO_2} = X_{SO_2} \cdot P = 0{,}25 \cdot 1000\ mm\ Hg = 250\ mm\ Hg$

2. Considere o sistema ao lado:

Após a abertura da torneira de comunicação dos frascos, mantendo-se a temperatura constante, determine:

a) as pressões parciais de cada gás;

b) a pressão total da mistura.



SOLUÇÃO

T constante ⟶ transformação isotérmica ⟶ $P_1V_1 = P_2V_2$

a)

	torneira fechada		torneira aberta	
N_2:	$P_{N_2}V_{N_2}$	=	$P_{N_2}V_{N_2}$	
	1,0 atm · 3,0 L	=	$P_{N_2} \cdot 5{,}0$ L	$P_{N_2} = 0{,}6$ atm
O_2:	$P_{O_2}V_{O_2}$	=	$P_{O_2}V_{O_2}$	
	5,0 atm · 2,0 L	=	$P_{O_2} \cdot 5{,}0$ L	$P_{O_2} = 2{,}0$ atm

b) $P_{total} = P_{N_2} + P_{O_2}$

$P_{total} = 0{,}6\ atm + 2{,}0\ atm$ $\quad P_{total} = 2{,}6\ atm$

Exercícios de classe

1. Um recipiente fechado contém 64 g de $O_{2(g)}$ e a pressão do gás é igual a 0,8 atm. Introduzindo-se nesse recipiente fechado 5 mol de $He_{(g)}$ e mantendo-se a temperatura, qual será a pressão total?

(**Dado**: massa molar do O_2 = 32 g/mol)

a) 1,6 atm.

b) 5,6 atm.

c) 2,8 atm.

d) 4,0 atm.

e) 0,8 atm.

2. (Fuvest-SP) Na respiração humana o ar inspirado e o ar expirado têm composições diferentes. A tabela a seguir apresenta as pressões parciais, em mm Hg, dos gases da respiração em determinado local.

Gás	Ar inspirado	Ar expirado
oxigênio	157,9	115,0
dióxido de carbono	0,2	**X**
nitrogênio	590,2	560,1
argônio	7,0	6,6
vapor d'água	4,7	46,6

Qual é o valor de **X**, em mm Hg?

a) 12,4. b) 31,7. c) 48,2. d) 56,5. e) 71,3.

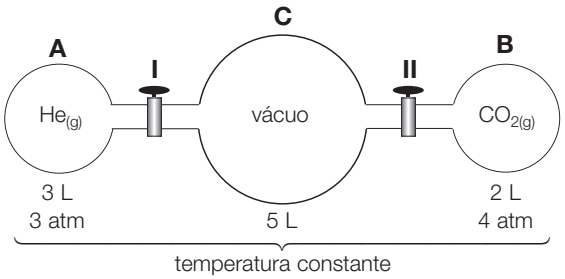
3. Uma mistura gasosa contendo 4 g de $CH_{4(g)}$ e 8 g de $O_{2(g)}$ está nas Condições Normais de Temperatura e Pressão (CNTP). Qual a pressão parcial do $CH_{4(g)}$ nessa mistura?

(**Dados**: massas molares: $CH_{4(g)}$ = 16 g · · mol^{-1}; $O_{2(g)}$ = 32 g · mol^{-1})

a) 0,4 atm.
b) 0,6 atm.
c) 0,16 atm.
d) 1,0 atm.
e) 0,5 atm.

4. Têm-se três balões, **A**, **B** e **C**, interligados com tubos munidos de torneiras **I** e **II**, inicialmente fechadas.

O balão **A** contém $He_{(g)}$, o balão **B** contém $CO_{2(g)}$ e o balão **C** está sob vácuo. Os volumes dos balões e as pressões dos gases estão indicadas no esquema a seguir.



Abrindo-se as torneiras **I** e **II** e mantendo-se a temperatura do sistema, decorrido um tempo suficiente para o sistema atingir o equilíbrio, qual a pressão no interior do balão **C**?

5. Numa mistura gasosa de N_2, CO_2 e H_2S as pressões parciais são respectivamente 0,60 atm, 0,90 atm e 1,50 atm. Calcule:

a) as frações molares de cada gás;
b) as % em volume de cada gás na mistura.

6. 20,0 g de uma mistura contendo 88% de CO_2 e 12% de He em massa exercem pressão de 0,41 atm a –73 °C. Calcule:

a) o volume da mistura;
b) os volumes parciais de cada gás.

7. Uma amostra de gases intestinais foi coletada e analisada, encontrando-se na sua composição 44% de CO_2, 38% de H_2, 17% de N_2, 1,3% de O_2 e 0,003% de CH_4 em volume (a soma das porcentagens é maior que 100% devido aos arredondamentos). Sabendo que a pressão no interior do intestino é 820 mm Hg, calcule a pressão parcial de cada gás.

(**Dados**: massas molares: CO_2 = 44; H_2 = 2; N_2 = 28; O_2 = 32; CH_4 = 16)

Exercícios propostos

1. (Unifor-CE) Considere um recipiente que contém 0,5 mol de H_2 e 1,0 mol de Ar, a determinada temperatura.

Comparando a pressão parcial de hidrogênio (pH_2) com a do argônio (pAr), tem-se:

a) pH_2 = pAr.
b) pH_2 = 2 pAr.
c) pH_2 = 3pAr.
d) pAr = 2 pH_2.
e) pAr = 3 pH_2.

2. Uma mistura de 12 g de etano ($C_2H_{6(g)}$) e 2,4 g de hélio ($He_{(g)}$) foi recolhida num balão de volume igual a 22,4 L mantido a 273 °C. As pressões parciais em atm do $C_2H_{6(g)}$ e do $He_{(g)}$ no interior do balão são, respectivamente:

(**Dados**: massas atômicas: H = 1; C = 12; He = 4)

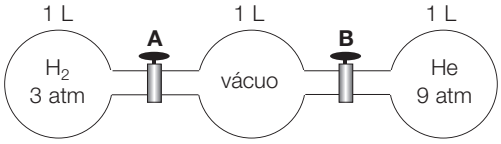
a) 0,5 e 0,5.
b) 0,4 e 0,6.
c) 1,6 e 2,4.
d) 0,8 e 1,2.
e) 3,0 e 4,0.

3. (MACK-SP) Uma mistura de 1,5 mol de gás carbônico, 8 g de metano e 12 · 10^{23} moléculas de monóxido de carbono está contida em um balão de 30 litros a 27 °C. Podemos afirmar que:

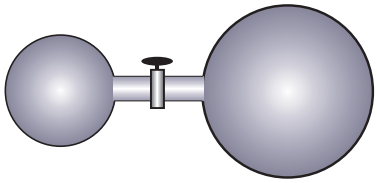
(**Dados**: P.A. H = 1; C = 12; O = 16)

a) a pressão parcial do CO é o dobro da do CH_4.
b) a pressão parcial do CH_4 é o triplo da do CO_2.
c) a pressão parcial do CO_2 é 1/4 da do CO.
d) a pressão parcial do CO é o quádruplo da do CH_4.
e) a pressão total é igual a 4 atm.

4. Se o sistema representado a seguir for mantido à temperatura constante e se os três balões possuírem o mesmo volume, após se abrirem as válvulas **A** e **B** qual será a pressão total no interior do sistema?



5. (UFPE) Dois recipientes encontram-se ligados por uma válvula, inicialmente fechada, como mostra a figura a seguir. No recipiente menor, com volume de **1 L**, encontra-se gás carbônico na pressão de **1 atm**. No recipiente maior, com volume de **3 L**, encontra-se oxigênio na pressão de **6 atm**. Considerando que a válvula é aberta e os dois gases se misturam, ocupando o volume dos dois recipientes, podemos afirmar:



a) A pressão parcial de gás carbônico será 0,25 atm.
b) A pressão parcial de oxigênio será 4,5 atm.
c) A pressão total no interior dos recipientes será 4,75 atm.
d) A pressão total no interior dos recipientes será 7 atm.

6. (UFPE) O ideal é que a pressão parcial do oxigênio no pulmão seja de 0,20 atm. Um mergulhador, que está sujeito a altas pressões, deve dosar o gás que respira para manter a pressão parcial do oxigênio neste valor. Se ele estiver mergulhando a uma profundidade em que a pressão seja de 2,5 atm, qual deve ser a fração molar de oxigênio numa mistura oxigênio/nitrogênio para que ele possa respirar sem dificuldades?

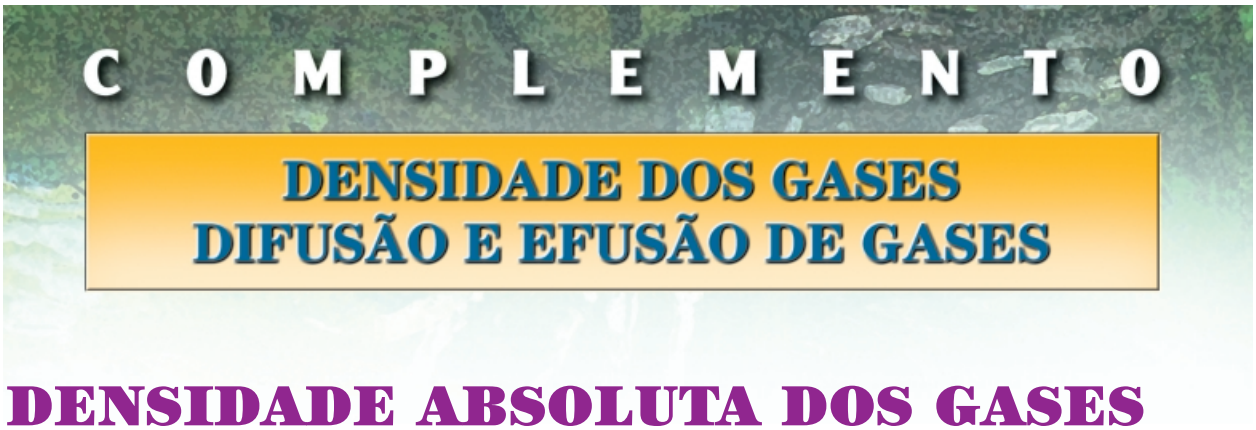
7. (UFPR) Uma mistura gasosa formada por 44 g de CO_2 e 6 g de H_2 é mantida a 27 °C e a 8,2 atm. Determine o volume parcial do H_2 nessa mistura.

(**Dados**: C = 12, H = 1, C = 16)

8. (Cesgranrio-RJ) O gás de cozinha, também chamado de gás liquefeito de petróleo (GLP), é formado por 50% de propano e 50% de butano em volume. Sabendo-se que uma família domiciliada no Rio de Janeiro gastou 49,2 m^3 de GLP no mês de setembro, o número de moléculas de gás butano queimado nesse mês foi:

(**Dados**: volume molar do butano a 27 °C e 1 atm = 24,6 L; Nº de Avogadro = $6,0 \cdot 10^{23}$)

a) $6,0 \cdot 10^{27}$.
b) $6,0 \cdot 10^{26}$.
c) $6,0 \cdot 10^{25}$.
d) $3,0 \cdot 10^{26}$.
e) $3,0 \cdot 10^{25}$.



DENSIDADE ABSOLUTA DOS GASES

A partir da Equação de Estado dos Gases Ideais, PV = nRT, pode-se chegar a uma nova equação:

$$PV = \frac{m}{M}RT \Rightarrow PM = \frac{m}{V}RT \Rightarrow \boxed{\frac{PM}{RT} = \frac{m}{V}} \qquad \boxed{d = \frac{PM}{RT}\ g/L}$$

DENSIDADE RELATIVA DOS GASES

A densidade relativa entre dois gases é dada pela simples relação entre as suas densidades absolutas, medidas nas mesmas condições de pressão e temperatura.

$$\left.\begin{aligned} d_A &= \frac{PM_A}{RT} \\ d_B &= \frac{PM_B}{RT} \end{aligned}\right\} \quad \frac{d_A}{d_B} = \frac{\frac{PM_A}{RT}}{\frac{PM_B}{RT}} \Rightarrow \quad \boxed{\frac{d_A}{d_B} = \frac{M_A}{M_B}}$$

A partir dessa relação pode-se concluir, em termos comparativos, que quanto maior for a massa molar de um gás, maior será a sua densidade.

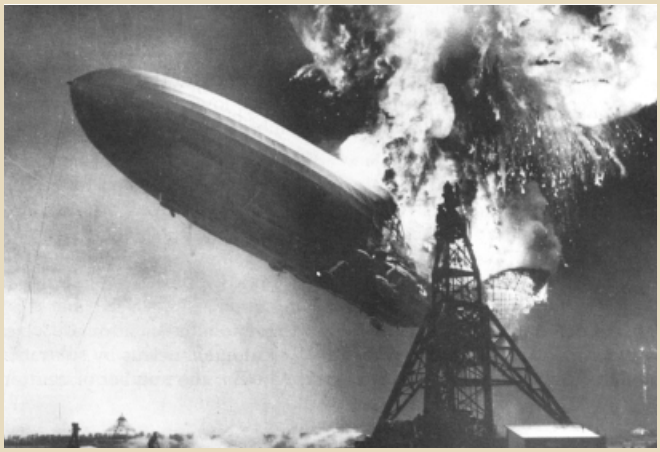


L E I T U R A

Dirigíveis

No início do século, enormes balões "dirigíveis" a gás — os *Zeppelins* — eram utilizados para o transporte de passageiros, competindo seriamente com os mais luxuosos transatlânticos.

Corbis



Acidente com dirigível preenchido com gás hidrogênio.

Em 1937, um desses balões, o Hindemburg, com suas câmaras cheias de gás hidrogênio, explodiu durante as operações de atracamento, provocando um incêndio de grandes proporções e pondo fim a esse curioso meio de transporte.

O hidrogênio era utilizado por ser o gás com menor densidade conhecido pelo ser humano. Hoje em dia, em vez de hidrogênio, usa-se, em balões meteorológicos e de publicidade, o gás hélio, que, embora seja mais denso que o hidrogênio, não oferece nenhum perigo.

É comum comparar a densidade de um gás com a do ar. Como o ar é uma mistura, sua **massa molar aparente** deve ser determinada por meio de uma média ponderada:

composição do ar	% em volume	fração molar
N_2 ($M = 28\ g \cdot mol^{-1}$)	78	0,78
O_2 ($M = 32\ g \cdot mol^{-1}$)	21	0,21
Ar ($M = 40\ g \cdot mol^{-1}$)	1	0,01

$$m_{aparente} = (x_{N_2} \cdot m_{N_2}) + (x_{O_2} \cdot m_{O_2}) + (x_{Ar} \cdot m_{Ar})$$

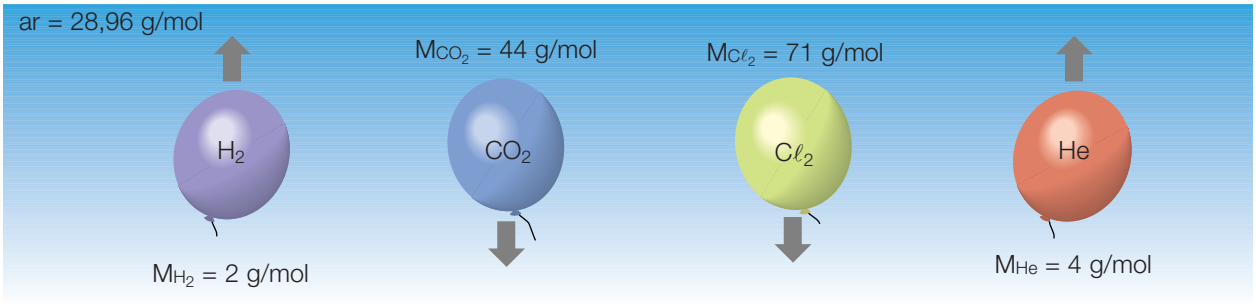
$$M_{aparente\ do\ ar} = 28{,}96\ g \cdot mol^{-1}$$



CEDOC

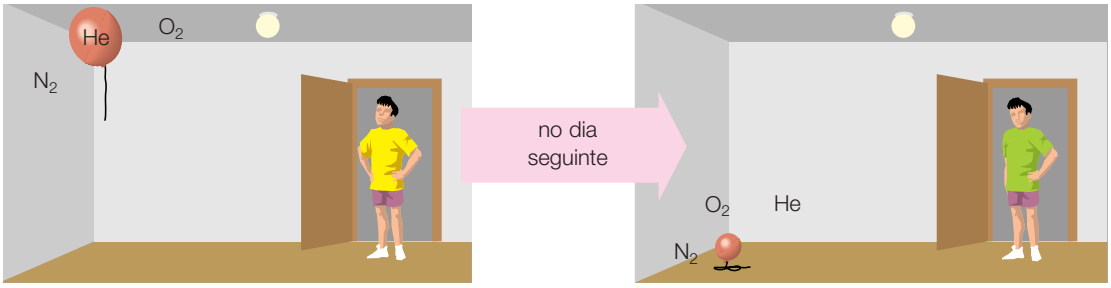
O gás vermelho-acastanhado, por ser mais denso que o ar, tende a ocupar o fundo do béquer.

Logo, nas CNTP, se um balão contendo gás com massa molar menor do que 28,96 g/mol for solto no ar, ele subirá.



DIFUSÃO E EFUSÃO DE GASES

Tanto a difusão como a efusão dos gases são fatos cotidianos. Observe a figura:



A densidade do gás hélio é menor do que a densidade do ar atmosférico; por isso, uma bexiga cheia de hélio se eleva quando é solta no ar. Como as paredes da bexiga apresentam poros e admitindo que a pressão interna seja igual à externa na mesma temperatura, existe um fluxo contínuo de gases através dos poros da bexiga. O que ocorreu com a bexiga da ilustração anterior foi uma saída maior do gás hélio do que a entrada dos gases que constituem o ar, o que fez com que a bexiga murchasse. No caso descrito, ocorreram os dois fenômenos: **efusão** e **difusão de gases**.

Efusão: passagem de um gás através de pequenos orifícios. A passagem de um gás através de uma parede porosa é uma efusão, pois a parede porosa é um conjunto de pequenos orifícios.

Difusão: propriedade de duas ou mais substâncias misturarem-se espontaneamente, resultando em soluções (misturas homogêneas), quando colocadas em presença umas das outras.

O físico inglês Graham, em 1828, por meio de resultados experimentais, estabeleceu uma relação matemática e enunciou a seguinte lei:

Lei de Graham: A velocidade de difusão e de efusão de um gás é inversamente proporcional à raiz quadrada de sua densidade.

$$\frac{v_1}{v_2} = \sqrt{\frac{d_2}{d_1}}$$

Numa mesma **P** e **T**, a relação entre as densidades de dois gases é igual à relação entre suas massas molares; portanto:

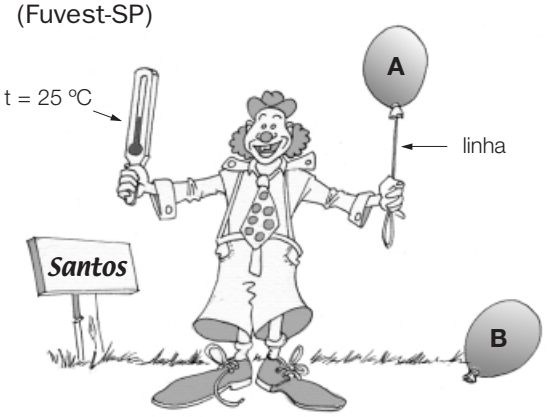
$$\frac{v_1}{v_2} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}}$$

Exercícios

1. (FASP) Qual é o gás mais leve, depois do hidrogênio, que pode ser, por exemplo, usado em balões por ser não-inflamável ou utilizado para substituir o nitrogênio quando o ar precisa ser respirado a alta pressão?

a) argônio
b) lítio
c) hélio
d) oxigênio

2. (Fuvest-SP)



Ao nível do mar e a 25 °C: volume molar de gás = 25 L/mol; densidade do ar atmosférico = 1,2 g/L

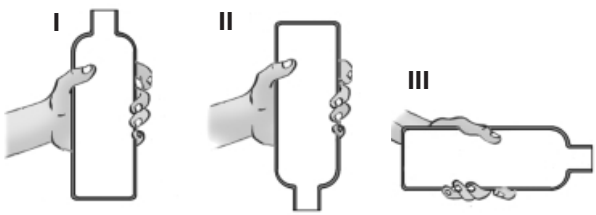
(**Dados**: H = 1, C = 12, N = 14, O = 16 e Ar = 40)

As bexigas **A** e **B** podem conter, respectivamente:

a) argônio e dióxido de carbono.
b) dióxido de carbono e amônia.
c) amônia e metano.
d) metano e amônia.
e) metano e argônio.

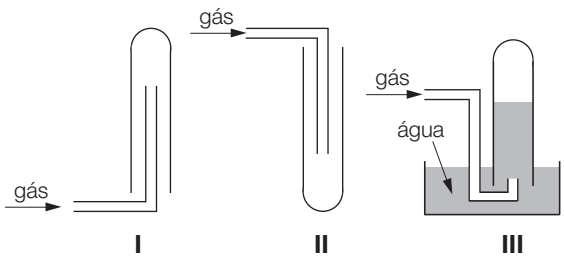
3. Os gases metano (CH_4) e butano (C_4H_{10}) foram produzidos separadamente num laboratório e recolhidos em dois frascos para serem transportados de uma bancada para outra. A seguir estão indicadas três possíveis maneiras de esses frascos serem transportados. Quais as maneiras adequadas para cada um dos frascos?

(Massas molares: CH_4 = 16 g/mol; C_4H_{10} = = 58 g/mol; N_2 = 28 g/mol; O_2 = 32 g/mol)



	Frasco com $CH_{4(g)}$	Frasco com $C_4H_{10(g)}$
a)	**I**	**II**
b)	**II**	**I**
c)	**II** ou **III**	**I** ou **III**
d)	**III**	**III**
e)	**II**	**II** ou **III**

4. (Fuvest-SP) Deseja-se preparar e recolher os gases metano, amônia e cloro. As figuras **I**, **II** e **III** mostram dispositivos de recolhimento de gases em tubos de ensaio.



Considerando os dados da tabela abaixo,

	Massa molar g/mol	Solubilidade em água
Metano (CH_4)	16	desprezível
Amônia (NH_3)	17	alta
Cloro ($C\ell_2$)	71	alta
Ar	29 (valor médio)	baixa

escolha, dentre os dispositivos apresentados, os mais adequados para recolher, nas condições ambiente, metano, amônia e cloro. Esses dispositivos são, respectivamente:

a) II, II e III.
b) III, I e II.
c) II, III e I.
d) II, I e III.
e) III, III e I.

5. (MACK-SP) O gás hidrogênio foi utilizado no início do século em balões conhecidos por *Zeppelins*. Atualmente, balões de publicidade e balões para crianças são enchidos com gás hélio.

Relativamente ao gás hélio, é **incorreto** afirmar que:

(**Dados**: massas molares (g/mol): H = 1; He = 4)

a) tem densidade maior que o ar atmosférico.
b) sua massa molar é maior do que a do gás hidrogênio.
c) é um gás não-inflamável.
d) tem fórmula molecular: He.
e) é um gás mais denso do que o gás hidrogênio.

6. (Unicamp-SP) Durante os dias quentes de verão, uma brincadeira interessante consiste em pegar um saco plástico, leve e de cor preta, encher 3/4 do seu volume com ar, amarrar hermeticamente a sua boca, expondo-o, em seguida, aos raios solares. O ar no interior do saco é aquecido, passando a ocupar todo o volume. Como conseqüência, o saco sobe na atmosfera como um balão.

a) Considere a pressão atmosférica constante durante a brincadeira e considerando ainda que inicialmente o ar estava a 27 °C, calcule a variação da temperatura do ar no interior do saco plástico entre a situação inicial e a final, quando o gás ocupa todo o volume.

b) Qual a relação entre as densidades do ar no início e no instante em que todo o volume do saco é ocupado?

7. (Unicamp-SP) Um balão meteorológico de cor escura, no instante de seu lançamento, contém 100 mol de gás hélio (He). Após ascender a uma altitude de 15 km, a pressão do gás se reduziu a 100 mm Hg e a temperatura, devido à irradiação solar, aumentou para 77 °C. Calcule, nestas condições:

a) o volume do balão meteorológico;

b) a densidade do He em seu interior.

(**Dados**: R = 62 mm Hg L mol^{-1} K^{-1}; massa molar do He = 4 g/mol)

8. Num canto de uma sala é quebrada uma ampola contendo gás amônia (NH_3) e no canto oposto, no mesmo instante, é quebrada uma ampola contendo gás sulfídrico (H_2S). Uma pessoa colocada no centro dessa sala sentirá primeiro o cheiro do NH_3 ou do H_2S? Por quê?

(Massas atômicas: N = 14; S = 32; H = 1)

9. (IME-RJ) Um balão de material permeável às variedades alotrópicas do oxigênio é cheio com ozônio e colocado em um ambiente de oxigênio à mesma pressão e igual temperatura do balão. Responda, justificando sumariamente: o balão se expandirá ou se contrairá?

10. O hidrogênio atravessa um pequeno orifício com velocidade igual a 5,0 L/min, numa dada **P** e **T**. Com qual velocidade o oxigênio atravessa o mesmo orifício, na mesma **P** e **T**?

(Massas atômicas: H = 1, O = 16)

11. O gás hélio atravessa um pequeno orifício com velocidade $\sqrt{7}$ vezes maior que um gás **X** nas mesmas condições. Qual a densidade do gás **X** nas CNTP?

(Massa molar do He = 4 g/mol)

a) 1,8 g/L.
b) 1,25 g/L.
c) 0,5 g/L.
d) 1,0 g/L.
e) 2,5 g/L.

UNIDADE 9
Estequiometria

INTRODUÇÃO

O cálculo das quantidades das substâncias envolvidas numa reação química é chamado **estequiometria** — palavra derivada do grego *stoicheia* = partes mais simples e *metreim* = medida.

Para efetuarmos os cálculos estequiométricos, devemos conhecer as proporções existentes entre os elementos que formam as diferentes substâncias.

Estas proporções são perceptíveis pelo conhecimento das fórmulas das substâncias. Por isso, inicialmente vamos estudar os diferentes tipos de fórmulas.

TIPOS DE FÓRMULAS

FÓRMULA PERCENTUAL

Fórmula percentual: indica a porcentagem, em massa, de cada elemento que constitui a substância.

Uma maneira de determinar a fórmula percentual é partir da fórmula molecular da substância, aplicando os conceitos de massa atômica e massa molecular.

Por exemplo, sabendo que a fórmula molecular do metano é CH_4 e que as massas atômicas do carbono e do hidrogênio são, respectivamente, 12 e 1, temos:

$$CH_4 \begin{cases} C = 12 \cdot 1 = 12 \\ H = \ 1 \cdot 4 = \ 4 \end{cases} +$$

$$16 \longrightarrow \text{massa molecular (MM) de } CH_4$$



Simon Fraser/SPL

O metano é conhecido por gás dos pântanos, por ser proveniente da decomposição de matéria orgânica.

Assim, na massa molecular igual a 16, o carbono participa com 12 e o hidrogênio com 4. Logo:

$$C \begin{cases} 16 \text{ ——— } 100\% \\ 12 \text{ ——— } x \end{cases} \qquad H \begin{cases} 16 \text{ ——— } 100\% \\ 4 \text{ ——— } x \end{cases}$$

x = 75% de carbono **x = 25% de hidrogênio**

Desse modo, temos: $C_{75\%}\ H_{25\%}$

Fertilizantes

A maior parte dos fertilizantes usados atualmente na agricultura é constituída por três nutrientes principais: nitrogênio (N), fósforo (P) e potássio (K).

- N: entra na formação de proteínas encontradas no caule e nas folhas;
- P: acelera o crescimento das raízes e o amadurecimento dos frutos;
- K: protege as plantas contra doenças e promove o crescimento das sementes.

Esses nutrientes são absorvidos pelas raízes; logo, os componentes dos fertilizantes são compostos solúveis em água.

O nitrogênio pode ser fornecido às plantas na forma de três compostos: sulfato de amônio — $(NH_4)_2SO_4$, nitrato de amônio — NH_4NO_3, ou uréia — $CO(NH_2)_2$. Qual deles nos fornece maior teor de nitrogênio?

Observe o quadro:

$(NH_4)_2SO_4$	NH_4NO_3	$CO(NH_2)_2$
$2 \cdot N = 2 \cdot 14 = 28$ $8 \cdot H = 8 \cdot 1 = 8$ $1 \cdot S = 1 \cdot 32 = 32$ $4 \cdot O = 4 \cdot 16 = +\ 64$ $MM = 132$	$2 \cdot N = 2 \cdot 14 = 28$ $4 \cdot H = 4 \cdot 1 = 4$ $3 \cdot O = 3 \cdot 16 = +\ 48$ $MM = 80$	$1 \cdot C = 1 \cdot 12 = 12$ $1 \cdot O = 1 \cdot 16 = 16$ $2 \cdot N = 2 \cdot 14 = 28$ $4 \cdot H = 4 \cdot 1 = +\ 4$ $MM = 60$
fração de $N = \frac{28}{132}$	fração de $N = \frac{28}{80}$	fração de $N = \frac{28}{60}$
% de $N = \frac{28}{132} \cdot 100 = 21.2\%$	% de $N = \frac{28}{80} \cdot 100 = 35\%$	% de $N = \frac{28}{60} \cdot 100 = 46.7\%$

Como podemos perceber, a uréia apresenta maior teor de nitrogênio. Além disso, ela oferece outras vantagens: é mais barata e permanece no solo por mais tempo, o que favorece sua absorção.

FÓRMULA MÍNIMA OU EMPÍRICA

Fórmula mínima: indica a menor proporção, em números inteiros de mol, dos átomos dos elementos que constituem uma substância.

Ao determinar a fórmula mínima, devemos:

a) calcular o número de mol de átomos de cada elemento;

b) dividir os resultados pelo menor valor encontrado.

Vejamos um exemplo:

Uma amostra contém 2,4 g de carbono e 0,6 g de hidrogênio (**Dados**: massas atômicas: C = 12, H = 1). Para determinar a fórmula mínima do composto, devemos inicialmente calcular o número de mol (n) de átomos de cada elemento.

$$n = \frac{m}{M} \Rightarrow \begin{matrix} \mathbf{C} \\ \frac{2,4\ g}{12\ g/mol} \\ \downarrow \\ 0,2\ mol \end{matrix} \qquad \begin{matrix} \mathbf{H} \\ \frac{0,6\ g}{1\ g/mol} \\ \downarrow \\ 0,6\ mol \end{matrix}$$

número de mol de átomos

Em seguida devemos determinar as menores proporções possíveis, em números inteiros:

$$\text{relação entre o nº de mol} \begin{cases} \dfrac{0{,}2 \text{ mol}}{0{,}2} = 1 \\ \dfrac{0{,}6 \text{ mol}}{0{,}2} = 3 \end{cases}$$

Assim, a fórmula mínima é CH_3.

FÓRMULA MOLECULAR

Fórmula molecular: indica o número real de átomos de cada elemento na molécula.

Em alguns casos, a fórmula molecular é igual à fórmula mínima; em outros, porém, é um múltiplo inteiro da fórmula mínima.

$$\text{fórmula molecular} = (\text{fórmula mínima})_n$$

em que **n** é inteiro.

Assim, temos:

fórmula molecular		fórmula mínima
H_2O	→	H_2O
C_6H_6	: 6 →	CH
P_4O_{10}	: 2 →	P_2O_5
C_2H_2	: 2 →	CH

A fórmula molecular pode ser determinada de várias maneiras. Vejamos algumas delas.

1º método A partir da porcentagem em massa, calculando a fórmula mínima.

Vitamina C (massa molecular = 176)

100 g
- C = 40,9% em massa = 40,9 g
- H = 4,55% em massa = 4,55 g
- O = 54,6% em massa = 54,6 g


Sérgio Luiz Pereira

	C	H	O
número de mol de átomos	$\dfrac{40{,}9 \text{ g}}{12 \text{ g mol}^{-1}}$	$\dfrac{4{,}55 \text{ g}}{1 \text{ g mol}^{-1}}$	$\dfrac{54{,}6 \text{ g}}{16 \text{ g mol}^{-1}}$
	3,41 mol	4,55 mol	3,41 mol
relação entre o número de mol	$\dfrac{3{,}41 \text{ mol}}{3{,}41}$	$\dfrac{4{,}55 \text{ mol}}{3{,}41}$	$\dfrac{3{,}41 \text{ mol}}{3{,}41}$
	1 mol	1,33 mol	1 mol

Como os valores encontrados não são inteiros, deve-se multiplicá-los por um mesmo número que permita obter a menor proporção de números inteiros. Nesse caso, o número adequado é **3**. Assim:

C	**H**	**O**
1 mol	1,33 mol	1 mol
↓ × 3	↓ × 3	↓ × 3
3 mol	4 mol	3 mol

fórmula mínima $C_3H_4O_3$

A relação entre a fórmula mínima e a molecular pode ser feita da seguinte maneira:

fórmula mínima		**fórmula molecular**
$C_3H_4O_3$	⟶	$(C_3H_4O_3)_n$
MM = 88		MM = 176

Logo, temos que:

$$(C_3H_4O_3)_n = 176$$
$$88n = 176$$
$$n = 2 \Rightarrow (C_3H_4O_3)_2 \Rightarrow \text{fórmula molecular : } C_6H_8O_6$$

2º método Relacionando as porcentagens em massa com a massa molecular do composto.

C = 40,9%
H = 4,55%
O = 54,6%
} MM = 176 Considerando que sua fórmula molecular seja: $C_xH_yO_z$,

agora devemos relacionar as porcentagens em massa com as massas atômicas e a massa molecular:

C_x		H_y		O_z		
12x	+	1y	+	16z	=	176
↓		↓		↓		↓
40,9%		4,55%		54,6%		100%

C_x { 176 ——— 100%; 12x ——— 40,9% } x = 6

H_y { 176 ——— 100%; 1y ——— 4,55% } y = 8

O_z { 176 ——— 100%; 16z ——— 54,6% } z = 6

fórmula molecular $C_6H_8O_6$

EXERCÍCIO RESOLVIDO

(EEM-SP) Um cloreto de ferro hidratado ($FeC\ell_x \cdot y\ H_2O$), de massa molecular 270,5, apresenta 20,6% de ferro e 39,4% de cloro, em massa.
a) Qual a porcentagem de água nesse sal?
b) Quantas moléculas de água de hidratação (y) existem por fórmula desse composto?
c) Qual é a fórmula desse sal?
(Massas atômicas: Fe = 56; $C\ell$ = 35,5; H = 1; O = 16)

SOLUÇÃO

a) Se temos 20,6% de Fe e 39,4% de $C\ell$, a porcentagem em massa de água será dada por:

$$100\% - (20{,}6\% + 39{,}4\%) = 40\%$$

b) Assim:

Fe		$C\ell_x$		$y\ H_2O$		
56	+	35,5x	+	18y	=	270,5
↓		↓		↓		↓
20,6%		39,4%		40%		100%

Para determinarmos **x** e **y**:

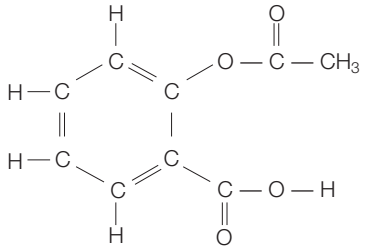
$C\ell_x$ { 270,5 ——— 100% ; 35,5x ——— 39,4% } x = 3

$y\ H_2O$ { 270,5 ——— 100% ; 18y ——— 40% } y = 6

c) Logo, a fórmula do composto é: $FeC\ell_3 \cdot 6\ H_2O$.

Exercícios de classe

1. (Cesgranrio-RJ) A síntese da aspirina (ácido acetil-salicílico) foi uma das maiores conquistas da indústria farmacêutica. Sua estrutura é:



Determine a porcentagem, em massa, de carbono na aspirina.
(**Dados**: massas molares (g/mol): C = 12, O = 16, H = 1)

2. (UERJ) Algumas substâncias, por fornecerem o nitrogênio indispensável à síntese de proteínas dos vegetais, têm grande aplicação em fertilizantes na agricultura. Analise as fórmulas de quatro dessas substâncias:

$CO(NH_2)_2$	NH_4NO_3	$HNC(NH_2)_2$	$(NH_4)_2SO_4$
uréia	nitrato de amônio	guanidina	sulfato de amônio
I	**II**	**III**	**IV**

A substância que possui maior teor em massa de nitrogênio é a identificada pelo número:
(**Dados**: massas molares (g/mol): H = 1, N = 14, O = 16, S = 32)
a) I.
b) II.
c) III.
d) IV.

3. (UNI-RIO) O etileno glicol, substância muito usada como agente anticongelante em motores automotivos, é um álcool e possui 38,7% de C, 9,7% de H e 51,6% de O. A fórmula mínima deste composto é:
(**Dados**: massas atômicas: H = 1 u; C = 12 u; O = 16 u)
a) CHO_3.
b) CH_3O.
c) CH_3O_2.
d) C_2H_3O.
e) C_3HO.

4. (UFV-MG) Sabe-se que, quando uma pessoa fuma um cigarro, pode inalar de 0,1 até 0,2 miligramas de nicotina. Descobriu-se em laboratório que cada miligrama de nicotina contém 74,00% de carbono, 8,65% de hidrogênio e 17,30% de nitrogênio. Calcule a fórmula mínima da nicotina. (Massas atômicas: C = 12, H = 1, N = 14)

5. (UFV-MG) Uma substância pura de massa igual a 32,00 g foi submetida a análise elementar e verificou-se que continha 10,00 g de cálcio, 6,08 g de carbono e 15,92 g de oxigênio.

a) Qual o teor (porcentagem) de cada elemento na substância?

b) Qual a fórmula mínima da substância?

(Massas atômicas: Ca = 40,0; C = 12,0; O = 16,0)

6. (MACK-SP) O óxido de vanádio é constituído de moléculas $V_2O_{\mathbf{y}}$. Se a massa molar do $V_2O_{\mathbf{y}}$ é 182 g, então **y** é igual a: (Massas molares em g/mol: V = 51; O = 16)

a) 1. d) 5.
b) 3. e) 4.
c) 7.

7. (Puccamp-SP) A análise de uma substância desconhecida revelou a seguinte composição centesimal: 62,1% de carbono, 10,3% de hidrogênio e 27,5% de oxigênio. Pela determinação experimental de sua massa molar, obteve-se o valor 58,0 g/mol.
É correto concluir que se trata de um composto orgânico de fórmula molecular:
(Massas atômicas: C = 12, H = 1, O = 16)

a) $C_3H_6O_2$. c) $C_2H_2O_2$. e) C_3H_6O.
b) CH_6O_2. d) $C_2H_4O_2$.

8. (Unicamp-SP) Sabe-se que 1,0 mol de um composto contém 72 g de carbono (C), 12 mol de átomos de hidrogênio (H) e $12 \cdot 10^{23}$ átomos de oxigênio (O). Admitindo-se o valor da Constante de Avogadro como sendo $6,0 \cdot 10^{23}$ mol^{-1} e com base na Classificação Periódica dos elementos, escreva:

a) a fórmula molecular do composto;

b) a fórmula mínima do composto.

9. Um composto encerra 40% de C e tem massa molar igual a 90 g/mol. Quantos átomos de C contém a molécula desse composto?

a) 1. b) 2. c) 3. d) 4. e) 5.

ESTEQUIOMETRIA DAS REAÇÕES QUÍMICAS

As bases para o estudo da estequiometria das reações químicas foram lançadas no século XVIII por cientistas que conseguiram expressar matematicamente as regularidades que ocorrem nas reações químicas, através das **Leis das Combinações Químicas**. Essas leis foram divididas em dois grupos:

- **Leis ponderais**: relacionam as massas dos participantes de uma reação.
- **Lei volumétrica**: relaciona os volumes dos participantes de uma reação.

LEIS PONDERAIS

Lei da conservação das massas

Essa lei foi proposta, por volta de 1775, por Antoine Laurent Lavoisier e é popularmente enunciada da seguinte maneira:

> Na natureza, nada se cria, nada se perde, tudo se transforma.

Lavoisier formulou essa lei depois de realizar uma experiência com óxido de mercúrio (reagente), o qual, antes de ser submetido a aquecimento, teve sua massa determinada

quando colocado em um sistema fechado; mediante o aquecimento desse reagente, Lavoisier obteve mercúrio e oxigênio (produtos), que, ao final da reação, também tiveram suas massas identificadas.

óxido de mercúrio (vermelho) $\xrightarrow{\Delta = \text{aquecimento}}$ mercúrio (prateado) + oxigênio (incolor)

massa do reagente = massa dos produtos

Em função desta e de várias outras experiências, Lavoisier concluiu que:

> **Num sistema fechado, a massa total dos reagentes é igual à massa total dos produtos.**

Vejamos um exemplo numérico:

$$\underbrace{CaO}_{56\text{ g}} + \underbrace{H_2O}_{18\text{ g}} \longrightarrow \underbrace{Ca(OH)_2}_{74\text{ g}}$$

massa dos reagentes 74 g — massa do produto 74 g



CEDOC

Na tela pintada por Jacques Louis David, em 1788, Lavoisier aparece ao lado de sua esposa, Marie-Anne Pierrete Paulitze. Pelos seus trabalhos, Lavoisier é considerado o fundador da Química moderna.

Essa foi a primeira das **leis das combinações químicas** ou **leis ponderais** e, a partir dela, outras foram surgindo para explicar as regularidades que ocorrem nas combinações químicas.

Lei das proporções constantes

Em 1799, Joseph Louis Proust, analisando várias substâncias, descobriu que a proporção com que cada elemento entra na formação de determinada substância ou composição em massa era constante, independentemente de seu processo de obtenção. Assim, por exemplo, no caso da água, temos:

água ⟶	hidrogênio	+	oxigênio
100%	11,1%		88,9%
100 g	11,1 g		88,9 g
proporção	1	:	8

A composição da água apresentará sempre uma mesma relação entre as massas de hidrogênio e oxigênio, qualquer que seja a massa de água considerada. Ou seja, na formação de água deveremos combinar hidrogênio e oxigênio na proporção de 1 para 8 em massa. Se reagirmos 1 grama de hidrogênio com 8 gramas de oxigênio, obteremos 9 gramas de água:

	Hidrogênio +	oxigênio ⟶	água
Proporção	1 :	8 :	9
Experiência A	10 g	80 g	90 g
Experiência B	5 g	40 g	45 g

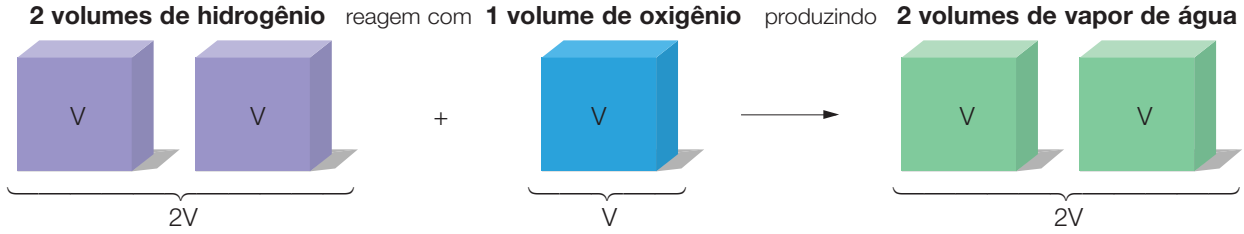
Em função desses resultados, Proust enunciou a seguinte lei ponderal conhecida como **lei das proporções constantes**:

> Toda substância apresenta uma proporção em massa constante na sua composição.

Essas leis foram desenvolvidas a partir de experimentos realizados com quantidades de matéria possíveis de serem "pesadas" nas balanças existentes na época, ou seja, eram observações realizadas em nível macroscópico. Ainda não existia nenhuma explicação para os fatos relacionados à composição da matéria em nível microscópico.

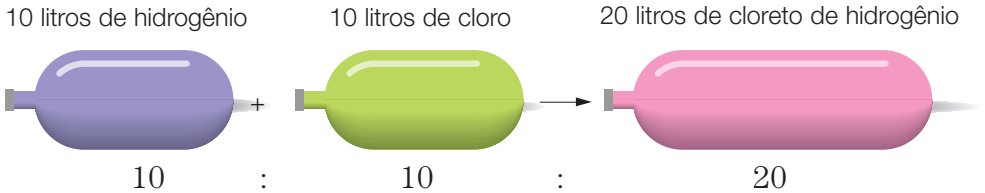
Lei volumétrica de Gay-Lussac

Uma das maiores contribuições de Gay-Lussac à Química foi sua **Lei da Combinação de Volumes**, publicada em 1808, e baseada numa série de experimentos. Um deles envolvia a reação entre o gás hidrogênio e o gás oxigênio, cujo produto é a água.



> **Lei de Gay-Lussac:** Nas mesmas condições de pressão e temperatura, os volumes dos gases participantes de uma reação química têm entre si uma relação de números inteiros e pequenos.

Veja mais um exemplo em que os resultados experimentais confirmam essa lei. Para isso, considere sempre todos os participantes no estado gasoso e nas mesmas condições de pressão e temperatura.



$$10 \;:\; 10 \;:\; 20$$

dividindo-se todos pelo menor valor em volume, isto é, por 10

$$\frac{10}{10} \;:\; \frac{10}{10} \;:\; \frac{20}{10}$$

proporção entre volumes

$$1 \;:\; 1 \;:\; 2$$

$V_{hidrogênio}$ V_{cloro} $V_{cloreto\ de\ hidrogênio}$

Exercícios de classe

1. (FCMSC-SP) A frase: "Do nada, nada; em nada, nada pode transformar-se" relaciona-se com as idéias de:

a) Dalton.
b) Proust.
c) Boyle.
d) Lavoisier.
e) Gay-Lussac.

2. (Fuvest-SP) Quando 96 g de ozônio se transformam completamente, a massa de oxigênio comum produzida é igual a:

a) 32 g.
b) 48 g.
c) 64 g.
d) 80 g.
e) 96 g.

3. O açúcar comum, quando submetido a aquecimento, pode se transformar em carvão. Foram realizados dois experimentos cujos dados constam da tabela a seguir:

	Açúcar ⟶ carvão + água		
1ª experiência	342 g	144 g	**a** g
2ª experiência	**b** g	**c** g	99 g

Determine os valores de **a**, **b** e **c**.

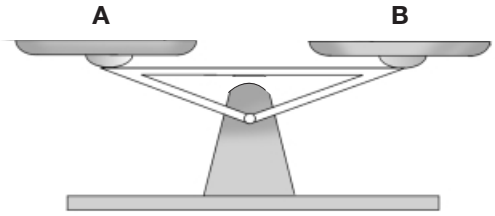
4. A queima do carvão pode ser representada pela equação:

carvão + oxigênio ⟶ gás carbônico

Sabendo-se que 12 g de carvão reagem exatamente com 32 g de oxigênio, pergunta-se:

a) Qual a massa de gás carbônico produzida na reação?
b) Qual a razão entre a massa de carvão e a de oxigênio que reagiram?
c) Se reagirmos 20 g de carvão com 32 g de oxigênio, qual será a quantidade de gás carbônico produzida?

5. (Fuvest-SP) Os pratos **A** e **B** de uma balança foram equilibrados com um pedaço de papel em cada prato e efetuou-se a combustão apenas do material contido no prato **A**. Esse procedimento foi repetido com palha de aço em lugar de papel. Após cada combustão, observou-se:



	Com papel	Com palha de aço
a)	**A** e **B** no mesmo nível	**A** e **B** no mesmo nível
b)	**A** abaixo de **B**	**A** abaixo de **B**
c)	**A** acima de **B**	**A** acima de **B**
d)	**A** acima de **B**	**A** abaixo de **B**
e)	**A** abaixo de **B**	**A** e **B** no mesmo nível

6. A reação de decomposição da amônia pode ser representada pela equação:

$$2\ NH_{3(g)} \longrightarrow N_{2(g)} + 3\ H_{2(g)}$$

A decomposição de 500 L de NH_3 produzirá quantos litros de N_2 e H_2, nas mesmas condições de pressão e temperatura?

RELACIONANDO QUANTIDADES

É importante saber a quantidade de produto que pode ser obtida a partir de uma determinada quantidade de reagentes. É fundamental, também, numa indústria química, por exemplo, saber antecipadamente qual a quantidade de reagentes que deve ser utilizada para se obter uma determinada quantidade de produto. O objetivo econômico de toda indústria que envolve processos químicos é produzir substâncias em quantidade suficiente, usando a menor quantidade possível de reagentes e com o menor custo, obtendo, assim, a melhor relação custo/benefício.

Relações desse tipo não são utilizadas somente pelos químicos. Elas fazem parte da nossa vida e muitas vezes nós as usamos sem perceber.

Em Química, as relações em massas, volumes e mesmo em quantidade de energia são denominadas **cálculos estequiométricos**.

Brigadeiro



Ingredientes

2 latas de leite condensado
4 colheres de sopa de chocolate meio amargo em pó
1 colher de sopa de manteiga
chocolate granulado

Procedimento

Coloque os ingredientes em uma panela e aqueça-os em fogo brando; mexa-os constantemente até a massa se desprender do fundo. Quando isso acontecer, transfira a massa para um prato untado com manteiga, no qual deve ficar até esfriar.

Em seguida, faça pequenas bolinhas com pedaços da massa resfriada.

A proporção sugerida rende 50 brigadeiros, que devem ser passados em chocolate granulado.

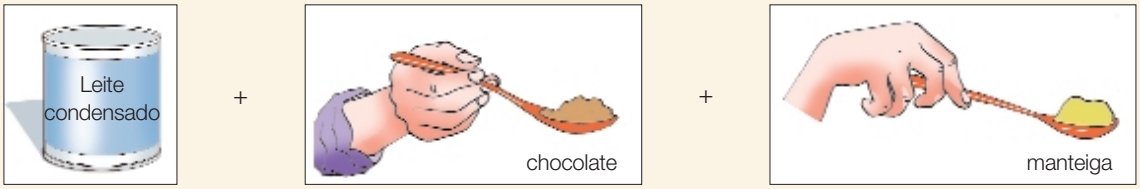
2 latas de leite condensado + 4 colheres de sopa de chocolate em pó + 1 colher de sopa de manteiga ⟶ 50 brigadeiros

Se a proporção não for essa, o resultado será bem diferente do esperado.

Vamos, agora, relacionar quantidades.

1. Se decidirmos fazer uma quantidade maior de brigadeiros e, para tanto, utilizarmos 10 latas de leite condensado em vez de 2, precisaremos também acertar as quantidades dos outros ingredientes. Para 10 latas de leite condensado, serão necessárias quantas colheres de sopa de chocolate meio amargo em pó e de manteiga?

Resolução

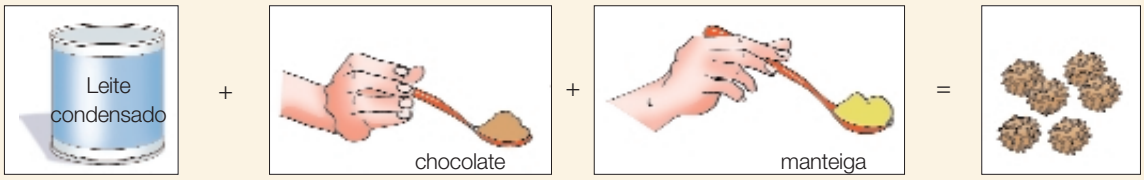


proporção:	2	4		1
então:	10	**x**		**y**
		x = 20		**y** = 5

Logo, serão necessárias { 20 colheres de sopa de chocolate em pó; 5 colheres de sopa de manteiga }

2. De quanto de cada ingrediente necessitaremos para preparar 500 brigadeiros?

Resolução

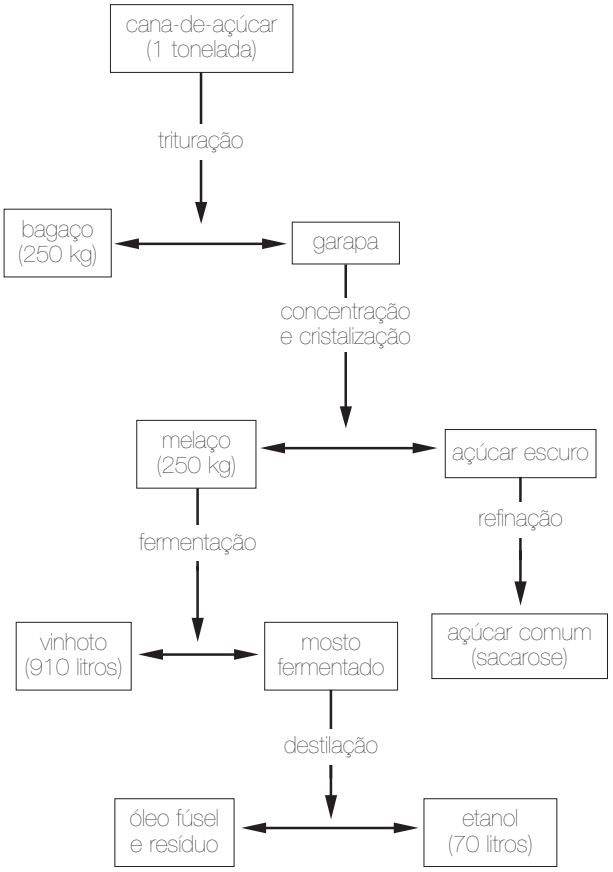


proporção:	2		4		1		50
então:	**z**		**x**		**y**		500
	z = 20		**x** = 40		**y** = 10		

Logo, serão necessárias { 20 latas de leite condensado; 40 colheres de sopa de chocolate em pó; 10 colheres de sopa de manteiga }

Exercícios de classe

1. (ENEM) O esquema a seguir ilustra o processo de obtenção do álcool etílico a partir da cana-de-açúcar.



Em 1996, foram produzidos no Brasil 12 bilhões de litros de álcool. A quantidade de cana-de-açúcar, em toneladas, que teve de ser colhida para esse fim foi aproximadamente:

a) $1{,}7 \cdot 10^8$.

b) $1{,}2 \cdot 10^9$.

c) $1{,}7 \cdot 10^9$.

d) $1{,}2 \cdot 10^{10}$.

e) $7{,}0 \cdot 10^{10}$.

Leia o texto a seguir para resolver as questões **2** a **7**.

Um dos combustíveis mais utilizados no mundo atual é a gasolina, que é uma mistura de hidrocarbonetos e apresenta densidade aproximada de 800 g/L. Seu preço varia de país para país, de acordo com vários fatores, tais como: quantidade do petróleo extraído de fontes nacionais, quantidade do petróleo importado, custo do transporte do petróleo e seus derivados, valor da moeda nacional etc. Nos Estados Unidos, a gasolina é comercializada usando-se como unidade de medida de volume o galão (correspondente a aproximadamente 3,8 L), cujo preço médio é de US$ 2,00.

Num teste para medição de consumo de combustível, um automóvel vazio, contendo 57 L de gasolina no tanque, teve a sua massa medida antes e depois de percorrer uma distância de 150 quilômetros, sendo encontrados os seguintes valores:

- massa inicial = 1025,6 quilogramas
- massa final = 1013,6 quilogramas

2. Determine a massa de gasolina em 1 galão.

3. Calcule a massa de gasolina presente no tanque do carro.

4. Qual a capacidade volumétrica do tanque, em galões?

5. Qual o preço, em reais, de 1 L da gasolina vendida nos Estados Unidos? (1 US$ = R$ 2,70)

6. Considerando que a variação de massa se deva, unicamente, à gasolina consumida, determine o volume de gasolina consumida no teste.

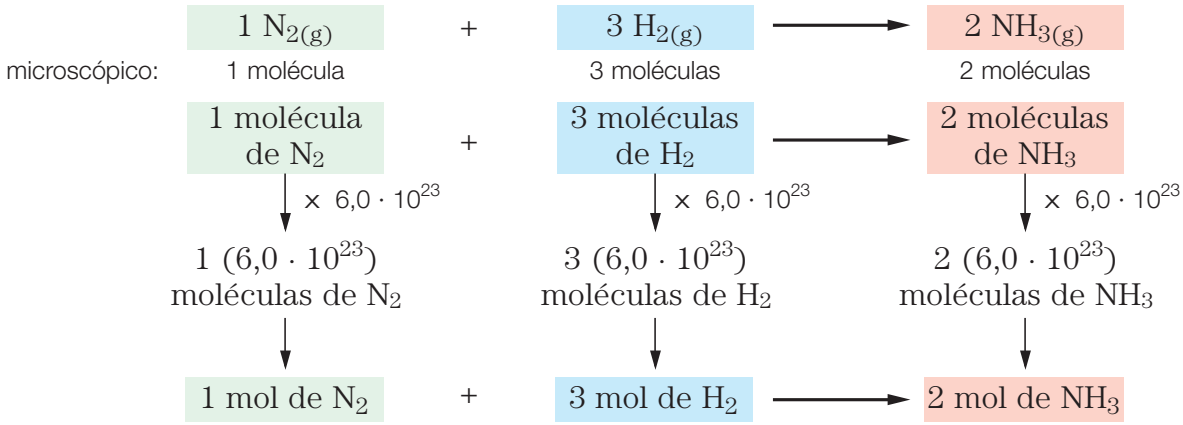
7. No teste realizado, qual o consumo médio em km/L?

OS COEFICIENTES E A QUANTIDADE DE SUBSTÂNCIA (MOL)

As equações químicas nos mostram a proporção em número de moléculas, segundo a qual as substâncias reagem e se formam. Entretanto, quando estamos num laboratório ou numa indústria, trabalhamos com quantidades de substância medidas em massa (g, kg, ton...).

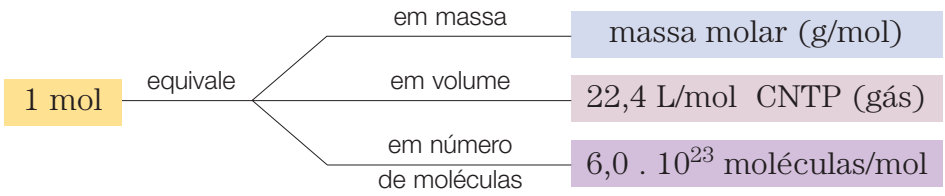
Podemos estabelecer uma relação entre essas situações: nível microscópico e nível macroscópico, respectivamente, dando uma nova interpretação aos coeficientes das equações.

Vejamos, por exemplo, a reação que permite produzir amônia (NH_3):



Essa conclusão, de grande importância, mostra que os coeficientes de cada substância, numa equação balanceada, correspondem aos números de mol de cada um dos participantes.

A quantidade de matéria em **mol** pode ser expressa em outras grandezas, tais como: massa em gramas, volume de gases e, ainda, número de moléculas.



Conhecendo as massas atômicas do nitrogênio (N = 14) e do hidrogênio (H = 1), pode-se interpretar a equação de formação da amônia de várias maneiras:

Interpretação	**1 $N_{2(g)}$ + 3 $H_{2(g)}$ → 2 $NH_{3(g)}$**		
molecular	1 molécula 1 (6,0 · 10^{23}) moléculas	3 moléculas 3 (6,0 · 10^{23}) moléculas	2 moléculas 2 (6,0 · 10^{23}) moléculas
número de mol	1 mol	3 mol	2 mol
massa	28 g	6 g	34 g
volume (CNTP)	22,4 L	67,2 L	44,8 L

O que foi demonstrado para a reação de formação da amônia é válido para qualquer reação química, o que permite prever as quantidades de reagentes e produtos envolvidos em uma reação.

Veja, em outros exemplos, como são feitas as adequações.

- calcular o número de mol de amônia produzido na reação de 5 mol de gás nitrogênio com quantidade suficiente de gás hidrogênio.

$$N_{2(g)} + 3\ H_{2(g)} \longrightarrow 2\ NH_{3(g)}$$

A equação, que nos foi fornecida devidamente balanceada, indica a proporção em mol dos participantes.

Assim:

$N_{2(g)} + 3\ H_{2(g)} \longrightarrow 2\ NH_{3(g)}$

interpretação: 1 mol ——— 2 mol

então: 5 mol ——— x

$$x = \frac{5\ \text{mol} \cdot 2\ \text{mol}}{1\ \text{mol}} \Rightarrow x = 10\ \text{mol de } NH_3$$

- determinar a massa de amônia produzida na reação de 5 mol de gás nitrogênio com quantidade suficiente de gás hidrogênio. (**Dado:** massa molar do NH_3 = 17 g/mol)

  Para resolver:

$$N_{2(g)} + 3\,H_{2(g)} \longrightarrow 2\,NH_{3(g)}$$

interpretação: 1 mol ⟶ 2 mol

adequação: 1 mol ⟶ 2 (17 g)

então: 5 mol ⟶ x

$$x = \frac{5\ \text{mol} \cdot 2 \cdot 17\ \text{g}}{1\ \text{mol}} \Rightarrow x = 170\ \text{g de } NH_3$$

- calcular a massa de amônia produzida na reação de 140 g de gás nitrogênio com quantidade suficiente de gás hidrogênio. (**Dados:** massas molares do NH_3 = 17 g/mol; N_2 = = 28 g/mol)

  Para resolver:

$$N_{2(g)} + 3\,H_{2(g)} \longrightarrow 2\,NH_{3(g)}$$

interpretação: 1 mol ⟶ 2 mol

adequação: 28 g ⟶ 2 (17 g)

então: 140 g ⟶ x

$$x = \frac{140\ \text{g} \cdot 2 \cdot 17\ \text{g}}{28\ \text{g}} \Rightarrow x = 170\ \text{g de } NH_3$$

- determinar o volume de amônia, nas CNTP, produzido na reação de 140 g de gás nitrogênio com quantidade suficiente de gás hidrogênio. (**Dados:** massa molar do N_2 = = 28 g/mol e volume molar do NH_3 nas CNTP = 22,4 L mol^{-1})

  Para resolver:

$$N_{2(g)} + 3\,H_{2(g)} \longrightarrow 2\,NH_{3(g)}$$

interpretação: 1 mol ⟶ 2 mol

adequação: 28 g ⟶ 2 (22,4 L)

então: 140 g ⟶ x

$$x = \frac{140\ \text{g} \cdot 2 \cdot 22{,}4\ \text{L}}{28\ \text{g}} \Rightarrow x = 224\ \text{L de } NH_3$$

Exercícios de classe

1. (Acafe-SC) A combustão completa do metano (CH_4) produz dióxido de carbono (CO_2) e água. A alternativa que representa o número de mol de CO_2 produzido na combustão de 0,3 mol de CH_4 é:

$$CH_4 + 2\,O_2 \longrightarrow CO_2 + 2\,H_2O$$

a) 1,2. b) 0,6. c) 0,9. d) 0,3. e) 1,5.

2. (UFSC) Dada a reação não-balanceada:

$$Zn + 2\,HC\ell \longrightarrow ZnC\ell_2 + H_2,$$

calcule:

a) o número de mol de átomos de zinco que reagem completamente com 20 mol de moléculas de ácido clorídrico.

b) o número de mol de gás hidrogênio que se forma a partir de 6 mol de moléculas de ácido clorídrico.

3. (Unifor-CE) Quantos gramas de H_2 são liberados na reação completa de 1 mol de cálcio metálico com ácido clorídrico?

(**Dado**: H_2 = 2 g/mol)

$$Ca + 2\,HC\ell \longrightarrow CaC\ell_2 + H_2$$

a) 1.
b) 2.
c) 3.
d) 4.
e) 5.

4. (UCDB-MT) Dada a equação química não-balanceada:

$Na_2CO_3 + HC\ell \longrightarrow NaC\ell + CO_2 + H_2O$

A massa de carbonato de sódio que reage completamente com 0,25 mol de ácido clorídrico é: (**Dado**: $Na_2CO_3 = 106\ g \cdot mol^{-1}$)

a) 6,62 g. c) 13,25 g. e) 20,75 g.
b) 26,50 g. d) 10,37 g.

5. (UECE) Uma vela de parafina queima-se, no ar ambiente, para formar água e dióxido de carbono. A parafina é composta por moléculas de vários tamanhos, mas utilizaremos para ela a fórmula $C_{25}H_{52}$. Tal reação representa-se pela equação:

$C_{25}H_{52} + O_2 \longrightarrow H_2O + CO_2$

a) Equilibre a reação.
b) Quantos mol de oxigênio são necessários para queimar um mol de parafina?
c) Quanto pesa esse oxigênio?

(massas molares: H = 1 g/mol; C = 12 g/mol; O = 16 g/mol)

6. O gás resultante da combustão de 160 g de enxofre reage completamente em NaOH. Calcule a massa de Na_2SO_3 obtido. (massas molares: S = 32 g/mol; Na_2SO_3 = 126 g/mol)

$S + O_2 \longrightarrow SO_2$

$SO_2 + 2\ NaOH \longrightarrow Na_2SO_3 + H_2O$

7. A equação da reação global da fermentação alcoólica da sacarose é:

$$C_{12}H_{22}O_{11} + H_2O \xrightarrow[\text{alcoólica}]{\text{fermentação}} 4\ C_2H_6O + 4\ CO_2$$

Qual o volume de $CO_{2(g)}$ liberado, medido nas condições ambientes (25 °C, 1 atm), para cada mol de etanol formado? Volume molar do $CO_{2(g)}$ = 25 L/mol (25 °C, 1 atm).

8. (Unicamp-SP) A equação a seguir representa a obtenção de ferro pela reação de hematita com carvão:

$Fe_2O_3 + 3\ C \longrightarrow 2\ Fe + 3\ CO$

a) Quantos quilogramas de hematita são necessários para produzir 1120 quilogramas de ferro?
b) Calcule, em condições ambientes, quantos dm^3 de CO são obtidos por mol de ferro produzido.

(volume molar nas condições ambientes = 24,0 dm^3; massas molares: Fe = 56 g/mol, Fe_2O_3 = 160 g/mol)

9. (Vunesp-SP) Considere a equação da reação de combustão do acetileno (não-balanceada):

$C_2H_{2(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow CO_{2(g)} + H_2O_{(g)}$

Admitindo-se CNTP e comportamento de gás ideal, a soma do número de mol dos produtos obtidos, quando 112 litros de C_2H_2 reagem com excesso de oxigênio, é igual a:

a) 5.
b) 10.
c) 15.
d) 20.
e) 22,4.

10. (Fuvest-SP) Rodando a 60 km/h, um automóvel faz cerca de 10 km por litro de etanol (C_2H_5OH). Calcule o volume de gás carbônico (CO_2), em metros cúbicos, emitido pelo carro após 5 horas de viagem. Admita queima completa do combustível.

(**Dados**: densidade do etanol: 0,8 kg/L; massa molar do etanol: 46 g/mol; volume molar do CO_2: 25 L/mol)

$1\ C_2H_5OH + 3\ O_2 \longrightarrow 2\ CO_2 + 3\ H_2O$

11. (UnB-DF) Considere uma amostra de 180 mL de água destilada, com densidade igual a 1 kg/L, contida em um copo. Sabendo que M(H) = 1 g/mol e M(O) = 16 g/mol, julgue os itens a seguir.

I — No copo, encontram-se $18{,}06 \cdot 10^{24}$ átomos.
II — O número de moléculas contidas no copo é igual ao número de átomos encontrados em uma amostra de 120 g de carbono-12.
III — Para se produzir a quantidade de água contida no copo, é preciso reagir totalmente 30 g de H_2 com 150 g de O_2.
IV — A massa molecular da água no copo é igual a 180 g.

12. (UFPE) A amônia (NH_3) é produzida industrialmente pela reação dos gases nitrogênio (N_2) e oxigênio (O_2) em condições adequadas de temperatura e pressão.

Com base nessa informação e nos conhecimentos sobre as reações químicas, pode-se afirmar:

a) $3{,}01 \cdot 10^{23}$ moléculas de N_2 produzem 1 mol de NH_3.
b) A reação permite a obtenção de 6 mol de átomos de nitrogênio.
c) 3 mol de H_2 reagem com 11,2 L de N_2, nas CNTP.
d) 28 g de N_2 reagem com 2 g de H_2.
e) A massa molar de NH_3 é 34 g.

Exercícios propostos

• **Fórmulas**

1. (UFF-RJ) Alguns óxidos de nitrogênio, dentre os quais N_2O, NO, NO_2, N_2O_3 e N_2O_5, podem ser detectados na emissão de gases produzidos por veículos e, também, por alguns processos para fabricação de fertilizantes. Tais óxidos contribuem para tornar o ar muito mais poluído nos grandes centros, tornando-o nocivo à saúde.
Dentre os óxidos citados, o que apresenta maior percentual de N é:
(**Dados:** massas molares — g/mol: N = 14, O = 16)
a) NO
b) NO_2
c) N_2O
d) N_2O_3
e) N_2O_5

2. (UFF-RJ) Um processo antigo, porém, ainda hoje utilizado no tratamento da turbidez da água, consiste na adição de sulfato de alumínio e posterior ajuste do pH com barrilha (carbonato de sódio hidratado). Isto provoca a precipitação do alumínio como um gel volumoso de $A\ell(OH)_3$ que arrasta, consigo, partículas em suspensão na água. A composição centesimal do sal de alumínio mencionado é:
(**Dados**: massas molares — $A\ell$ = 27, O = 16, H = 1)
a) 15,79% de alumínio; 28,07% de enxofre e 56,14% de oxigênio.
b) 21,95% de alumínio; 26,02% de enxofre e 52,03% de oxigênio.
c) 12,44% de alumínio; 29,22% de enxofre e 58,45% de oxigênio.
d) 36% de alumínio; 21,33% de enxofre e 42,67% de oxigênio.
e) 45,76% de alumínio; 18,08% de enxofre e 36,16% de oxigênio.

3. (UFCE) A escassez mundial de água potável é uma dura realidade em alguns países ricos, que já reciclam quimicamente a água utilizada. Tal procedimento tem causado surpresas nas populações humanas, resultando dificuldades na aceitação de consumo. Contudo, a quase totalidade da água disponível no planeta Terra tem sido naturalmente reciclada, desde a formação do planeta, há bilhões de anos. Você não deve espantar-se caso o seu próximo copo de água contenha algumas moléculas que já foram ingeridas por Dom Pedro I ou mesmo por Aristóteles.
Indique a alternativa correta.
(**Dados**: massas molares: H = 1, O = 16)
a) O processo de reciclagem natural da água (chuvas) é representativo exclusivamente de um fenômeno químico.
b) A água é uma substância química de difícil purificação, pois entra em ebulição a 0 °C, a 1 atm de pressão.
c) A água proveniente das chuvas e de processos artificiais de purificação é sempre considerada uma mistura heterogênea de hidrogênio e oxigênio.
d) A água é considerada um líquido não volátil, pois, a 25 °C, não experimenta o processo de evaporação.
e) A água pura é constituída, quanto à massa, de 11,11% de hidrogênio e 88,89% de oxigênio.

4. (UFSM-RS) Na decomposição de um determinado composto, obteve-se a seguinte proporção de massa (em gramas):
C = 3 N = 7
H = 1,01 O = 4
A fórmula mínima desse composto é:
(**Dados**: massas molares — g/mol: C = 12, H = 1, N = 14, O = 16)
a) C = 1, H = 8, N = 8, O = 4.
b) C = 1, H = 4, N = 2, O = 1.
c) C = 2, H = 4, N = 8, O = 4.
d) C = 2, H = 1, N = 2, O = 1.
e) C = 3, H = 1, N = 7, O = 4.

5. (Vunesp-SP) Um composto de carbono, hidrogênio e oxigênio apresenta na sua constituição 40,0% de carbono e 6,6% de hidrogênio. A sua fórmula mínima é: (massas molares — em g/mol: H = 1, C = 12, O = 16)
a) CHO. c) CHO_2. e) C_2H_2O.
b) CH_2O. d) C_2HO.

6. Um composto orgânico é formado pelos elementos carbono, oxigênio e hidrogênio. Sobre este composto temos as seguintes informações, obtidas pela análise de uma amostra:

Elemento	Quantidade
carbono	48 gramas
hidrogênio	10 mol de átomos
oxigênio	$1,2 \cdot 10^{24}$ átomos

A fórmula mínima do composto será:
(**Dados**: massa atômica: C = 12; Nº de Avogadro = $6,0 \cdot 10^{23}$)
a) $C_4H_5O_2$. c) $C_2H_{10}O$. e) $C_4H_{10}O_4$.
b) C_2H_5O. d) $C_2H_5O_2$.

7. (Unioeste-PR) A creatina é derivada de aminoácido, presente nas células musculares, e serve para repor energia quando há fadiga muscular. Conhecida por produto que torna o esportista "maior, mais forte e mais rápido", apesar de comprovadamente aumentar a massa muscular, ainda não é proibida pelas entidades esportistas.

Sobre a creatina, de fórmula molecular $C_4H_9N_3O_2$, indique os itens corretos.

(massas molares: C = 12 g/mol; H = 1 g/mol; O = 16 g/mol; N = 14 g/mol)

(01) A creatina é substância simples.
(02) A creatina é mistura homogênea.
(04) $C_4H_9N_3O_2$ é também a fórmula empírica da creatina.
(08) Cada molécula de creatina é formada por 4 átomos de carbono, 9 átomos de hidrogênio, 2 átomos de oxigênio e 3 átomos de nitrogênio.
(16) A massa molecular da creatina é igual a 131 u.
(32) O número de moléculas existentes em 20 g de creatina é $6{,}02 \cdot 10^{23}$ moléculas.

8. (Fuvest-SP) Uma substância de massa molecular 200 contém 72% de carbono, 16% de oxigênio e 12% de hidrogênio. A fórmula molecular da substância será:

a) $C_6H_{12}O$.
b) $C_{10}H_{16}O_4$.
c) $C_{11}H_{20}O_3$.
d) $C_{12}H_{24}O_2$.
e) $C_{13}H_{28}O$.

9. (Cesgranrio-RJ) Um hidrocarboneto* apresenta 92,3% de carbono em sua composição. Se sua molécula-grama é 78 g, o número de átomos de carbono na molécula é de:

(C = 12; H = 1)

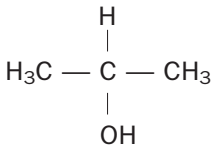
a) 2.
b) 3.
c) 4.
d) 5.
e) 6.

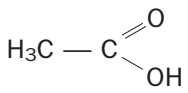
* Hidrocarbonetos são compostos formados só por C e H.

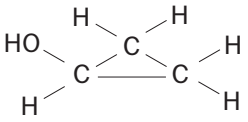
10. (Vunesp-SP) A massa de 1 mol de vanilina, uma substância utilizada para dar sabor aos alimentos, é constituída por 96 g de carbono, 8 g de hidrogênio e 48 g de oxigênio. São dadas as massas molares, em g/mol: vanilina = 152; H = 1; C = 12; O = 16. As fórmulas empírica e molecular da vanilina são, respectivamente:

a) C_3H_4O e $C_9H_{12}O_2$.
b) $C_3H_4O_2$ e $C_7H_{12}O_4$.
c) C_5H_5O e $C_{10}H_{10}O_2$.
d) C_5H_5O e $C_{11}H_{14}O$.
e) $C_8H_8O_3$ e $C_8H_8O_3$.

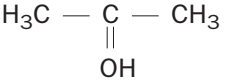
11. (Vunesp-SP) São dadas as massas molares, em g/mol: H = 1,0; C = 12 e O = 16. Um composto orgânico de massa molar igual a 60 g contém 40,0% de C, 6,67% de H e 53,3% de O. A fórmula estrutural do composto é:

a)


b)


c)


d) $H_3C - O - CH_2 - CH_3$

e)


• Leis ponderais

12. (Unicamp-SP) Antoine Laurent Lavoisier (1743-1794), o iniciador da Química moderna, realizou, por volta de 1775, vários experimentos. Em um deles aqueceu 100 g de mercúrio em presença do ar, dentro de um recipiente de vidro fechado, obtendo 54 g de óxido vermelho de mercúrio, tendo ficado ainda sem reagir 50 g de mercúrio. Pergunta-se:

a) Qual a razão entre a massa de oxigênio e a de mercúrio que reagiram?
b) Qual a massa de oxigênio que seria necessária para reagir com todo o mercúrio inicial?

13. O gás carbônico (CO_2) pode ser removido de naves espaciais se utilizarmos cal (CaO), que se transforma em carbonato de cálcio ($CaCO_3$). Durante uma viagem espacial foram utilizados 28 kg de cal e obtidos 50 kg de $CaCO_3$. A reação que ocorre para que o gás carbônico seja removido é dada por:

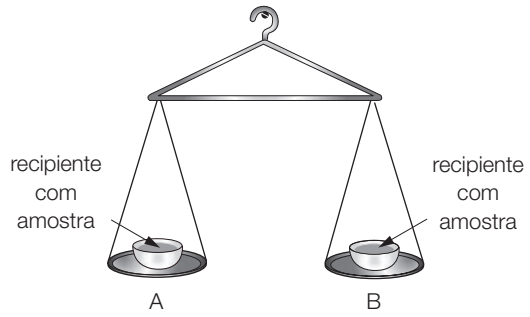
gás carbônico + cal $\longrightarrow$ carbonato de cálcio

Com base nessas informações, responda:

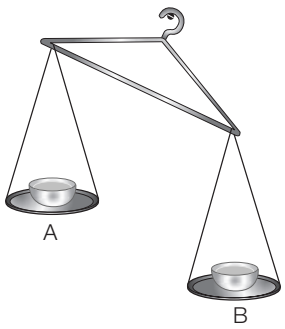
a) Qual foi a massa de gás carbônico removida durante a viagem espacial?
b) Se a quantidade de gás carbônico expirada pelos astronautas for de 88 kg, qual será a menor massa de cal necessária para sua remoção e qual será a massa de carbonato de cálcio obtida?
c) Qual é a razão entre a massa de gás carbônico e a massa de cal que reagiram?

14. (Fuvest-SP) O prego que enferruja e o "palito de fósforo" que queima são exemplos de oxidações. No primeiro caso há um aumento de massa de sólido e no outro há uma diminuição. Esses fatos contrariam a lei da conservação da massa?
Explique sua resposta para cada um dos fatos citados.

15. (Unicamp-SP) Numa balança improvisada, feita com um cabide, como mostra a figura a seguir, nos recipientes (**A** e **B**) foram colocadas quantidades iguais de um mesmo sólido, que poderia ou ser palha de ferro ou ser carvão.



Foi ateado fogo à amostra contida no recipiente **B**. Após cessada a queima, o arranjo tomou a seguinte disposição:



Considerando o resultado do experimento, decida se o sólido colocado em **A** e **B** era palha de ferro ou carvão. Justifique.

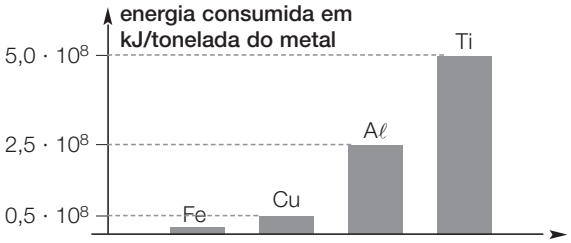
16. O gás oxigênio (O_2), quando submetido a faíscas elétricas, é transformado em gás ozone (O_3), de acordo com a equação:

$$3\ O_{2(g)} \longrightarrow 2\ O_{3(g)}$$

Se submetermos 60 L de O_2 a esse processo, iremos obter qual volume de O_3, nas CNTP?
a) 60 L. c) 30 L. e) 10 L.
b) 40 L. d) 20 L.

• Relacionando quantidades

17. O gráfico a seguir representa a energia consumida na extração dos metais de seus respectivos minérios.



Responda:
I — Para extração de 10 toneladas de alumínio, quantos kJ serão consumidos?
II — Qual a energia em kJ consumida na extração de 200 kg de titânio do seu minério?
III — Qual massa de cobre, em toneladas, pode ser extraída do respectivo minério utilizando-se a mesma energia consumida na extração de 1 tonelada de alumínio do seu minério?

(ENEM) Leia o texto a seguir e responda as questões **18** e **19**.

O ferro pode ser obtido a partir da hematita, minério rico em óxido de ferro, pela reação com carvão e oxigênio. A tabela a seguir apresenta dados da análise de minério de ferro (hematita) obtido de várias regiões da Serra de Carajás.

Minério da região	Teor de enxofre (S) /% em massa	Teor de ferro (Fe) /% em massa	Teor de sílica (SiO_2) /% em massa
1	0,019	63,5	0,97
2	0,020	68,1	0,47
3	0,003	67,6	0,61

Fonte: ABREU, S. F. *Recursos minerais do Brasil*, vol. 2 São Paulo, Edusp.

18. No processo de produção do ferro, dependendo do minério utilizado, forma-se mais ou menos SO_2, um gás que contribui para o aumento da acidez da chuva.
Considerando esse impacto ambiental e a quantidade de ferro produzida, pode-se afirmar que seria mais conveniente o processamento do minério da(s) região(ões):
a) 1, apenas. d) 1 e 3, apenas.
b) 2, apenas. e) 2 e 3, apenas.
c) 3, apenas.

19. No processo de produção do ferro, a sílica é removida do minério por reação com calcário ($CaCO_3$). Sabe-se, teoricamente (cálculo estequiométrico), que são necessários 100 g de calcário para reagir com 60 g de sílica.
Dessa forma, pode-se prever que, para a remoção de toda a sílica presente em 200 toneladas do minério na região 1, a massa de calcário necessária é, aproximadamente, em toneladas, igual a:
a) 1,9. b) 3,2. c) 5,1. d) 6,4. e) 8,0.

20. A região Sudeste do nosso País praticamente esgotou as suas possibilidades de geração de energia por meio dos recursos hídricos. Uma alternativa é obter energia elétrica a partir da energia térmica liberada pela queima de combustíveis.

A tabela a seguir mostra, aproximadamente, a quantidade de energia liberada na queima (reação com oxigênio – O_2) de **1 grama de combustível**.

Combustível	Energia/g
madeira	15 kJ
carvão mineral puro	30 kJ
gasolina	50 kJ
gás natural (metano)	60 kJ
hidrogênio	140 kJ

Fonte: SCHAD, Jerri. *Physical Science*.

Nos Estados Unidos, por exemplo, a taxa de energia consumida "per capita" está por volta de 10 kW/s, isto é, 10 kJ por segundo. Supondo que uma pessoa viva em média 70 anos:

a) Qual quantidade de energia, em kJ, essa pessoa consumirá em sua vida?

b) Qual massa, em gramas, de carvão deverá ser queimada para produzir a mesma quantidade de energia?

21. Atualmente, sistemas de purificação de emissões poluidoras estão sendo exigidos por lei em um número cada vez maior de países. O controle das emissões de dióxido de enxofre gasoso, provenientes da queima de carvão que contém enxofre, pode ser feito pela reação desse gás com uma suspensão de hidróxido de cálcio em água, sendo formado um produto não poluidor do ar.

A queima do enxofre e a reação do dióxido de enxofre com o hidróxido de cálcio, bem como as massas de algumas das substâncias envolvidas nessas reações, podem ser assim representadas:

enxofre (32 g) + oxigênio (32 g) ⟶ dióxido de enxofre (64 g)

dióxido de enxofre (64 g) + hidróxido de cálcio (74 g) ⟶ produto não poluidor

Dessa forma, para absorver todo o dióxido de enxofre produzido pela queima de uma tonelada de carvão (contendo 1% de enxofre), é suficiente a utilização de uma massa de hidróxido de cálcio de, aproximadamente:

a) 23 kg. c) 64 kg. e) 138 kg.
b) 43 kg. d) 74 kg.

- **Coeficientes e quantidade de substância (mol)**

22. (Fuvest-SP) O alumínio é obtido pela eletrólise da bauxita. Nessa eletrólise, ocorre a formação de oxigênio que reage com os eletrodos de carbono utilizados no processo. A equação não-balanceada que representa o processo global é:

$$A\ell_2O_3 + C \longrightarrow CO_2 + A\ell$$

Para dois mol de $A\ell_2O_3$, quantos mol de CO_2 e $A\ell$, respectivamente, são produzidos nesse processo?

a) 3 e 2. c) 2 e 3. e) 3 e 4.
b) 1 e 4. d) 2 e 1.

23. (UFSM-RS) O mármore ($CaCO_3$) reage com o ácido sulfúrico formando o gesso ($CaSO_4$), de acordo com a equação balanceada

$$H_2SO_{4(aq)} + CaCO_{3(s)} \dashrightarrow CaSO_{4(s)} + H_2O_{(\ell)} + CO_{2(g)}$$

A massa de gesso formada pela reação de 25 g de mármore com H_2SO_4 em quantidade suficiente será: (**Dados:** $CaCO_3$ = 100 g/mol; $CaSO_4$ = 136 g/mol)

a) 5 g. c) 34 g. e) 100 g.
b) 17 g. d) 68 g.

24. (PUC-MG) O alumínio é obtido pela eletrólise da bauxita ($A\ell_2O_3$). Nessa eletrólise, ocorre a formação de oxigênio que reage com os eletrodos de carbono utilizados no processo. A equação que representa o processo global é:

$$2\ A\ell_2O_3 + 3\ C \longrightarrow 3\ CO_2 + 4\ A\ell$$

A massa de $A\ell_2O_3$ consumida na obtenção de 54 g de alumínio será, em g, aproximadamente, igual a: (**Dados:** massas atômicas C = 12, O = 16 e $A\ell$ = 27)

a) 25,5. c) 76,5. e) 204,0.
b) 51,0. d) 102,0.

25. (ITA-SP) Uma das maneiras de impedir que o SO_2, um dos responsáveis pela "chuva ácida", seja liberado para a atmosfera é tratá-lo previamente com óxido de magnésio, em presença de ar, como equacionado a seguir:

$$MgO_{(s)} + SO_{2(g)} + 1/2\ O_{2(g)} \longrightarrow MgSO_{4(s)}$$

Quantas toneladas de óxido de magnésio são consumidas no tratamento de $9{,}6 \cdot 10^3$ toneladas de SO_2? (**Dados:** massas molares — em g/mol: MgO = 40 e SO_2 = 64)

a) $1{,}5 \cdot 10^2$. d) $6{,}0 \cdot 10^3$.
b) $3{,}0 \cdot 10^2$. e) $2{,}5 \cdot 10^4$.
c) $1{,}0 \cdot 10^3$.

26. (Unicamp-SP) Na metalurgia do zinco, uma das etapas é a reação do óxido de zinco com o monóxido de carbono, produzindo zinco elementar e dióxido de carbono.

a) Escreva a equação química correspondente.

b) Para cada 1 000 g de óxido de zinco que reage, qual a massa de metal obtida? (Zn = 65; O = 16)

27. (Fuvest-SP) Uma instalação petrolífera produz 12,8 kg de SO_2 por hora. A liberação desse gás poluente pode ser evitada usando-se calcário, o qual por decomposição fornece cal, que reage com o SO_2 formando $CaSO_3$, de acordo com as equações:

$$CaCO_{3(s)} \longrightarrow CaO_{(s)} + CO_{2(g)}$$
$$CaO_{(s)} + SO_{2(g)} \longrightarrow CaSO_{3(s)}$$

Qual a massa mínima de calcário (em kg), por dia, necessária para eliminar todo o SO_2 formado? Suponha 100% de rendimento para as reações. (**Dados:** massas molares — em g/mol: $CaCO_3$ = 100; SO_2 = 64)

a) 128.
b) 240.
c) 480.
d) 720.
e) 1 200.

28. (Fuvest-SP) Hidreto de lítio (LiH) era usado com a finalidade de, em contato com a água, gerar gás para inflar botes salva-vidas. Calcule a massa de hidreto de lítio necessária para inflar um bote salva-vidas com 244 L de gás, a 25 °C e 1 atm de pressão.
(**Dados:** V_M (25 °C, 1 atm) = 24,4 L; mol de LiH = 7,9 g)

$$LiH + H_2O \longrightarrow LiOH + H_2$$

29. (UFCE) Quando a nitroglicerina ($C_3H_5N_3O_9$) explode, todos os produtos são gases.
Utilizando a equação da reação dada a seguir e os dados apresentados, calcule o volume total de gases, em litros, produzido nas condições normais de temperatura e pressão, quando 454 g de nitroglicerina explodem.

$$4\ C_3H_5N_3O_{9(\ell)} \dashrightarrow 12\ CO_{2(g)} + 6\ N_{2(g)} + 10\ H_2O_{(g)} + O_{2(g)}$$

Indique a opção que apresenta o cálculo correto do volume solicitado. (**Dados:** massa molar $C_3H_5N_3O_9$ = 227 g; volume molar nas CNTP = 22,4 L)

a) 22,4 L.
b) 44,8 L.
c) 156,8 L.
d) 324,8 L.
e) 649,6 L.

30. (Unesp-SP) As máscaras de oxigênio utilizadas em aviões contêm superóxido de potássio (KO_2) sólido. Quando a máscara é usada, o superóxido reage com o CO_2 exalado pela pessoa e libera O_2, necessário à respiração, segundo a equação química balanceada:

$$4\ KO_{2(s)} + 2\ CO_{2(g)} \longrightarrow 2\ K_2CO_{3(s)} + 3\ O_{2(g)}$$

Calcule:

a) a massa de KO_2, expressa em gramas, necessária para reagir com 0,10 mol de CO_2.

b) o volume de O_2 liberado nas CNTP, para a reação de 0,4 mol de KO_2.

(massas molares — em g/mol: C = 12, O = 16; K = 39; volume molar dos gases (CNTP) = 22,4 L)

31. (UFRJ) A cebola, ao ser cortada, desprende SO_2 que, em contato com o ar, transforma-se em SO_3. Este gás, em contato com a água dos olhos, transforma-se em ácido sulfúrico, causando grande ardor e, conseqüentemente, as lágrimas. Estas reações estão representadas a seguir:

$$SO_2 + 1/2\ O_2 \longrightarrow SO_3$$
$$SO_3 + H_2O \longrightarrow H_2SO_4$$

Supondo que a cebola possua 0,1 mol de SO_2 e o sistema esteja nas CNTP, determine o volume de ácido sulfúrico produzido:

a) 2,24 L
b) 5 L
c) 44,8 L
d) 4,48 L
e) 22,4 L

32. (PUC-MG) Em julho de 1997, uma explosão danificou um avião da TAM em pleno vôo, fazendo uma vítima fatal. Algum tempo depois, a perícia constatou que a explosão se deveu a uma bomba que tinha, como um dos componentes, o nitrato de amônio.
A decomposição térmica do nitrato de amônio produz grande volume de gases e considerável quantidade de calor, de acordo com a reação:

$$NH_4NO_{3(s)} \xrightarrow{\Delta} N_{2(g)} + 1/2\ O_{2(g)} + 2\ H_2O_{(g)}$$

Supondo que o fabricante dessa bomba tivesse utilizado 160 g de nitrato de amônio, o volume total de gás liberado, nas CNTP, em litros, seria igual a:
(massas molares: NH_4NO_3 = 80 g/mol, N_2 = = 28 g/mol, O_2 = 32 g/mol e H_2O = 18 g/mol)

a) 33,6.
b) 44,8.
c) 67,2.
d) 156,8.
e) 313,6.

33. (UFPI) Indique o volume do produto gasoso formado, de acordo com a reação a seguir, quando 80 mL de amônia é passado sobre óxido de cobre aquecido, considerando que os volumes são medidos à temperatura e pressão ambiente.

$$2\ NH_{3(g)} + 3\ CuO_{(s)} \dashrightarrow N_{2(g)} + 3\ H_2O_{(\ell)} + 3\ Cu_{(s)}$$

a) 20 mL. c) 80 mL. e) 160 mL.
b) 40 mL. d) 120 mL.

34. Qual o volume de O_2 nas CNTP, em m^3, necessário à combustão total de 46 litros de etanol (C_2H_6O)?
(**Dados:** densidade do C_2H_6O = 0,8 kg/L; massa molar do C_2H_6O = 46 g/mol)

$$C_2H_6O + 3\ O_2 \longrightarrow 2\ CO_2 + 3\ H_2O$$

35. (Fuvest-SP) Polietileno pode ser obtido do etanol pela seqüência de reações equacionadas a seguir:

$$C_2H_5OH \longrightarrow C_2H_4 + H_2O$$
$$nC_2H_4 \longrightarrow (C_2H_4)n$$

Quantos milhares de litros de etanol são necessários para a produção de 5,6 t de polietileno?
(**Dados:** densidade do etanol = 0,8 kg/L; massa molar do C_2H_5OH = 46 g/mol; massa molar do C_2H_4 = 28 g/mol)

36. (UnB-DF) A reação de combustão de um dos componentes do gás de cozinha, o gás butano, pode ser representada pela seguinte equação química não-balanceada:

$$C_4H_{10(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow CO_{2(g)} + H_2O_{(\ell)}$$

Sabendo que o volume molar de um gás ideal nas CNTP é 22,71 L/mol e que M(C) = 12 g/mol, M(O) = 16 g/mol e M(H) = 1 g/mol, julgue os itens que se seguem.

a) De acordo com a lei das proporções definidas, dobrando-se as massas dos gases butano e oxigênio as massas de gás carbônico e de água diminuirão na mesma proporção.
b) São necessários 13 mol de gás oxigênio para reagir com 2 mol de gás butano.
c) A queima de 58 g de gás butano produzirá 90 g de água.
d) Nas CNTP, para produzir 45,42 L de gás carbônico são necessários 116 g de gás butano.

37. (UFRJ) O cálcio é um elemento que está presente em organismos vivos sob a forma de diversos compostos. Os ossos e os dentes, por exemplo, contêm sais de cálcio, tais como fosfato de cálcio e a hidroxiapatita; as conchas de animais marinhos contêm carbonato de cálcio.

a) O carbonato de cálcio pode ser obtido por meio de uma reação de neutralização, como a esquematizada a seguir:

$$\text{ácido} + \text{base} \longrightarrow CaCO_3 + 2\ H_2O$$

Calcule a massa de carbonato de cálcio formada quando 12,4 g do ácido são consumidos.

b) A hidroxiapatita (hidroxifosfato de cálcio) tem a seguinte fórmula química:

$$Ca_x(PO_4)_3OH$$

Determine **x**.

(**Dados:** massas atômicas: H = 1; C = 12; O = 16; Ca = 40)

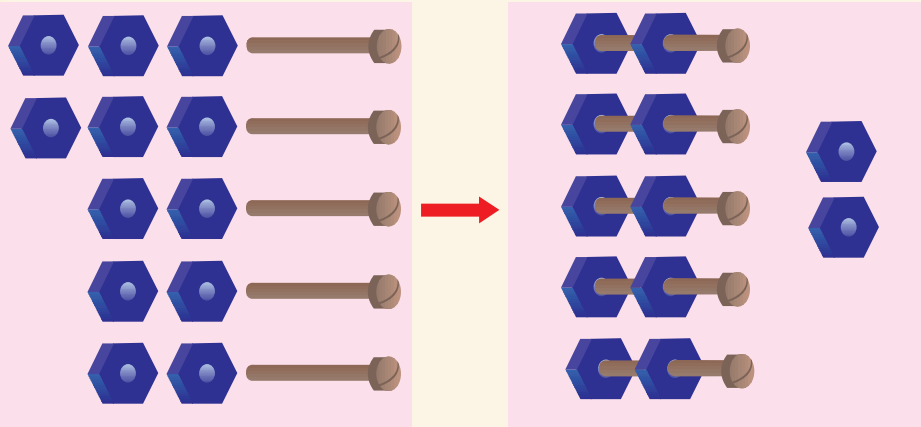
REAÇÕES NO LABORATÓRIO E NA INDÚSTRIA

Os cálculos estequiométricos vistos até agora referem-se a condições teóricas. Na prática, em certas situações, os reagentes são misturados em quantidades não estequiométricas, ou então apresentam impurezas. Nem sempre, também, as reações ocorrem com aproveitamento total. A seguir estudaremos algumas dessas situações práticas.

REAGENTE EM EXCESSO E REAGENTE LIMITANTE

Quando misturamos dois reagentes que não estão em proporção estequiométrica, um deles será consumido totalmente, sendo denominado **reagente limitante**. O outro reagente, do qual restará certa quantidade sem reagir, será denominado **reagente em excesso**.

Reagente limitante e reagente em excesso



Imagine que tenhamos de montar o maior número possível de conjuntos formados por um parafuso e duas porcas, e para isso disponhamos de cinco parafusos e doze porcas. Observe a figura ao lado.

Perceba que, nesse caso, os parafusos são o reagente limitante e as porcas são o reagente em excesso.

Para resolver questões que envolvem reagentes limitantes e em excesso, podemos seguir as etapas abaixo:

a) considere um dos reagentes como limitante e determine quanto de produto seria formado;

b) repita o procedimento para o outro reagente;

c) a menor quantidade de produto encontrada corresponde ao reagente limitante e indica a quantidade de produto formada.

Veja um exemplo:

Foram misturados 40 g de hidrogênio (H_2) com 40 g de oxigênio (O_2), com a finalidade de produzir água, segundo a equação:

$$2\ H_{2(g)} + 1\ O_{2(g)} \longrightarrow 2\ H_2O_{(v)}$$

Determine:

a) o reagente limitante;

b) a massa do produto formado;

c) a massa do reagente em excesso.

(**Dados:** massas molares: $H_2 = 2\ g\ mol^{-1}$, $O_2 = 32\ g\ mol^{-1}$, $H_2O = 18\ g\ mol^{-1}$)

Solução

Inicialmente vamos considerar que o $H_{2(g)}$ seja o reagente limitante:

$$\begin{array}{lccc} & 2\ H_{2(g)} & + 1\ O_{2(g)} & \longrightarrow 2\ H_2O_{(v)} \\ \text{interpretação:} & 2\ mol & 1\ mol & 2\ mol \\ & \downarrow & & \downarrow \\ \text{adequação:} & 2\ (2\ g) & \longrightarrow & 2\ (18\ g) \\ \text{então:} & 40\ g & \longrightarrow & x \end{array}$$

$$x = \frac{40\ g \cdot 2 \cdot 18\ g}{2 \cdot 2\ g} = 360\ g\ de\ H_2O_{(v)}$$

Em seguida, vamos considerar que o $O_{2(g)}$ seja o reagente limitante:

$$2\ H_{2(g)} + 1\ O_{2(g)} \longrightarrow 2\ H_2O_{(v)}$$

interpretação: 2 mol — 1 mol — 2 mol

adequação: 32 g — 2 (18 g)

então: 40 g — x

$$x = \frac{40\ g \cdot 2 \cdot 18\ g}{32\ g} = 45\ g\ de\ H_2O_{(v)}$$

Observe que a menor quantidade de água produzida será de 45 g, correspondente ao consumo total de $O_{2(g)}$, que é, então, o reagente limitante.

Agora vamos calcular a massa de $H_{2(g)}$ que será consumida e o que restou em excesso:

$$2\ H_{2(g)} + 1\ O_{2(g)} \longrightarrow 2\ H_2O_{(v)}$$

interpretação: 2 mol — 1 mol — 2 mol

adequação: 2 (2 g) — 32 g — 2 (18 g)

então: x — 40 g — 45 g

A massa de H_2 que irá reagir é igual a:

$$x = \frac{40\ g \cdot 2 \cdot 2\ g}{32\ g} = 5\ g\ de\ H_{2(g)}$$

Como a massa total de $H_{2(g)}$ era de 40 g e só 5 g de $H_{2(g)}$ reagiram, teremos um excesso de 35 g de $H_{2(g)}$.

Assim, temos:

a) reagente limitante: $O_{2(g)}$;

b) massa de água formada: 45 g;

c) massa de $H_{2(g)}$ em excesso: 35 g.

Exercícios de classe

1. (Fuvest-SP) Nas indústrias petroquímicas, enxofre pode ser obtido pela reação:

$$2\ H_2S + SO_2 \longrightarrow 3\ S + 2\ H_2O$$

Qual é a quantidade máxima de enxofre, em gramas, que pode ser obtida partindo-se de 5,0 mol de H_2S e 2,0 mol de SO_2? Indique os cálculos. (S = 32)

2. 400 g de NaOH são adicionados a 504 g de HNO_3. Calcule:

a) a massa de $NaNO_3$ obtida;

b) a massa do reagente em excesso, se houver.

(massas molares: HNO_3 = 63 g/mol; NaOH = = 40 g/mol; $NaNO_3$ = 85 g/mol)

$$NaOH + HNO_3 \longrightarrow NaNO_3 + H_2O$$

3. Qual a quantidade máxima de NH_3, em gramas, que pode ser obtida a partir de uma mistura de 140 g de N_2 com 18 g de H_2? (massas atômicas: H = 1, N = 14)

$$N_2 + 3\ H_2 \longrightarrow 2\ NH_3$$

4. (UFV-MG) O carbonato de sódio, empregado na fabricação de vidro, é preparado a partir de carbonato de cálcio e cloreto de sódio:

$$CaCO_3 + 2\ NaC\ell \longrightarrow Na_2CO_3 + CaC\ell_2$$

Colocando-se para reagir 1 000 g de $CaCO_3$ e 585 g de $NaC\ell$, a massa obtida de carbonato de sódio, em gramas, admitindo-se rendimento de 100% no processo, é:

(**Dados:** MM: $CaCO_3$ = 100 g mol^{-1}; $NaC\ell$ = 58,5 g mol^{-1}; massa molar do Na_2CO_3 = 106 g/mol)

a) 106.
b) 212.
c) 1 060.
d) 53.
e) 530.

5. (EEM-SP) Foram misturados 1,00 kg de CS_2 e 2,13 kg de $C\ell_2$ num reator em que se processa a transformação dada pela equação:

$$CS_2 + 3\ C\ell_2 \longrightarrow CC\ell_4 + S_2C\ell_2$$

Quando a reação se completa pede-se:
a) a massa do reagente em excesso;
b) a massa de $CC\ell_4$ formada.
(massas atômicas: C = 12, S = 32, $C\ell$ = 35,5)

6. Para a obtenção da amônia (NH_3) foram usados 100 mL de gás nitrogênio (N_2) e 240 mL de gás hidrogênio (H_2), nas mesmas condições de pressão e temperatura.
Determine:
a) o reagente limitante;
b) o volume final do reagente em excesso;
c) o volume de amônia produzido.

$$N_{2(g)} + 3\ H_{2(g)} \longrightarrow 2\ NH_{3(g)}$$

REAÇÕES QUÍMICAS COM SUBSTÂNCIAS IMPURAS

Até aqui, trabalhamos com as substâncias admitindo que fossem puras (100% de pureza). Na prática, isso ocorre apenas na produção de medicamentos ou em análises químicas muito especiais. Normalmente, trabalhamos com substâncias que apresentam certa porcentagem de impurezas.

A pirita (FeS_2), por exemplo, minério que permite a obtenção do ferro, é encontrada na natureza agregada a pequenas quantidades de níquel, cobalto, ouro e cobre. O minério de pirita, usado com objetivo industrial, apresenta 92% de pureza, o que significa que em 100 partes, em massa, desse minério encontramos 92 partes em massa de FeS_2 e 8 partes em massa de outras espécies químicas (impurezas).


Thales Trigo

Cristais de pirita.

Nos cálculos envolvendo essa situação, temos duas possibilidades:

1. Quando for preciso calcular a massa de produto obtido a partir de uma amostra impura, devemos inicialmente calcular a parte pura dessa amostra e efetuar os cálculos com o valor obtido.

Exemplo

Uma amostra de 120 g de magnésio com 80% de pureza reage com oxigênio, produzindo óxido de magnésio. Determine a massa de óxido de magnésio produzida. (massas molares: Mg = 24 g mol^{-1}; MgO = 40 g mol^{-1})

$$2\ Mg_{(s)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2\ MgO_{(s)}$$

Solução

amostra impura: 120 g (100%) —80% pureza→ 96 g de $Mg_{(s)}$

Determinada a massa de magnésio (96 g) existente na massa da amostra, podemos calcular a massa do produto formado:

$$2\ Mg_{(s)} + 1\ O_{2(g)} \longrightarrow 2\ MgO_{(s)}$$

interpretação: 2 mol — 1 mol — 2 mol

adequação: 2 (24 g) — 2 (40 g)

então: 96 g — x

x = 160 g de $MgO_{(s)}$

2. Quando conhecemos a massa de um produto obtido a partir de uma amostra impura, devemos inicialmente determinar a massa do reagente puro necessária para formar a massa do produto. A seguir, relacionamos a massa do reagente puro com a massa total da amostra.

Exemplo

Determine a massa de uma amostra de carbonato de cálcio, com 80% de pureza, que na decomposição térmica produziu 84 g de óxido de cálcio, segundo a equação:

$$1\ CaCO_{3(s)} \xrightarrow{\Delta} 1\ CaO_{(s)} + CO_{2(g)}$$

(massas molares: $CaCO_3 = 100\ g\ mol^{-1}$; $CaO = 56\ g\ mol^{-1}$)

Solução

$$CaCO_{3(s)} \xrightarrow{\Delta} CaO_{(s)} + CO_{2(g)}$$

interpretação: 1 mol — 1 mol — 1 mol

adequação: 100 g — 56 g

então: x — 84 g

x = 150 g de $CaCO_{3(s)}$

Assim: 150 g de $CaCO_{3(s)}$ ——— 80% da amostra

x = massa da amostra ——— 100% da amostra

x = 187,5 g

Exercícios de classe

1. Qual a porcentagem de impureza que existe em uma amostra impura de 150 g de hidróxido de sódio (NaOH) que contém 120 g de NaOH puro?

2. Para obtermos 17,6 g de gás carbônico (CO_2) pela queima total de um carvão com 60% de pureza, necessitaremos de uma amostra de carvão com massa igual a:
(massas atômicas: C = 12, O = 16)

a) 2,4 g.
b) 4,8 g.
c) 8,0 g.
d) 16,0 g.
e) 17,6 g.

3. Em siderurgia, uma das reações é dada pela equação química:

$$CO_{(g)} + FeO_{(s)} \longrightarrow Fe_{(\ell)} + CO_{2(g)}$$

Admita que a amostra de FeO tenha 60% em massa de pureza. Nestas condições, para cada mol de ferro produzido, a massa de FeO impuro necessária será: (massas atômicas: Fe = 56, O = 16)

a) 120 g.
b) 72 g.
c) 60 g.
d) 43 g.
e) 56 g.

4. Quando submetido a aquecimento, o clorato de potássio ($KC\ell O_3$) se decompõe, formando cloreto de potássio ($KC\ell$) e gás oxigênio (O_2). Qual a massa de O_2 obtida, usando-se uma amostra de 1 kg de clorato de potássio com 85,75% de pureza?
(massas atômicas: K = 39, Cℓ = 35,5, O = 16)

5. (Fuvest-SP) Em 1990 foram consumidos em nosso País cerca de 164 bilhões ($164 \cdot 10^9$) de cigarros. A massa de um cigarro que é queimada corresponde a aproximadamente 0,85 gramas. Considerando que 40% da massa do cigarro seja do elemento carbono, a massa de gás carbônico que os fumantes lançaram na atmosfera foi aproximadamente igual a:

(massas atômicas relativas: C = 12, O = 16; 1 tonelada = 10^6 gramas)

a) 204 000 toneladas.
b) 20 000 toneladas.
c) 10 000 toneladas.
d) 5 000 toneladas.
e) 2 040 toneladas.

RENDIMENTO DE UMA REAÇÃO QUÍMICA

Na prática, quando realizamos uma reação química, mesmo utilizando quantidades estequiométricas dos reagentes, nem sempre conseguimos obter a quantidade máxima possível dos produtos. Isso acontece por vários fatores. Assim, é comum que a reação ocorra com um **rendimento real** menor que o **rendimento teórico** (100%).

A porcentagem real de rendimento pode ser determinada desta maneira:

rendimento teórico —— 100%
rendimento real —— x

$$x = \frac{\text{rendimento real} \cdot 100\%}{\text{rendimento teórico}}$$

Para determinar a porcentagem de rendimento real, devemos determinar antes o rendimento teórico, a partir das quantidades estequiométricas.

Exemplo

Sabendo que a formação da água ocorre segundo a equação:

$$2\ H_{2(g)} + 1\ O_{2(g)} \longrightarrow 2\ H_2O_{(v)}$$

determine o rendimento real de um experimento no qual 2 g de hidrogênio reagiram com 16 g de oxigênio, produzindo 14,4 g de água. (massas molares: H_2 = 2 g mol^{-1}; O_2 = 32 g mol^{-1}; H_2O = 18 g mol^{-1})

Solução

	$2\ H_{2(g)}$	+	$1\ O_{2(g)}$	⟶	$2\ H_2O_{(v)}$
interpretação:	2 mol		1 mol		2 mol
	↓		↓		↓
adequação:	2 (2 g)		32 g		2 (18 g)
então:	2 g		16 g		x g

Assim, rendimento teórico é: x = 18 g

Como as massas dos reagentes ($H_{2(g)}$ e $O_{2(g)}$) estão em proporção estequiométrica, não existe reagente em excesso. Teoricamente, deveriam ser produzidos 18 g de H_2O, mas a massa produzida de água foi de 14,4 g. Assim, temos:

$$x = \frac{14{,}4\ \text{g} \cdot 100\%}{18\ \text{g}} = 80\%$$

rendimento real = 80%

Exercícios de classe

1. (FMU-FIAM-SP) O número de toneladas de H_2SO_4 que poderia ser produzido por dia, através de um processo que usa 3,2 toneladas por dia de SO_2, com uma eficiência de conversão de 70%, é aproximadamente:
(massas molares: SO_2 = 64 g mol^{-1}; H_2SO_4 = = 98 g mol^{-1})

$$SO_2 + 1/2\ O_2 + H_2O \longrightarrow H_2SO_4$$

a) 4,9 t/dia.
b) 49 t/dia.
c) 3,4 t/dia.
d) 34 t/dia.
e) 9,8 t/dia.

2. (UC-PE) Qual a massa de gás carbônico obtida na decomposição térmica do $CaCO_3$, sabendo-se que 90,9 g desse composto sofreram reação com um rendimento de 80%? (massas molares: $CaCO_3$ = 100 g/mol, CO_2 = = 44 g/mol)

$$CaCO_3 \longrightarrow CaO + CO_2$$

3. (UEPA) O processamento do minério de ferro, no alto-forno, pode ser representado pela equação global:

$$2\ Fe_2O_{3(s)} + 6\ C_{(s)} + 3\ O_{2(g)} \dashrightarrow 4\ Fe_{(s)} + 6\ CO_{2(g)}$$

(minério de ferro; carvão; gás oxigênio; ferro; gás carbônico)

Calcule o rendimento do processo de obtenção de ferro, quando se carrega um alto-forno com 80 toneladas de minério de ferro e são obtidas 50,4 toneladas de ferro. (massas molares: Fe_2O_3 = 160 g/mol, Fe = 56 g/mol)

4. (Cesgranrio-RJ) O álcool etílico (C_2H_5OH), usado como combustível, pode ser obtido industrialmente pela fermentação da sacarose, representada simplificadamente pelas equações:

$$C_{12}H_{22}O_{11} + H_2O \longrightarrow 2\ C_6H_{12}O_6$$
$$2\ C_6H_{12}O_6 \longrightarrow 2\ C_2H_5OH + 2\ CO_2$$

Partindo-se de uma quantidade de caldo-de-cana, que contenha 500 kg de sacarose, e admitindo-se um rendimento de 68,4%, a massa de álcool obtida em kg será: (**Dados:** C = 12, H = 1, O = 16)

a) 44.
b) 46.
c) 92.
d) 107.
e) 342.

Exercícios propostos

- **Reagente em excesso (reagente limitante)**

1. (Fuvest-SP) Qual a quantidade máxima, em gramas, de carbonato de cálcio que pode ser preparada misturando-se 2 mol de carbonato de sódio com 3 mol de cloreto de cálcio, segundo a equação:

$$Na_2CO_{3(aq)} + CaC\ell_{2(aq)} \dashrightarrow CaCO_{3(aq)} + NaC\ell_{(aq)}$$

(massas atômicas: Na = 23, C = 12, O = 16, Ca = 40, Cℓ = 35,5)

2. (ITA-SP) Calcule o máximo de massa de água que se pode obter partindo de 8,0 gramas de hidrogênio e 32,0 gramas de oxigênio. Indique qual o reagente em excesso e quanto sobra do mesmo.

3. (Vunesp-SP) 24 g de ferro (Fe = 56) reagem com 8 g de enxofre (S = 32) para formar FeS. A reação ocorre por aquecimento até o consumo total de um dos reagentes. Qual o reagente em excesso e qual a massa que restou desse reagente?

4. Efetuando-se a reação entre 18 g de alumínio e 462 g de gás cloro, segundo a equação:

$$A\ell_{(s)} + C\ell_{2(g)} \longrightarrow A\ell C\ell_{3(s)}$$

obtém-se uma quantidade máxima de cloreto de alumínio igual a:
(massas atômicas: Aℓ = 27, Cℓ = 35,5)

a) 36 g.
b) 44,5 g.
c) 89,0 g.
d) 462 g.
e) 240 g.

5. (UFJF-MG) Considerando-se a reação

$$AgNO_3 + KI \longrightarrow AgI + KNO_3$$

e fornecendo-se as massas molares $AgNO_3$ = = 170 g/mol, KI = 166 g/mol, AgI = 235 g/mol, KNO_3 = 101 g/mol, se reagirmos 17 g de $AgNO_3$ e 17 g de KI haverá:

a) consumo total dos dois reagentes.
b) excesso de 0,4 g de $AgNO_3$.
c) excesso de 0,4 g de KI.
d) excesso de 4,0 g de $AgNO_3$.
e) excesso de 4,0 g de KI.

(FEEQ-CE) As questões de **6** a **9** referem-se ao esquema a seguir, que indica recipientes de igual volume, contendo gases à mesma temperatura:



6. Estabeleça uma relação entre as pressões dos gases contidos nos dois frascos.

7. As duas amostras reagem, quando misturadas num outro frasco de igual volume, produzindo água no estado de vapor. Equacione a reação.

8. Determine o número de mol do reagente em excesso.

9. Determine o número de moléculas de água formada.

• Reações com substâncias impuras

10. (MACK-SP) Uma amostra de 10 g de calcário contém 8 g de carbonato de cálcio. A porcentagem de pureza do carbonato de cálcio é:

a) 0,8%.
b) 10,0%.
c) 8,0%.
d) 80%.
e) 20,0%.

11. (Fuvest-SP) Um lote de sal grosso, com especificação de conter no mínimo 90% de sal, é suspeito de estar adulterado com areia. A uma amostra de 250 g do produto seco foi adicionada quantidade suficiente de água e, após filtração, o resíduo, separado e seco, pesou 50 g. Justifique a conclusão possível.

12. O acetileno, gás utilizado em maçaricos, pode ser obtido a partir do carbeto de cálcio (carbureto) de acordo com a equação:

$$CaC_2 + 2\ H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2 + \underset{\text{acetileno}}{C_2H_2}$$

Qual o volume de gás acetileno obtido a 25 °C e 1 atm a partir de 1,0 kg de CaC_2 com 30% de impureza? (**Dados:** massa molar: CaC_2 = = 64 g mol^{-1}; volume molar a 25 °C e 1 atm = = 24 L/mol^{-1})

13. (PUC-MG) O medicamento "Leite de Magnésia" é uma suspensão de hidróxido de magnésio. Esse medicamento é utilizado para combater a acidez estomacal provocada pelo ácido clorídrico, encontrado no estômago.
Sabe-se que, quando utilizamos 12,2 g desse medicamento, neutraliza-se certa quantidade do ácido clorídrico, produzindo 16,0 gramas de cloreto de magnésio.
O grau de pureza desse medicamento, em termos do hidróxido de magnésio, é igual a:
(massas molares: $Mg(OH)_2$ = 58 g/mol, $HC\ell$ = = 36,5 g/mol e $MgC\ell_2$ = 95 g/mol)

a) 90%. c) 60%. e) 30%.
b) 80%. d) 40%.

Com base nas informações divulgadas no texto a seguir, responda às questões **14** a **17**.

Ácido na pista fecha imigrantes até a madrugada

Depois de ter ficado oito horas interditada, a pista sentido capital-litoral da rodovia dos Imigrantes foi liberada ao tráfego às 4 h 15 de ontem. A interdição foi provocada pelo vazamento de 2 mil dos 21 mil litros de ácido clorídrico transportados por um caminhão-tanque da empresa Garamaggio Transportes e Comércio, no km 44 daquela rodovia.
De acordo com técnicos da Companhia de Tecnologia de Saneamento Ambiental (Cetesb), o ácido foi neutralizado com aplicação de cal virgem. "Não houve comprometimento ambiental", informaram os técnicos.

O Estado de S. Paulo, 12/07/01.

14. Qual a fórmula molecular do ácido mencionado e da substância utilizada na sua neutralização?

15. Equacione a reação entre o ácido e a cal virgem.

16. Determine a massa de ácido clorídrico que vazou sabendo-se que a densidade do ácido é igual a 1 200 g/L.

17. Considere que a cal utilizada na neutralização apresente 80% de pureza. Determine a massa total de cal utilizada.
(**Dados:** massas molares: CaO = 56 g mol^{-1}; $HC\ell$ = 36,5 g mol^{-1})

18. (UFU-MG) O ferro é um dos metais mais importantes para a nossa civilização, possuindo inúmeras utilizações na fabricação de ferramentas, utensílios, chapas, indústria automobilística, construção civil etc. O ferro pode ser obtido nos altos-fornos siderúrgicos, a partir do minério hematita e CO (obtido do coque), de acordo com as equações das reações não-balanceadas:

$$C_{(s)} + O_{2(g)} \longrightarrow CO_{(g)}$$
$$Fe_2O_{3(s)} + CO_{(g)} \longrightarrow Fe_{(s)} + CO_{2(g)}$$

(**Dados:** Fe_2O_3 = 160 g/mol, CO = 28 g/mol e Fe = 56 g/mol)

Pede-se:

a) Os tipos de reações envolvidas e as respectivas equações das reações balanceadas.

b) Se forem empregados 2 toneladas de hematita (90% pureza) e coque em quantidade suficiente para formar 1 tonelada de CO, qual deve ser a quantidade de Fe produzida? Justifique.

19. No processo

$$S + O_2 \longrightarrow SO_2$$
$$SO_2 + 1/2\ O_2 \longrightarrow SO_3$$
$$SO_3 + H_2O \longrightarrow H_2SO_4$$

obtiveram-se 392 toneladas de H_2SO_4. Sabendo-se que o enxofre empregado apresentava 80% de pureza, determine a massa do enxofre impuro utilizada na obtenção citada. (**Dados:** massas atômicas: S = 32, O = 16, H = 1,0; 1 tonelada = 10^6 gramas)

• Rendimento

20. (UFMG) 65 kg de zinco em pó foram atacados por ácido clorídrico, produzindo um sal e liberando gás hidrogênio.

$$Zn_{(s)} + 2\ HC\ell_{(aq)} \longrightarrow ZnC\ell_{2(aq)} + H_{2(g)}$$

Determine o rendimento desta reação, sabendo que a massa de hidrogênio obtida foi de 1,5 kg. (massas atômicas: Zn = 65, H = 1)

21. (UFV-MG) O alumínio é obtido pela eletrólise da bauxita. Nessa eletrólise, ocorre a formação de oxigênio que reage com um dos eletrodos de carbono utilizados no processo. A equação não-balanceada que representa o processo global é:

$$A\ell_2O_3 + C \longrightarrow CO_2 + A\ell$$

Considerando uma massa de 120 toneladas de $A\ell_2O_3$, determine a massa de $A\ell$ produzida, sabendo que a eficiência do processo é de 85%. (massas molares: $A\ell$ = 27 g mol^{-1}, $A\ell_2O_3$ = 102 g mol^{-1})

22. (PUC-MG) Em um tubo, 16,8 g de bicarbonato de sódio são decompostos, pela ação do calor, em carbonato de sódio sólido, gás carbônico e água vapor. O volume de gás carbônico, em litros, obtido nas CNTP, supondo o rendimento da reação igual a 90%, é igual a: (massa molar do $NaHCO_3$ = 84 g/mol)

a) 2,02.
b) 2,48.
c) 4,48.
d) 4,03.
e) 8,96.

23. (Cesgranrio-RJ) O gás hidrogênio pode ser obtido em laboratório a partir da reação de alumínio com ácido sulfúrico, cuja equação química não ajustada é dada a seguir:

$$A\ell + H_2SO_4 \longrightarrow A\ell_2(SO_4)_3 + H_2$$

Um analista utilizou uma quantidade suficiente de H_2SO_4 para reagir com 5,4 g do metal e obteve 5,71 litros do gás nas CNTP. Nesse processo, o analista obteve um rendimento aproximado de: (**Dado:** $A\ell$ = 27)

a) 75%.
b) 80%.
c) 85%.
d) 90%.
e) 95%.

24. (UNI-RIO) A seqüência de reações a seguir mostra a formação do cloreto de polivinila (PVC):

$$\text{I} — CaO + 3\ C \xrightarrow{2500\ ^\circ C} X + CO$$
$$\text{II} — X + 2\ H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2 + C_2H_2$$
$$\text{III} — C_2H_2 + HC\ell \longrightarrow Y$$
$$\text{IV} — n\ Y \longrightarrow (\ldots CH_2 — \underset{\displaystyle C\ell}{\underset{|}{CH}}\ldots)n$$

Supondo que a etapa de polimerização ocorra com rendimento de 100% e as demais, com rendimento de 50%, a massa em gramas de PVC que se forma a partir de 11,20 g de CaO é de aproximadamente:
(**Dados:** MA: Ca = 40; O = 16; C = 12; $C\ell$ = = 35,5; H = 1)

a) 0,390 g.
b) 0,781 g.
c) 1,562 g.
d) 3,125 g.
e) 6,250 g.

EXERCÍCIOS GLOBALIZANTES

Leia o texto a seguir e, depois, resolva as questões.

Carbonato de sódio (Na_2CO_3)

A potassa cáustica (KOH — hidróxido de potássio) tornou-se, no início do século XVIII, uma substância fundamental não só para a indústria têxtil como para a indústria de vidros e de sabão. A Inglaterra, que fornecia KOH para a França, cancelou a venda desse produto devido ao apoio francês ao processo de independência dos Estados Unidos, então colônia inglesa.

Com a carência do produto, o governo francês, na tentativa de substituir a potassa pela soda cáustica (NaOH), estabeleceu, em 1781, um prêmio para quem criasse o processo mais simples de transformação de sal comum ($NaC\ell$) em carbonato de sódio (barrilha ou soda), produto por meio do qual era possível obter o NaOH, conforme equação a seguir:

A $Ca(OH)_{2(s)} + Na_2CO_{3(aq)} \longrightarrow CaCO_{3(s)} + 2\ NaOH_{(aq)}$

Em 1789, Nicolas Leblanc (1742-1806) conseguiu desenvolver um processo — na época considerado muito bom — para produzir carbonato de sódio a partir do $NaC\ell$:

I — $2\ NaC\ell_{(s)} + H_2SO_{4(aq)} \longrightarrow Na_2SO_{4(s)} + 2\ HC\ell_{(g)}$

II — $Na_2SO_{4(s)} + 4\ C_{(s)} \longrightarrow Na_2S_{(s)} + 4\ CO_{(g)}$

III — $Na_2S_{(s)} + CaCO_{3(s)} \xrightarrow{\Delta} Na_2CO_{3(s)} + CaS_{(s)}$

Como o Na_2CO_3 é bem mais solúvel que o CaS, ele é extraído por meio da dissolução em água da mistura final.

No fim do século XIX, o químico belga Ernest Solvay (1838-1922) propôs um processo mais rápido, eficiente e barato de produção de Na_2CO_3:

B $NH_{3(g)} + CO_{2(g)} + H_2O + NaC\ell_{(aq)} \longrightarrow NaHCO_{3(s)} + NH_4C\ell_{(aq)}$

Nesta reação, o $NaHCO_3$ precipita-se, podendo ser retirado por filtração. Em seguida, esta substância é submetida a uma decomposição mediante aquecimento:

C $2\ NaHCO_{3(s)} \xrightarrow{\Delta} Na_2CO_{3(s)} + H_2O_{(g)} + CO_{2(g)}$

Este processo, além de utilizar substâncias baratas, permite o reaproveitamento de seus produtos. Observe:

matérias-primas utilizadas

- $CaCO_3$: calcário, mármore etc.
- $NaC\ell$: sal comum
- NH_3: amônia
- H_2O: água

etapas do processo

1 $CaCO_3 \xrightarrow{\Delta} CaO + CO_2$

2 $CaO + H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2$

3 $Ca(OH)_2 + 2\ NH_4C\ell \longrightarrow CaC\ell_2 + 2\ H_2O + 2\ NH_3$

4 $CO_2 + H_2O + NH_3 + NaC\ell \longrightarrow NaHCO_3 + NH_4C\ell^*$

5 $2\ NaHCO_3 \longrightarrow Na_2CO_3 + H_2O^{**} + CO_2^{**}$

Observe que o único subproduto descartável no processo é o $CaC\ell_2$, que geralmente era lançado em rios e lagos, causando danos ao meio ambiente. Hoje, a legislação ambiental proíbe que o $CaC\ell_2$ seja descartado dessa maneira.

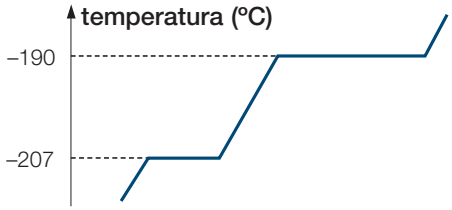
Este texto nos oferece um bom exemplo de como o aspecto econômico influencia o desenvolvimento da indústria química, constantemente desafiada a buscar novos processos químicos. Além do aspecto econômico, o texto revela a preocupação com a defesa do meio ambiente.

* O $NH_4C\ell$ será reutilizado na etapa **3**.

** O CO_2 e o H_2O serão reutilizados na etapa **4**.

1. Observe as reações **I**, **II** e **III** e indique o número de substâncias simples e compostas presentes em cada uma delas.

2. Qual das substâncias presentes na equação **II** apresenta o seguinte diagrama de mudança de estado?



3. Considere um sistema contendo todos os componentes da reação **III**. Qual o número de fases presentes nesse sistema?

4. Na reação **I**, identifique os compostos iônicos e os moleculares.

5. Na reação **II**, em quais substâncias observa-se a ligação covalente dativa? (**Dados:** números atômicos: Na = 11; S = 16; O = 8; C = 6)

6. Qual o nome das substâncias presentes nas equações **I**, **II** e **III** que são consideradas ácidos, segundo o conceito de Arrhenius?

7. Equacione uma reação envolvendo um ácido e uma base que permita obter o sal resultante da reação **III**.

8. Dê o nome oficial e usual da base mais forte presente na reação A.

9. Quais substâncias presentes na reação A são componentes da casca do ovo?

10. Quantas substâncias moleculares aparecem na reação B? Indique a geometria molecular e a polaridade delas.

11. Existem duas substâncias moleculares presentes na equação B que, ao serem adicionadas à água, originam soluções ácidas e básicas. Identifique essas substâncias.

12. Dê três aplicações para o reagente da reação C.

13. Como você classificaria as reações 1, 2 e 3?

14. A reação C pode ser denominada:

a) fotólise.
b) eletrólise.
c) pirólise.
d) hidrólise.

15. Identifique, na reação 1, a substância também encontrada nas bebidas gaseificadas. Equacione a reação dessa substância com a água.

16. Qual substância mencionada no texto é conhecida como barrilha ou, simplesmente, soda?

17. Dê o nome dos sais presentes nas reações apresentadas no texto.

18. Indique a fórmula de um óxido ácido e de um óxido básico presente nas reações.

19. Determine o número de mol existente em 1,42 g do produto não-volátil encontrado na reação **I**.

20. Determine o número de moléculas e o número de átomos existentes em 56 g da única substância volátil da reação **II**.

21. Dos gases presentes na equação B, indique o mais denso e o menos denso que o ar.

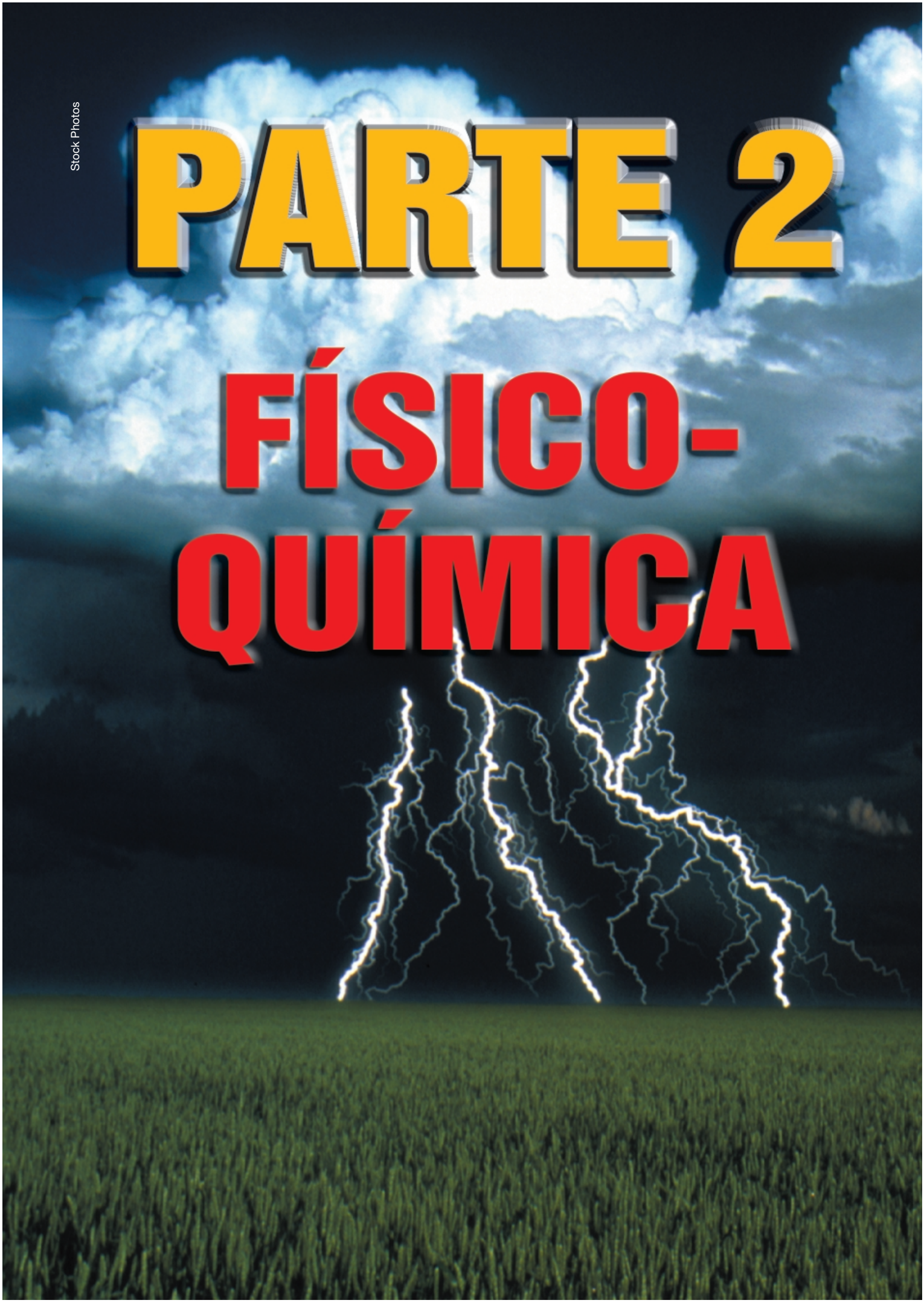
22. Com base na reação A, a reação de 7,4 g de $Ca(OH)_2$ com excesso de Na_2CO_3 produzirá quantos gramas de NaOH?

23. Determine o volume de CO obtido na reação **II**, nas condições ambientes, quando os 24 g de C reagirem completamente. (volume molar nas condições ambientes: 25 L mol^{-1})

24. Se, na reação **III**, misturarmos 200 g de Na_2S com 200 g de $CaCO_3$, qual será a massa de CaS produzida?

25. Uma amostra de 500 g de $NaHCO_3$, com pureza de 84%, produzirá que massa de CO_2? Faça seus cálculos considerando a reação 5.

26. Se, na reação 4, forem utilizados 340 g de NH_3 com excesso dos demais reagentes, qual será a massa de $NaHCO_3$ produzida se o rendimento da reação for de 90%?



Stock Photos

UNIDADE 10
Soluções

INTRODUÇÃO

Na natureza, raramente encontramos substâncias puras. O mundo que nos rodeia é constituído por sistemas formados por mais de uma substância: as **misturas**.

As misturas homogêneas são denominadas **soluções**.

Soluções são misturas de duas ou mais substâncias que apresentam aspecto uniforme.

Vejamos algumas soluções presentes em nosso dia-a-dia:

Ricardo Azoury/Pulsar



As ligas metálicas são soluções sólidas. O latão ($Cu^+ + Zn$), por exemplo, é utilizado na fabricação de instrumentos musicais.

European Space Agency/SPL



O ar que envolve a Terra é uma solução gasosa formada, principalmente, pelos gases N_2 e O_2.

Matthew Oldfield,Scubazoo/SPL



A água dos oceanos é uma solução líquida na qual encontramos vários sais dissolvidos, como o $NaC\ell$, $MgC\ell_2$ e $MgSO_4$, além de vários gases, como, por exemplo, o oxigênio (O_2).

Pelos exemplos, podemos perceber que as soluções são sistemas homogêneos formados por uma ou mais substâncias dissolvidas (**solutos**) em outra substância presente em maior proporção na mistura (**solvente**).

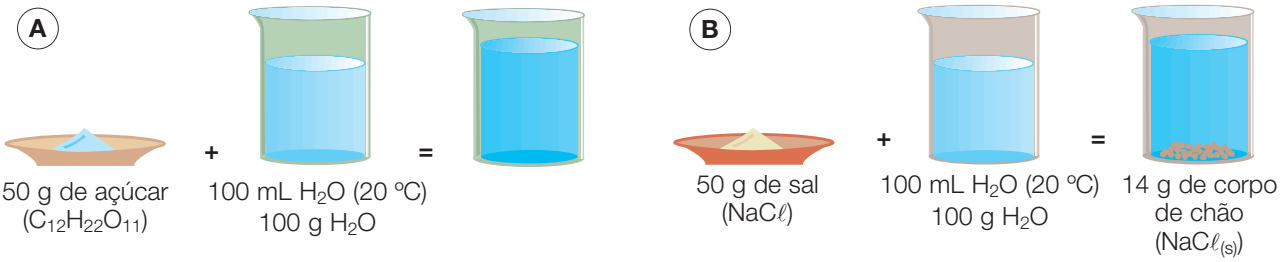
Nos laboratórios, nas indústrias e no nosso dia-a-dia, as soluções de sólidos em líquidos são as mais comuns. Um exemplo muito conhecido é o soro fisiológico (água + NaCℓ).

Nesses tipos de soluções, a água é o solvente mais utilizado, sendo conhecida por **solvente universal**. Essas soluções são denominadas **soluções aquosas**.

SOLUBILIDADE E CURVAS DE SOLUBILIDADE

Ao preparar uma solução, isto é, ao dissolver um **soluto** em um dado **solvente**, as moléculas ou os íons do soluto separam-se, permanecendo dispersos no solvente.

Podemos estabelecer uma relação entre diferentes solutos e as características de suas soluções aquosas por meio de experimentos bem simples, feitos à mesma temperatura. Observe as situações a seguir.



Lavagem a seco, mas nem tanto...

A diferença entre lavagem convencional e a seco é que, em vez de água, será usado um solvente apolar para remover a mancha de óleo ou gordura. Portanto, lavar a seco não significa lavagem sem utilização de substâncias líquidas, como o nome sugere.



CEDOC

Ao compararmos as soluções **A** e **B**, notamos que o sal é menos solúvel que o açúcar e, a partir desse fato, podemos generalizar:

> Substâncias diferentes se dissolvem em quantidades diferentes, numa mesma quantidade de solvente, na mesma temperatura.

A quantidade máxima de sal (NaCℓ) que se dissolve em 100 g de H_2O a 20 °C é 36 g. Essa solução é denominada **solução saturada**.

> **Solução saturada** é a que contém a máxima quantidade de soluto numa dada quantidade de solvente, a uma determinada temperatura; essa quantidade máxima é denominada **coeficiente de solubilidade**.

Logo, o coeficiente de solubilidade do NaCℓ obtido na situação **B** é:

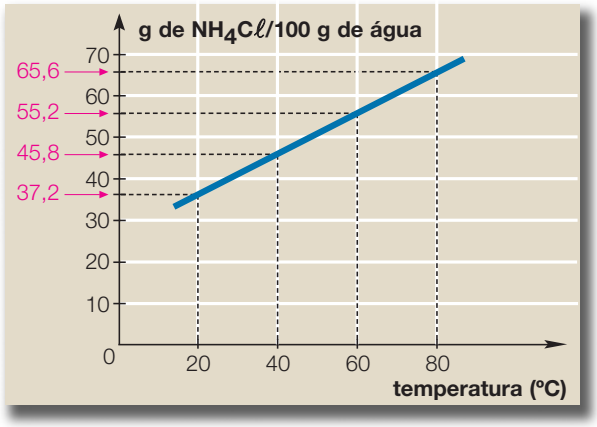
36 g de NaCℓ/100 g de água a 20 °C

Uma solução com quantidade de soluto inferior ao coeficiente de solubilidade é denominada **solução não-saturada** ou **insaturada**.

Se submetermos a aquecimento, sob agitação, o sistema formado por 100 mL de água a que se adicionam 50 g de sal, conseguiremos dissolver o sal totalmente. Deixando o novo sistema esfriar, em repouso absoluto, até a temperatura inicial (20 °C), teremos uma solução que contém maior quantidade de soluto (50 g) do que a respectiva solução saturada (36 g). Essa solução é denominada **supersaturada** e é muito instável. Agitando-a ou adicionando a ela um pequeno cristal de soluto, ocorrerá a precipitação de 14 g do sal, que é exatamente a quantidade dissolvida acima da possível para saturação (36 g).

Conhecendo o coeficiente de solubilidade de uma substância, a diferentes temperaturas, poderemos construir um gráfico relacionando a solubilidade e a temperatura. Veja o exemplo do cloreto de amônio ($NH_4C\ell$):

t (°C)	Coeficiente de solubilidade em 100 g de H_2O
20	37,2
40	45,8
60	55,2
80	65,6



Note que a solubilidade do $NH_4C\ell$ aumenta com a elevação da temperatura (curva ascendente), que é o que se verifica com a maioria das substâncias não-voláteis.

Porém, existem substâncias sólidas que, ao serem dissolvidas em água, têm a sua solubilidade diminuída com a elevação da temperatura. Nesses casos, a curva de solubilidade será descendente.

Gases dissolvidos em líquidos

No nosso cotidiano, encontramos outras soluções contendo gases dissolvidos em líquidos, como, por exemplo, água mineral com gás, refrigerantes, cervejas etc.

Na produção dessas soluções, o gás carbônico (CO_2) é introduzido na mistura líquida a uma pressão maior que a atmosférica e numa temperatura normalmente menor que a ambiente.

Ao abrirmos a garrafa ocorre, momentaneamente, uma diminuição de pressão, o que acarreta a liberação do CO_2 dissolvido no líquido.



CEDOC

No lago do Ibirapuera (SP), a agitação da água possibilita maior aeração.

Isso é fácil de perceber devido à formação de bolhas, o que ocorrerá de maneira mais intensa se o refrigerante ou a água com gás não estiver gelado ou for aquecido. A elevação da temperatura favorece a liberação do gás.

Os peixes conseguem absorver o gás oxigênio (O_2) dissolvido na água.

Na natureza, a quantidade adequada de O_2 é providenciada pelo próprio ambiente. No entanto, o descaso e o não-tratamento das águas utilizadas, tanto nas indústrias como nas nossas casas, é responsável pela introdução de grandes quantidades de resíduos em rios e lagos.

Esses resíduos podem reagir com o gás oxigênio ou favorecer o desenvolvimento de bactérias aeróbias que provocam a diminuição da quantidade de oxigênio na água, o que acaba causando uma grande mortandade de peixes.

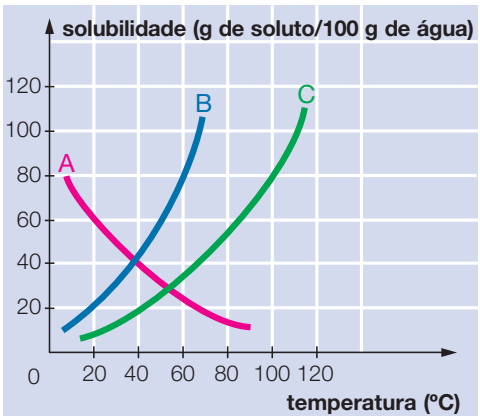
Uma das maneiras de abrandar a ação desses poluentes consiste em manter a água desses rios em constante agitação. Tal procedimento propicia maior aeração dessa água, o que favorece a respiração de peixes e outros seres vivos.

Esse método de aeração da água também pode ser utilizado para amenizar os estragos causados pelo despejo de líquidos aquecidos em rios e lagos, pois o aumento de temperatura da água também provoca a diminuição do oxigênio nela dissolvido.

EXERCÍCIO RESOLVIDO

O gráfico representa as curvas de solubilidade das substâncias **A**, **B** e **C**:
Com base no diagrama, responda:

a) Qual das substâncias tem sua solubilidade diminuída com a elevação da temperatura?
b) Qual a máxima quantidade de **A** que conseguimos dissolver em 100 g de H_2O a 20 °C?
c) Considerando apenas as substâncias **B** e **C**, qual delas é a mais solúvel em água?
d) Considerando apenas as substâncias **A** e **B**, qual delas é a mais solúvel em água?
e) Qual é a massa de **C** que satura 500 g de água a 100 °C? Indique a massa da solução obtida (massa do soluto + massa do solvente).
f) Uma solução saturada de **B** com 100 g de água, preparada a 60 °C, é resfriada até 20 °C. Determine a massa de **B** que irá precipitar, formando o corpo de fundo a 20 °C.



SOLUÇÃO

a) A única curva descendente é a da substância **A**, o que indica que sua solubilidade diminui com a elevação da temperatura.
b) Observando o gráfico, percebemos que a 20 °C conseguimos dissolver 60 g de **A** em 100 g de água, sendo esse seu coeficiente de solubilidade.
c) Em qualquer temperatura, a substância **B** é a mais solúvel (a curva de **B** está sempre acima da curva de **C**).
d) As curvas de **A** e **B** se cruzam aproximadamente a 40 °C, indicando que, a essa temperatura, essas substâncias apresentam a mesma solubilidade. Para temperaturas inferiores a 40 °C, a solubilidade de **A** é maior que a de **B**; enquanto a temperaturas superiores a 40 °C, a solubilidade de **B** é maior que a de **A**.

e) A 100 °C temos:

$$\begin{array}{rcl} 80 \text{ g de } \mathbf{C} & \xrightarrow{\text{saturam}} & 100 \text{ g de } H_2O \\ x & \longrightarrow & 500 \text{ g de } H_2O \end{array} \qquad x = 400 \text{ g de } \mathbf{C}$$

Essa solução contém 500 g de H_2O e 400 g de **C**; portanto, sua massa é 900 g.

f) A 60 °C conseguimos dissolver 80 g de **B** em 100 g de H_2O, enquanto a 20 °C a quantidade máxima de **B** dissolvida em 100 g de H_2O é 20 g. Portanto, se resfriarmos uma solução saturada de **B** a 60 °C até 20 °C em 100 g de água, ocorrerá uma precipitação de 60 g de **B**.

Exercícios de classe

O brometo de potássio apresenta a seguinte tabela de solubilidade:

Temperatura (°C)	30	50	70
g de brometo de potássio/100 g de água	70	80	90

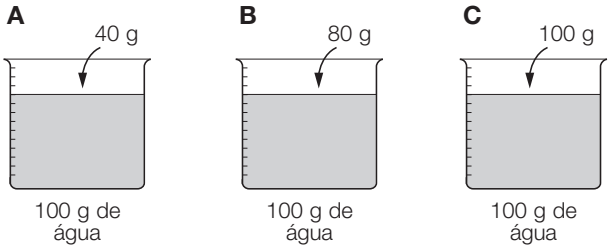
Considere essas informações e responda às questões **1** e **2**.

1. Qual a massa de brometo de potássio necessária para saturar:

a) 100 g de água a 50 °C;
b) 200 g de água a 70 °C.

2. Uma solução foi preparada, a 30 °C, dissolvendo-se 40 g de brometo de potássio em 100 g de água. Essa solução é saturada?

Analise o preparo de três soluções de brometo de potássio, a 50 °C:



Agora, responda às questões **3** a **5**.

3. Classifique em saturada ou não-saturada cada solução analisada (**A**, **B** e **C**).

4. Apenas uma das soluções está saturada e apresenta corpo de fundo. Identifique-a e calcule a massa desse corpo de fundo.

5. Qual das três soluções encontra-se mais diluída (menos concentrada)?

6. O coeficiente de solubilidade de um sal é de 60 g por 100 g de água a 80 °C. Determine a massa em gramas desse sal, nessa temperatura, necessária para saturar 80 g de H_2O.

7. (UnB-DF) Examine a tabela abaixo, em que constam dados sobre a solubilidade da sacarose ($C_{12}H_{22}O_{11}$), do sulfato de sódio (Na_2SO_4) e do clorato de potássio ($KC\ell O_3$) em água, a duas temperaturas diferentes e julgue os itens seguintes:

Substância	Solubilidade em água (g/L)	
	40 °C	60 °C
$C_{12}H_{22}O_{11}$	2 381	2 873
Na_2SO_4	488	453
$KC\ell O_3$	12	22

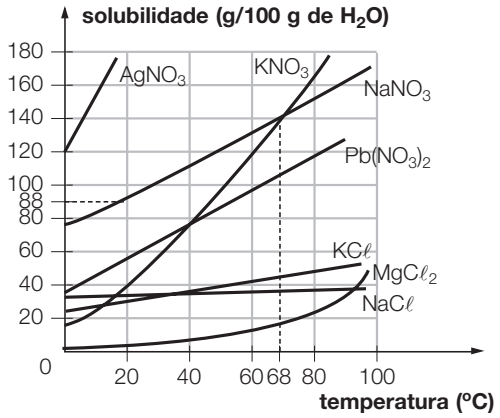
(0) A solubilidade de uma substância em determinado solvente independe da temperatura.
(1) Uma solução aquosa de sulfato de sódio, de concentração 488 g/L, deixa de ser saturada, quando aquecida a 60 °C.
(2) A uma dada temperatura, a quantidade limite de um soluto que se dissolve em determinado volume de solvente é conhecida por solubilidade.
(3) Nem todas as substâncias são mais solúveis a quente.

Quais desses itens são corretos?

8. A partir dos valores (aproximados) da tabela a seguir, esboce um diagrama que represente a curva de solubilidade do KNO_3.

Temperatura (°C) (abscissa)	g/100 g de H_2O (ordenada)
0	13
30	45
50	85
60	110

O gráfico a seguir representa as curvas de solubilidade de várias substâncias:



Com base nesse gráfico, responda às questões **9** a **13**.

9. Considerando apenas as substâncias $NaNO_3$ e $Pb(NO_3)_2$, qual delas é a mais solúvel em água, a qualquer temperatura?

10. Aproximadamente a qual temperatura a solubilidade do $KC\ell$ e do $NaC\ell$ são iguais?

11. Qual das substâncias apresenta maior aumento de solubilidade com o aumento da temperatura?

12. Compare as solubilidades das substâncias KNO_3 e $NaNO_3$ a 68 °C, abaixo e acima dessa temperatura.

13. Qual a massa de uma solução saturada de $NaNO_3$ a 20 °C obtida a partir de 500 g de H_2O?

14. (Unicamp-SP) "Os peixes estão morrendo porque a água do rio está sem oxigênio, mas nos trechos de maior corredeira a quantidade de oxigênio aumenta." Ao ouvir esta informação de um técnico do meio ambiente, um estudante que passava pela margem do rio ficou confuso e fez a seguinte reflexão: "Estou vendo a água no rio e sei que a água contém, em suas moléculas, oxigênio; então como pode ter acabado o oxigênio do rio?".

a) Escreva a fórmula das substâncias mencionadas pelo técnico.
b) Qual a confusão cometida pelo estudante em sua reflexão?

15. O processo de dissolução do oxigênio do ar na água é fundamental para a existência de seres vivos que habitam os oceanos, os rios e as lagoas. Este processo pode ser representado pela equação:

$$O_2 + aq \rightleftharpoons O_{2(aq)}$$

(aq) = quantidade muito grande de água

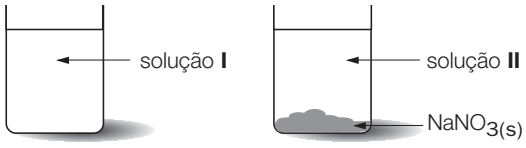
Algumas espécies de peixes necessitam, para a sua sobrevivência, de taxas relativamente altas de oxigênio dissolvido. Peixes com essas exigências teriam maiores chances de sobrevivência:

I — num lago de águas a 10 °C do que num lago a 25 °C, ambos à mesma altitude.
II — num lago no alto da cordilheia dos Andes do que num lago na base da cordilheira, desde que a temperatura da água fosse a mesma.
III — em lagos cujas águas tivessem qualquer temperatura, desde que a altitude fosse elevada.

Qual(ais) afirmação(ões) é (são) correta(s)?

Exercícios propostos

Considere duas soluções aquosas de $NaNO_3$ a 20 °C, cada qual contendo 100 g de H_2O, cujo coeficiente de solubilidade seja 88 g de $NaNO_3$/100 g de H_2O.



1. Para que a solução **I** seja considerada não-saturada a 20 °C, a quantidade de $NaNO_3$ dissolvida deve ser igual a 88 g ou maior ou menor que 88 g?

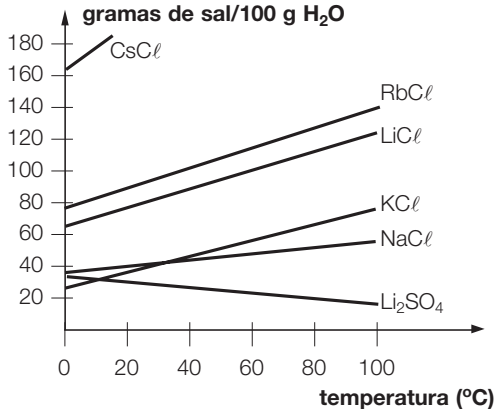
2. Para que a solução **I** seja considerada saturada a 20 °C, a quantidade de $NaNO_3$ dissolvida deve ser igual a 88 g ou maior ou menor que 88 g?

3. Para que a solução **I** seja considerada supersaturada a 20 °C, a quantidade de $NaNO_3$ dissolvida deve ser igual a 88 g ou maior ou menor que 88 g?

4. A solução **II**, a 20 °C, encontra-se não-saturada, saturada ou supersaturada?

5. Se a massa do frasco for igual a 200 g e a massa do corpo de fundo for de 12 g, qual será a massa total do sistema a 20 °C?

6. (UFGO) O gráfico a seguir representa a solubilidade de vários sais em função da temperatura, expressa em gramas do soluto por 100 gramas de água.



Indique os itens corretos:

I — A solubilidade dos sais aumenta com a elevação da temperatura na ordem: $NaC\ell$, $KC\ell$, $RbC\ell$, $CsC\ell$.

II — Com exceção do Li_2SO_4, a solubilidade de todos os sais aumenta com a elevação da temperatura.

III — A solubilização do $KC\ell$ aumenta com o aumento da temperatura.

IV — A 0 °C o $NaC\ell$ é menos solúvel que o $KC\ell$.

O brometo de potássio (KBr) apresenta a seguinte tabela de solubilidade:

Temperatura (°C)	g de KBr/100 g de água
30	70
50	80
70	90

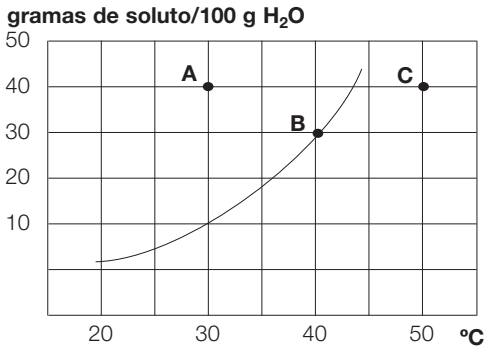
Uma solução saturada desse sal foi preparada utilizando-se 200 g de H_2O a 70 °C e a seguir foi resfriada a 30 °C. Com base nessas informações, responda às questões **7** a **9**.

7. Qual é a massa de KBr que se precipita?

8. Calcule a massa total da solução final.

9. Determine a menor massa de água necessária para dissolver 40 g de KBr a 50 °C.

10. (UFCE) O gráfico mostra a curva de solubilidade de um sal em água. Considerando que em uma determinada temperatura 40 g deste sal foram dissolvidos em 100 g de água, indique:



a) a característica desta solução, quanto à concentração, nos pontos **A**, **B** e **C** do gráfico;

b) a quantidade de sal que será possível cristalizar, resfriando-se a solução até 30 °C;

c) a quantidade de sal que será cristalizada, quando se evapora 20 g de água a 40 °C.

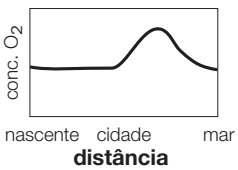
11. (Fuvest-SP) Descargas industriais de água pura aquecida podem provocar a morte de peixes em rios e lagos porque causam:

a) o aumento do nitrogênio dissolvido.
b) o aumento do gás carbônico dissolvido.
c) a diminuição do hidrogênio dissolvido.
d) a diminuição do oxigênio dissolvido.
e) a alteração do pH do meio aquático.

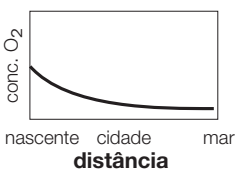
Obs.: o pH nos indica a acidez ou a basicidade de um meio aquoso.

12. (Fuvest-SP) Um rio nasce numa região não poluída, atravessa uma cidade com atividades industriais, das quais recebe esgoto e outros efluentes, e desemboca no mar após percorrer regiões não poluidoras. Qual dos gráficos a seguir mostra o que acontece com a concentração de oxigênio (O_2) dissolvido na água, em função da distância percorrida desde a nascente?
Considere que o teor de oxigênio no ar e a temperatura sejam praticamente constantes em todo o percurso.

a)


d)


b)


e)


c)


ASPECTOS QUANTITATIVOS DAS SOLUÇÕES

Em laboratório, as soluções normalmente são preparadas dissolvendo-se uma massa determinada de soluto em uma certa quantidade de solvente.

Observações:

1. Quando se prepara uma solução utilizando uma pequena quantidade de soluto sólido, verifica-se que o **volume da solução** é praticamente **igual** ao **volume de água** adicionado.
2. Para facilitar nosso trabalho, adotaremos o índice 1 para indicarmos o **soluto**, o índice 2 para indicarmos o **solvente**, e os dados relacionados à solução não conterão índices.

Assim:

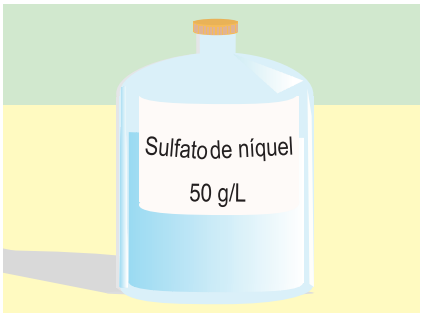
Massa	soluto	solvente	solução
Representação	m_1	m_2	m

O conhecimento das quantidades de soluto, solvente e solução nos permite estabelecer algumas relações matemáticas, denominadas concentração das soluções.

CONCENTRAÇÕES DAS SOLUÇÕES

Concentração comum (C)

É a relação entre a massa do soluto e o volume da solução:



$$C = \frac{\text{massa do soluto}}{\text{volume da solução}} \qquad C = \frac{m_1}{V}$$ g/L; g/mL; …

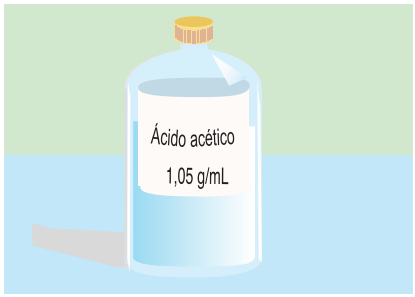
O rótulo do frasco ao lado nos indica que existem 50 g de $NiSO_4$ em 1,0 L de solução:

$$C = \frac{m_1}{V} = \frac{50\ g}{1{,}0\ L} = C = 50\ g/L$$

Assim, temos:

50 g de $NiSO_4$ ——— 1,0 L de solução
25 g de $NiSO_4$ ——— 0,50 L de solução

Densidade da solução (d)



É a relação entre a massa da solução e o seu volume:

$$d = \frac{\text{massa da solução}}{\text{volume da solução}} \qquad d = \frac{m}{V}$$ g/L; g/mL; …

O rótulo do frasco da página anterior nos indica que 1,05 g da solução apresentam um volume de 1,0 mL, ou seja:

$$d = ? \quad m = 1{,}05\ g \quad V = 1{,}0\ mL \qquad d = \frac{m}{V} = \frac{1{,}05\ g}{1{,}0\ mL} = 1{,}05\ g/mL$$

Assim, temos:

1,05 g de solução ——— 1,0 mL de solução

1 050 g de solução ——— 1 000 mL de solução (1,0 L)

d = 1,05 g/mL ou d = 1 050 g/L

Título (T) (τ), porcentagem em massa e ppm

Esse tipo de concentração, que relaciona as massas de soluto e solução, é um dos mais utilizados nas indústrias químicas e farmacêuticas:

$$\tau = \frac{\text{massa do soluto}}{\text{massa do soluto + massa do solvente}} = \frac{m_1}{m_1 + m_2} \qquad \tau = \frac{m_1}{m}$$

Thales Trigo



O soro fisiológico pode ser usado no tratamento da desidratação.

O rótulo do soro fisiológico nos indica que a porcentagem em massa é 0,9%, ou seja, que existem 0,9 g de soluto (NaCℓ) em cada 100 g de solução:

$m_1 = 0{,}9\ g \qquad m = 100\ g$

$$\tau = \frac{0{,}9}{100} = 0{,}009 = 0{,}9\%\ \text{em massa de NaCℓ na solução}$$

Atualmente, para indicar concentrações extremamente pequenas, principalmente de poluentes do ar, da terra e da água, usamos a unidade **partes por milhão**, representada por **ppm**.

Esse termo é freqüentemente utilizado para soluções muito diluídas e indica quantas partes do soluto existem em um milhão de partes da solução.

Assim, uma solução 20 ppm contém 20 gramas do soluto em 1 milhão de gramas da solução.

Como a solução é muito diluída, a massa de solvente é praticamente igual à massa da solução. Então, quando trabalhamos com **ppm**, consideramos que a massa do solvente corresponde à massa da solução.

Stock Photos



Detritos domésticos e industriais são lançados nas águas e, mesmo em pequenas quantidades (ppm), provocam poluição.

A relação matemática para a determinação do ppm pode ser dada por:

$$\mathbf{x}\ \text{ppm} = \frac{\mathbf{x}\ \text{g soluto}}{10^6\ \text{g solvente (solução)}}$$

ou: $\mathbf{x}\ \text{ppm} = \dfrac{\mathbf{x}\ \text{mg soluto}}{\text{kg solvente (solução)}}$ ou ainda: $\mathbf{x}\ \text{ppm} = \dfrac{\mathbf{x}\ \text{g soluto}}{\mathbf{x}\ \text{g solvente (solução)}} \cdot 10^{-6}$

Vejamos um exemplo prático da utilização do ppm:

De acordo com a padronização internacional, a água potável não pode conter mais do que $5{,}0 \cdot 10^{-4}$ mg de mercúrio (Hg) por grama de água. Essa quantidade máxima permitida de Hg pode ser expressa em ppm da seguinte maneira:

$$\text{ppm} = \frac{\text{massa do soluto em mg}}{\text{massa do solvente em kg}}$$

Então:

$$\text{ppm} = \frac{5{,}0 \cdot 10^{-4}\ \text{mg}}{10^{-3}\ \text{kg}} = 5{,}0 \cdot 10^{-1}\ \text{mg/kg} = 5{,}0 \cdot 10^{-1}\ \text{ppm} = 0{,}5\ \text{ppm}$$

Título em volume e porcentagem em volume (τ_V)

Como é fácil medir o volume dos líquidos, a concentração de suas soluções é freqüentemente expressa em porcentagem em volume. No álcool comum e nas bebidas alcoólicas, esta relação é indicada em °GL (Gay-Lussac):

$$\tau_V = \frac{\text{volume do soluto}}{\text{volume da solução}}$$

O álcool comum apresenta uma porcentagem em volume de 96%, o que quer dizer que existem 96 **mL** de álcool (etanol) em 100 **mL** de solução:

100 mL de álcool comum — 96 mL de álcool (etanol); 4 mL de água

$$\tau_V = \frac{96}{100} = 0{,}96 = 96\%$$



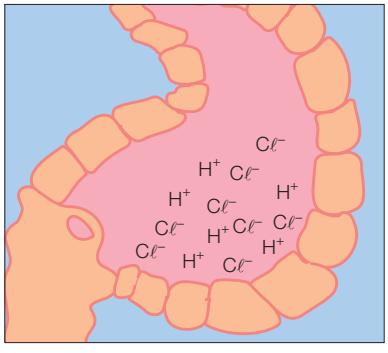
Thales Trigo

O álcool comum ou álcool etílico hidratado pode ser usado como combustível e desinfetante.

Concentração em mol/L ou concentração molar ou molaridade ($\mathcal{M}$)

É a relação entre o número de mol do soluto e o volume da solução em litros:

$$\mathcal{M} = \frac{\text{nº de mol do soluto}}{\text{volume da solução (L)}} \qquad \mathcal{M} = \frac{n_1}{V(L)} \quad \text{ou} \quad \mathcal{M} = \frac{m_1}{M_1\, V(L)}$$



Em cada 100 mL (0,10 L) de suco gástrico produzido pelo estômago durante o processo de digestão, existem 0,0010 mol de ácido clorídrico ($HC\ell$). A molaridade dessa solução é dada por:

$$\mathcal{M} = \frac{n_1}{V(L)} = \frac{0{,}0010\ \text{mol}}{0{,}10\ \text{L}}$$

$\mathcal{M} = 0{,}01$ mol/L ou 0,01 M ou $[HC\ell] = 0{,}01$ mol/L

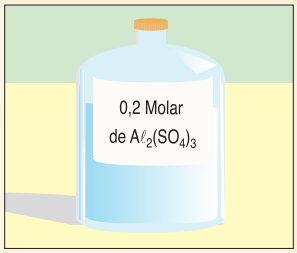
ou

0,0010 mol $HC\ell$ ——— 100 mL de solução

x ——— 1 000 mL de solução (1,0 L)

x = 0,01 mol de $HC\ell$ ⇒ 0,01 mol de $HC\ell$ em 1 L ⇒ 0,01 M

Molaridade de íons



Nas soluções iônicas é possível determinar a molaridade do soluto assim como a molaridade dos íons provenientes de sua dissociação ou ionização.

A molaridade dos íons é proporcional aos seus coeficientes estequiométricos nas equações de ionização ou dissociação.

Exemplo:

$$A\ell_2(SO_4)_{3(aq)} \longrightarrow 2\ A\ell^{3+}_{(aq)} + 3\ SO^{2-}_{4(aq)}$$

proporção	1 mol	2 mol	3 mol
solução	0,2 mol/L	0,4 mol/L	0,6 mol/L
0,2 M:	$[A\ell_2(SO_4)_3] = \underbrace{0{,}2\ mol/L}$	$[A\ell^{3+}] = \underbrace{0{,}4\ mol/L}$	$[SO_4^{2-}] = \underbrace{0{,}6\ mol/L}$
	$= \quad 0{,}2\ M$	$0{,}4\ M$	$0{,}6\ M$

RELAÇÕES ENTRE C, τ, d, $\mathcal{M}$

As várias maneiras, já vistas, de expressar as concentrações podem ser determinadas pelas seguintes fórmulas:

$C = \frac{m_1}{V}$ — concentração comum

$\tau = \frac{m_1}{m}$ — título

$d = \frac{m}{V}$ — densidade da solução

$\mathcal{M} = \frac{n_1}{V}$ — concentração em mol/L

as quais apresentam algumas grandezas em comum, o que permite relacioná-las entre si.

$$C = d \cdot \tau = \mathcal{M} \cdot M_1$$

unidades: $g/L = g/L = \frac{\cancel{mol}}{L} \cdot \frac{g}{\cancel{mol}}$

Água oxigenada a 10 volumes

CEDOC



A enzima catalase, presente no sangue, acelera a decomposição da água oxigenada.

Você já deve ter notado que a água oxigenada é vendida em frascos escuros ou em plásticos opacos. Isso se deve ao fato de a luz ser um dos fatores responsáveis pela sua decomposição (fotólise), na qual ocorre a liberação de gás oxigênio. Assim, as concentrações das soluções de água oxigenada são definidas em função do volume de $O_{2(g)}$ liberado (medido nas CNTP) por unidade de volume da solução.

Dessa maneira, uma água oxigenada de concentração 10 volumes libera 10 litros de $O_{2(g)}$ por litro de solução. Para obtermos 1 litro de uma solução de água oxigenada a 10 volumes, devemos dissolver uma massa (m_1) de H_2O_2 em água, que irá liberar, na sua decomposição, 10 litros de O_2, medidos nas CNTP.

A determinação da massa (m_1) é feita da seguinte maneira:

(massa molar do $H_2O_2 = 34\ g\ mol^{-1}$)

$$H_2O_2 \longrightarrow H_2O + 1/2\ O_2$$

1 mol	0,5 mol
34 g	11,2 L (CNTP)
m_1	10 L

$$m_1 = \frac{34\ g \cdot 10\ \cancel{L}}{11{,}2\ \cancel{L}} \Rightarrow m_1 = 30{,}3\ g\ de\ H_2O_2$$

Assim, a massa $m_1 = 30{,}3\ g$ de H_2O_2 é a necessária para produzir 1,0 litro de solução de água oxigenada a 10 volumes.

EXERCÍCIO RESOLVIDO

(ENCE-UERJ-Cefet-UFRJ) Para a prevenção de cáries, em substituição à aplicação local de flúor nos dentes, recomenda-se o consumo de "água fluoretada". Sabendo que a porcentagem, em massa, de fluoreto de sódio na água é de $2 \cdot 10^{-4}$%, um indivíduo que bebe 1 litro dessa água, diariamente, terá ingerido uma massa desse sal igual a: (densidade da água fluoretada: 1,0 g/mL)

a) $2 \cdot 10^{-3}$ g.
b) $3 \cdot 10^{-3}$ g.
c) $4 \cdot 10^{-3}$ g.
d) $5 \cdot 10^{-3}$ g.
e) $6 \cdot 10^{-3}$ g.

SOLUÇÃO

O valor da porcentagem em massa indica que existem:

$$2 \cdot 10^{-4} \text{ g de NaF} \text{ ——— } 100 \text{ g de solução}$$

Como a densidade da solução é 1,0 g/mL, ou seja, 1 000 g/L, se um indivíduo ingerir 1 L dessa solução, ele estará ingerindo 1 000 gramas da solução. Então:

$$\begin{array}{l} 100 \text{ g de solução} \text{ ——— } 2 \cdot 10^{-4} \text{ g de NaF} \\ 1\,000 \text{ g de solução} \text{ ——— } x \end{array}$$

$$x = \frac{1\,000 \text{ g de solução} \cdot 2 \cdot 10^{-4} \text{ g de NaF}}{100 \text{ g de solução}} \Rightarrow x = 2 \cdot 10^{-3} \text{ g de NaF}$$

Outra maneira de resolvermos essa questão é pela aplicação da fórmula de título (τ):

$$\left.\begin{array}{l} \tau \cdot 100\% = \%\text{ em massa} \\ \dfrac{m_1}{m} \cdot 100\% = \%\text{ em massa} \end{array}\right\} \quad \begin{array}{l} \text{em que: } m_1 = ? \\ \qquad m = 1\,000 \text{ g} \\ \qquad \%\text{ em massa} = 2 \cdot 10^{-4}\ \% \end{array}$$

$$\frac{m_1}{1\,000 \text{ g}} 100\% = 2 \cdot 10^{-4}\%$$

$$m_1 = \frac{2 \cdot 10^{-4}\% \cdot 1\,000 \text{ g}}{100\%} \Rightarrow m_1 = 2 \cdot 10^{-3} \text{ g de NaF}$$

Exercícios de classe

- **Concentração comum**

1. Uma solução foi preparada adicionando-se 40 g de NaOH em água suficiente para produzir 400 mL de solução. Calcule a concentração da solução em g/mL e g/L.

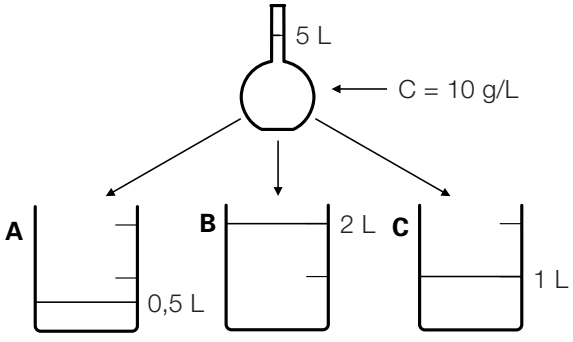
2. Considere o texto:

"Uma solução que apresenta concentração 60 g/L apresenta .... gramas de soluto, por litro de solução. Portanto, em 10 litros dessa solução devem existir .... gramas de soluto."

Identifique as palavras que preenchem as lacunas corretamente.

3. Ao chorar convulsivamente, uma pessoa eliminou 5 mL de lágrima. Considerando que essa solução apresenta concentração de sais igual a 6 g/L, determine a massa de sais eliminados na crise de choro.

4. Considere o esquema a seguir, do qual foram retiradas três alíquotas **A**, **B**, **C**, a partir de uma mesma solução aquosa.



Responda às seguintes questões:

a) Qual a massa de soluto existente no recipiente **A**?
b) Calcule a concentração em g/mL da solução contida no recipiente **B**.
c) Forneça a concentração em mg/cm^3 da solução contida no recipiente **C**.
d) Se toda a água presente na solução original, após a retirada das três amostras, fosse evaporada, qual seria a massa de soluto obtida?

• Densidade da solução

5. Considere o texto:

"Uma solução aquosa apresenta densidade igual a 1,2 g/mL. Logo, a massa de cada mililitro dessa solução é igual a .... . Assim, um litro dessa solução apresenta uma massa de .... ."

Identifique as palavras que preenchem corretamente as lacunas.

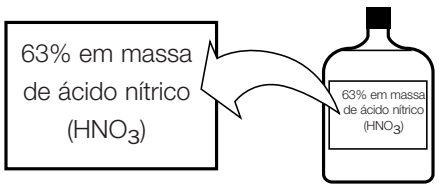
6. Uma solução foi preparada misturando-se 20 g de um sal em 200 g de água. Considerando-se que o volume da solução é igual a 200 mL, determine sua densidade em g/mL e g/L.

7. Uma solução cuja densidade é 1 150 g/L foi preparada dissolvendo-se 160 g de NaOH em 760 cm^3 de água. Determine a massa da solução obtida e seu volume.
(**Dado:** densidade da água = 1,0 g/cm^3)

• Título, porcentagem em massa e ppm

8. Uma solução foi preparada pela dissolução de 40 gramas de açúcar em 960 gramas de água. Determine seu título e sua porcentagem em massa.

9. Um frasco, existente no laboratório, apresenta o seguinte rótulo:



Com base nesse rótulo, resolva:
a) Qual a massa de ácido nítrico (HNO_3) existente em 100 gramas da solução?
b) Calcule a massa de água existente em 100 gramas da solução.
c) Determine as massas de água e ácido nítrico presentes em 500 gramas dessa solução.
d) Qual é o título dessa solução?

10. Calcule a massa, em gramas, do solvente contido em uma bisnaga de xilocaína a 2% e massa total 250 g.

11. (Puccamp-SP) Tem-se um frasco de soro glicosado a 5% (solução aquosa de 5% em massa de glicose). Para preparar 1 kg desse soro, quantos gramas de glicose devem ser dissolvidos em água?
a) $5{,}0 \cdot 10^{-2}$
b) 0,50
c) 5,0
d) 50
e) $5{,}0 \cdot 10^{2}$

12. (Puccamp-SP) No rótulo de uma garrafa de "água mineral" lê-se, entre outras coisas:
Conteúdo: 1,5 L
Bicarbonato de cálcio: 20 ppm
A massa do bicarbonato de cálcio, no conteúdo da garrafa, é:
(**Dados:** $\text{ppm} = \frac{\text{mg de soluto}}{\text{litro de solução aquosa}}$)
a) 0,03 g.
b) 0,02 g.
c) 0,01 g.
d) 0,06 g.
e) 150 mg.

13. Segundo o *US Public Helth Service* (Serviço de Saúde Pública dos Estados Unidos), a água potável deve ter, no máximo, 0,05% de sais dissolvidos. Transforme essa porcentagem em massa em ppm.

14. (UECE) A fluoretação das águas de abastecimento público é a medida mais abrangente, segura, econômica e democrática de se diminuir a incidência de cáries dentárias. Sabendo-se que a dose de flúor que ocasiona prejuízos à saúde é de 5 mg por kg de "peso corporal", então o número de litros de água fluoretado com 0,7 ppm em flúor, que pode ocasionar problemas ao organismo de um indivíduo com 70 kg é:
a) 250.
b) 500.
c) 350.
d) 245.

• Concentração em mol/L

15. Considere o texto:
"Uma solução 2,0 mol/L, ou 2,0 M, de NaOH apresenta .... mol de soluto para cada litro de solução. Assim, em 10 L dessa solução encontramos .... mol de soluto."
Identifique as quantidades que preenchem corretamente as lacunas.

16. Calcule a concentração em mol/L ou molaridade de uma solução que foi preparada dissolvendo-se 18 gramas de glicose em água suficiente para produzir 1 litro da solução.
(**Dado:** massa molar da glicose = 180 g mol^{-1})

17. Observe o frasco abaixo que contém uma solução aquosa de ácido sulfúrico (H_2SO_4), utilizada em laboratório, e responda às questões a seguir, sabendo que o volume da solução contida no frasco é 2,0 L.



I — Qual o número de mol do soluto presente nessa solução?
II — Determine a massa de soluto presente nessa solução.
III — Qual é o volume dessa solução que contém 0,01 mol de H_2SO_4?
IV — Calcule a massa de soluto presente em 500 mL dessa solução.
(**Dado:** massa molar do H_2SO_4 = 98 g mol^{-1})

18. (Cesgranrio-RJ) O metal mercúrio (Hg) é tóxico, pode ser absorvido, via gastrintestinal, pelos animais e sua excreção é lenta. A análise da água de um rio contaminado revelou uma concentração molar igual a $5{,}0 \cdot 10^{-5}$ M de mercúrio. Qual é a massa aproximada, em mg, de mercúrio ingerida por um garimpeiro, ao beber um copo contendo 250 mL dessa água?
(**Dado:** massa molar do Hg = 200 g mol^{-1})

19. (UFV-MG) Em 100 mL de um soro sanguíneo humano, há 0,585 g de cloreto de sódio (NaCℓ). A concentração em quantidade de matéria deste sal no sangue é, em mol/L:
(**Dado:** NaCℓ = 58,5 g/mol)
a) 0,5. c) 0,3. e) 0,1.
b) 0,4. d) 0,2.

20. (Fuvest-SP) A seguir, é apresentada a concentração, em mg/kg, de alguns íons na água do mar.

Dentre esses íons, os que estão em menor e maior concentração molar são respectivamente:

Íon	Concentração
Mg^{2+}	1 350
SO_4^{2-}	2 700
Na^+	10 500
$C\ell^-$	19 000

a) $C\ell^-$ e Mg^{2+}. d) Mg^{2+} e $C\ell^-$.
b) SO_4^{2-} e Na^+. e) SO_4^{2-} e $C\ell^-$.
c) Mg^{2+} e Na^+.

(Massas atômicas: O = 16; Na = 23; Mg = 24; S = 32; Cℓ = 35,5)

21. Calcule as concentrações molares dos íons presentes nas soluções 0,002 mol/L das seguintes substâncias: $HC\ell O_4$, $Ba(OH)_2$, $A\ell(NO_3)_3$.

• Relações entre C, d, τ e ℳ

22. (UFCE) Qual é a molaridade de uma solução aquosa de etanol (C_2H_6O) de concentração igual a 4,6 g/L? (massa molar do etanol = 46 g mol^{-1})
a) 4,6. d) 0,20.
b) 1,0. e) 0,10.
c) 0,50.

23. (UFRS) O formol é uma solução aquosa de metanal (HCHO) a 40%, em massa, e possui densidade de 0,92 g/mL. Essa solução apresenta:
a) 920 g de metanal em 1 L de água.
b) 40 g de metanal em 100 mL de água.
c) 4 g de metanal em 920 g de solução.
d) 4 g de metanal em 10 g de solução.
e) 9,2 g de metanal em 100 mL de água.

Exercícios propostos

• Concentração comum

1. (Puccamp-SP) Evapora-se totalmente o solvente de 250 mL de uma solução aquosa de $MgC\ell_2$ de concentração 8,0 g/L. Quantos gramas de soluto são obtidos?
a) 8,0. c) 4,0. e) 1,0.
b) 6,0. d) 2,0.

2. (Fuvest-SP) Foi determinada a quantidade de dióxido de enxofre em certo local de São Paulo. Em 2,5 m^3 de ar foram encontrados 220 μg de SO_2. A concentração de SO_2, expressa em μg/m^3, é:
a) 0,0111. d) 88.
b) 0,88. e) 550.
c) 55.

3. (UMC-SP) O vinagre contém em média 60 g/L de um ácido.
a) Qual é o ácido?
b) Usando uma colher com vinagre (0,015 L) como tempero, quantos gramas do referido ácido estão contidos nesse volume?

4. (UFPI) Um analgésico em gotas deve ser ministrado em quantidades de 3 mg por quilograma de massa corporal, não podendo, entretanto, exceder 200 mg por dose. Sabendo que cada gota contém 5 mg de analgésico, quantas gotas deverão ser ministradas a um paciente de 70 kg?

5. (UnB-DF — mod.) Em um rótulo de leite em pó integral, lê-se:

> **modo de preparar**
>
> Coloque o leite integral instantâneo sobre água quente ou fria, previamente fervida. Mexa ligeiramente e complete com água até a medida desejada.
>
> Para 1 copo (200 mL) — 2 colheres de sopa bem cheias* (30 g).
>
> **composição média do produto em pó:**
>
gordura	26%	sais minerais	6%
proteínas	30%	água	3%
lactose	35%	lecitina	0,2% no pó
>
> * Considera-se que 1 colher de sopa bem cheia tenha massa igual a 15 g.

A porcentagem em massa nos indica a quantidade em gramas de cada componente em 100 g de leite em pó.
Calcule a concentração em massa (em g/L) de proteínas em um copo de 200 mL de leite preparado.

• Densidade da solução

6. 420 mL de uma solução aquosa foram preparados pela adição de uma certa massa de NaOH a 400 mL de água. Determine a massa de soluto presente nessa solução.
(**Dados:** densidade da solução = 1,19 g/mL; densidade da água = 1,0 g/mL)

7. (UFRN) A massa, em g, de 100 mL de uma solução com densidade 1,19 g/mL é:

a) 1,19.
b) 11,9.
c) 84.
d) 100.
e) 119.

8. (FESP) O volume de álcool etílico que devemos misturar com 80 cm^3 de água destilada para obtermos uma solução alcoólica de densidade 0,93 g/cm^3 é (despreze a contração de volume que acompanha a mistura de álcool com água): (**Dados:** d_{H_2O} = 1 g/cm^3; $d_{C_2H_5OH}$ = = 0,79 g/cm^3)

a) 4 cm^3.
b) 40 cm^3.
c) 60 cm^3.
d) 70 cm^3.
e) 65 cm^3.

• Título, porcentagem em massa e ppm

9. A solução aquosa de cloreto de sódio, vendida no comércio e usada como colírio ou para limpeza de lentes de contato, apresenta título igual a 0,9%. Determine a massa de NaCℓ contida em 1 L da solução.

10. (FEI-SP) As massas, respectivamente, de $H_2C_2O_4$ e H_2O, que devem ser misturadas para preparar 1000 g de solução a 5% de $H_2C_2O_4$ são:

a) 60 g e 940 g.
b) 90 g e 910 g.
c) 50 g e 950 g.
d) 108 g e 892 g.
e) 70 g e 930 g.

11. (Fuvest-SP) Um litro de "água de lavadeira" custa R$ 0,30. Sua densidade é 1,0 kg por litro e seu poder alvejante equivale a uma solução aquosa com cerca de 3% em massa de cloro ($C\ell_2$). Calcule quanto se deverá pagar para adquirir uma quantidade de tal produto que corresponderia a um mol de cloro. (Cℓ = 35,5)

a) R$ 0,71.
b) R$ 0,355.
c) R$ 1,42.
d) R$ 2,84.
e) R$ 1,00.

12. (Fuvest-SP) Certo tipo de anemia pode ser diagnosticado pela determinação de hemoglobina no sangue. Atribui-se o índice de 100% à dosagem de 16 g de hemoglobina por 100 mL de sangue. Para mulheres sadias, são considerados normais índices acima de 70%. Supondo-se que o método utilizado apresente incertezas de ± 0,5 g de hemoglobina por 100 mL de sangue, designe as pacientes anêmicas dentre as examinadas, conforme os dados da tabela a seguir:

Número da paciente	Dosagem de hemoglobina (g/100 mL de sangue)
1	9,7
2	12,3
3	11,0
4	11,5
5	10,2

13. Leia o texto.
"Quando a notação ppm torna-se inadequada para indicar quantidades muito reduzidas de soluto, os técnicos podem usar a notação ppb (partes por bilhão).
Por exemplo, 1,0 ppb de cádmio nas águas de um rio significa 1,0 g de cádmio para um bilhão de gramas (10^9 g) de solução."
Com relação a esse texto, transforme 1,0 ppb de cádmio em:
a) ppm; b) % em massa de soluto.

14. (Puccamp-SP) A dispersão dos gases SO_2, NO_2, O_3, CO e outros poluentes do ar fica prejudicada quando ocorre a inversão térmica. Considere que numa dessas ocasiões a concentração do CO seja de 10 volumes em $1 \cdot 10^6$ volumes de ar (10 ppm = 10 partes por milhão). Quantos m^3 de CO há em $1 \cdot 10^3$ m^3 do ar?

a) 100. c) 1,00. e) 0,010.
b) 10,0. d) 0,10

• Concentração em mol/L

15. (Fuvest-SP) A concentração de íons fluoreto em uma água de uso doméstico é de $5,0 \cdot \cdot 10^{-5}$ mol/litro. Se uma pessoa tomar 3,0 litros dessa água por dia, ao fim de um dia, a massa de fluoreto, em miligramas, que essa pessoa ingeriu é igual a: (massa molar do fluoreto: 19,0 g/mol)

a) 0,9. c) 2,8. e) 15.
b) 1,3. d) 5,7.

16. (Vunesp-SP) O limite máximo de concentração de íon Hg^{2+} admitido para seres humanos é de 6 miligramas por litro de sangue. O limite máximo, expresso em mol de Hg^{2+} por litro de sangue, é igual a: (massa molar de Hg = 200 g/mol)

a) $3 \cdot 10^{-5}$. d) 6.
b) $6 \cdot 10^{-3}$. e) 200.
c) $3 \cdot 10^{-2}$.

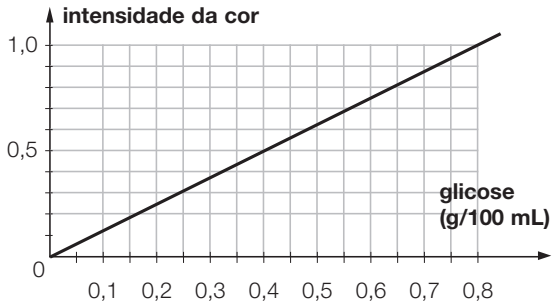
17. (Fuvest-SP) Tem-se uma solução aquosa $1,0 \cdot \cdot 10^{-2}$ molar de uréia (composto não-dissociado). Calcule, para $2,0 \cdot 10^2$ mL de solução: (**Dados:** massa molar da uréia = 60 g/mol; número de Avogadro = $6,0 \cdot 10^{23}$ mol^{-1})

a) a massa de uréia dissolvida;
b) o número de moléculas de uréia dissolvida.

18. (Vunesp-SP) No ar poluído de uma cidade detectou-se uma concentração de NO_2 correspondente a $1,0 \cdot 10^{-8}$ mol/L. Supondo que uma pessoa inale 3 litros de ar, o número de moléculas de NO_2 inaladas por essa pessoa será igual a:

a) $1,0 \cdot 10^8$ d) $2,7 \cdot 10^{22}$
b) $6,0 \cdot 10^{15}$ e) $6,0 \cdot 10^{23}$
c) $1,8 \cdot 10^{16}$

19. (Fuvest-SP) A concentração de glicose ($C_6H_{12}O_6$) na urina é determinada pela medida da intensidade da cor resultante da reação deste açúcar com o ácido 3,5 dinitrosalicílico. O gráfico mostra a relação entre a concentração da glicose em solução e a intensidade da cor resultante.



a) Calcule a concentração, em gramas por litro, de uma solução de glicose que, após a reação, apresenta intensidade de cor igual a 0,8.
b) Calcule o número de mol de glicose contido em 150 mL dessa solução.
(massa molar da glicose = 180 g/mol)

(UnB-DF) Leia o texto seguinte para responder às questões **20** e **21**.
O rótulo de uma garrafa de água mineral indica a seguinte composição química provável, em mg/L:

bicarbonato de bário	0,04
bicarbonato de estrôncio	0,01
bicarbonato de cálcio	4,04
bicarbonato de magnésio	2,16
bicarbonato de potássio	13,88
óxido de alumínio	0,13
óxido de silício	30,00

20. Com base no texto e considerando que, em uma análise laboratorial, foi encontrado um resíduo após a evaporação de uma amostra da água mineral, julgue os itens a seguir.

a) A garrafa contém uma solução cujo solvente é o óxido de hidrogênio.
b) O resíduo mencionado poderia ter sido obtido também pelo processo de decantação.
c) Pela composição química fornecida, conclui-se que essa água mineral é formada por 7 elementos químicos.
d) A massa provável de resíduo obtida na evaporação de 100 mL de água será de 5,026 mg.

21. Considerando a massa molar do óxido de silício igual a 60 g/mol, julgue os itens a seguir:

a) A concentração do óxido de silício na água mineral é igual a 0,5 mol/L.
b) Em cada litro da água mineral, existem 30 mg de silício.
c) Cinco das substâncias indicadas no rótulo podem ser obtidas por neutralização parcial do ácido carbônico.

22. (FMTM-MG) Os metais pesados apresentam o fenômeno de bioacumulação, isto é, suas concentrações aumentam, progressivamente, ao longo da cadeia alimentar. A agência ambiental americana EPA (*Environmental Protection Agency*), em 1993, publicou uma lista de reservatórios de água potável que excediam os níveis de 15 ppb (partes por bilhão) de chumbo. Centenas de cidades e vilarejos tinham níveis mais altos que 484 ppb. Baseados nestas descobertas, o EPA estimou níveis de chumbo no sangue superiores a 10 μg/dL, a cada 6 crianças americanas, com idade abaixo de 6 anos.
(**Dados:** densidade da água = 1 g/mL; massa molar Pb = 207 g/mol)

a) Se a concentração de chumbo em uma água potável é de 100 ppb, quantos gramas de chumbo se consomem ao beber 1 L dessa água?
b) Qual a concentração de chumbo nessa água em mol/L?

23. (UFMS) O sulfato de amônio dissolve-se na água formando uma solução condutora de corrente elétrica que contém íons NH_4^+ e SO_4^{2-}. Em face das informações anteriores, é correto afirmar:

a) A fórmula do sulfato de amônio é $(NH_4)_2SO_4$.
b) A equação que representa a dissolução na água é $NH_4SO_4 \longrightarrow NH_4^+ + SO_4^{2-}$.
c) A molaridade do NH_4^+ na solução será igual à molaridade do SO_4^{2-}.
d) A molaridade do NH_4^+ na solução será a metade da molaridade do SO_4^{2-}.
e) Se for dissolvido 0,100 mol de sulfato de amônio em água para formar 500 mL de solução, as concentrações dos íons amônio e sulfato serão respectivamente 0,400 mol/L e 0,200 mol/L.
f) O sulfato de amônio é um composto de natureza iônica, mas contém na sua estrutura ligações covalentes.

- **Relações entre C, d, τ e ℳ**

24. (PUC-MG) Num refrigerante do tipo "cola", a análise química determinou uma concentração de ácido fosfórico igual a 0,245 g/L. A concentração de ácido fosfórico em mol/L, nesse refrigerante, é igual a:

a) $2{,}5 \cdot 10^{-3}$.
b) $5{,}0 \cdot 10^{-3}$.
c) $2{,}5 \cdot 10^{-2}$.
d) $5{,}0 \cdot 10^{-2}$.
e) $2{,}5 \cdot 10^{-1}$.

25. (UFES) Temos as seguintes soluções concentradas:

Solução	hidróxido de sódio	ácido sulfúrico
Densidade (g/mL)	1,43	1,70
Porcentagem em massa	40,0	78,0
Massa molar (g/mol)	40	98

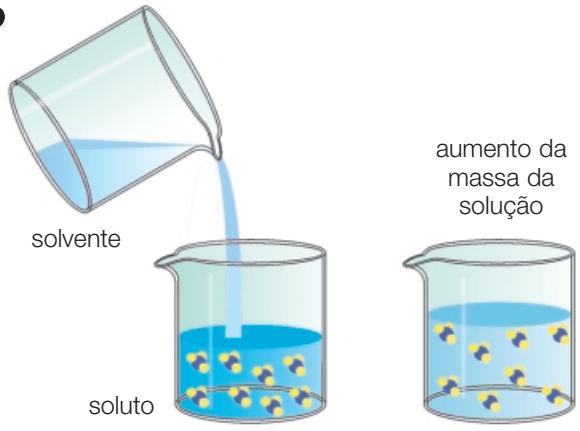
As concentrações molares das soluções hidróxido de sódio e ácido sulfúrico são, respectivamente:

a) 13,53 e 14,30.
b) 14,30 e 27,06.
c) 27,06 e 1,35.
d) 14,30 e 13,53.
e) 1,43 e 1,35.

DILUIÇÃO DE SOLUÇÕES

Uma solução pode ser preparada adicionando-se solvente a uma solução inicialmente mais concentrada. Este processo é denominado **diluição**.

A adição de mais solvente provoca aumento no volume da solução; a quantidade de soluto, porém, permanece constante.



Como: quantidade inicial de soluto = quantidade final de soluto,

podemos ter as seguintes relações entre a solução inicial e a final:

	inicial	final	relação
Concentração comum	$C = \frac{m_1}{V}$	$C' = \frac{m_1}{V'}$	$C\,V = C'\,V'$
Concentração em mol/L concentração molar (molaridade)	$\mathcal{M} = \frac{n_1}{V}$	$\mathcal{M}' = \frac{n_1}{V'}$	$\mathcal{M}\,V = \mathcal{M}'\,V'$
Título	$\tau = \frac{m_1}{m}$	$\tau' = \frac{m_1}{m'}$	$\tau\,m = \tau'\,m'$

MISTURA DE SOLUÇÕES

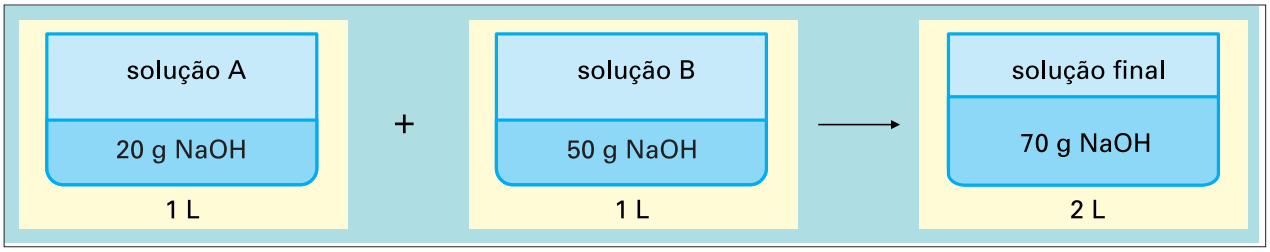
Uma solução também pode ser preparada a partir da mistura de outras soluções, procedimento muito comum em indústrias e laboratórios.

Vamos agora estudar alguns casos de mistura de soluções.

Mistura de soluções sem reação química

Mesmos soluto e solvente

Imaginemos a seguinte situação:



Como podemos notar pelo exemplo, na solução final a quantidade de soluto, a massa da solução e o volume da solução correspondem às somas de seus valores nas soluções iniciais.

Logo, para a solução final, temos:

$$\left.\begin{array}{l} m_1 = 70\text{ g NaOH} \\ M_1 = 40\text{ g mol}^{-1} \\ V = 2{,}0\text{ L} \end{array}\right\} C = \frac{70\text{ g}}{2{,}0\text{ L}} = 35\text{ g/L}$$

A partir desses fatos, vamos estabelecer algumas relações:

solução A + **solução B** ⟶ **solução final**

$\frac{m_1}{V}$			
$\mathcal{M} = \frac{n_1}{V}$	$n_1' = \mathcal{M}'\,V'$	$n_1'' = \mathcal{M}''V''$	$n_1' + n_1'' = \mathcal{M}V \Rightarrow \mathcal{M}V = \mathcal{M}'V' + \mathcal{M}''V''$

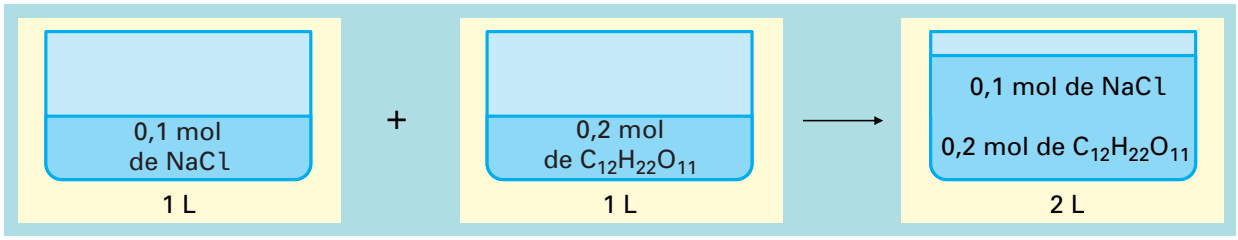
Para exemplificar o uso dessas fórmulas, vamos determinar a concentração da solução final no exemplo dado:

$$CV = C'V' + C''V''$$
$$C \cdot 2{,}0\ L = 20\ g/L \cdot 1{,}0\ L + 50\ g/L \cdot 1{,}0\ L \qquad C = 35\ g/L$$

Mesmo solvente com solutos diferentes

Nesse caso, o que ocorre é uma simples diluição dos dois solutos, pois suas quantidades permanecem constantes, porém dispersas num volume maior. As concentrações finais dos dois solutos serão menores que as iniciais.

Vamos estudar a seguinte mistura:



Na solução final:

$$\text{para o NaC}\ell\text{: } \mathcal{M} = \frac{n_1}{V} = \frac{0{,}1\ mol}{2\ L} = 0{,}05\ mol/L$$

$$\text{para o } C_{12}H_{22}O_{11}\text{: } \mathcal{M} = \frac{n_1}{V} = \frac{0{,}2\ mol}{2\ L} = 0{,}1\ mol/L$$

Da mesma forma como fizemos com a molaridade, podemos efetuar cálculos para as outras maneiras de expressar a concentração das soluções.

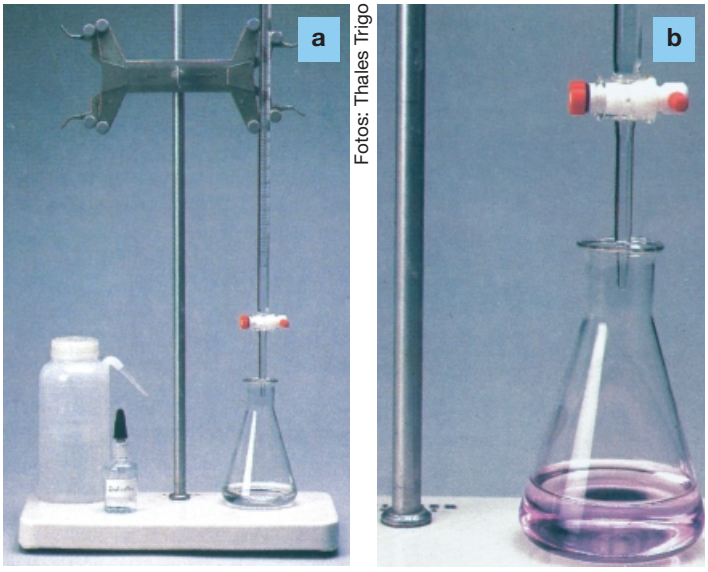
Mistura de soluções com reação química

Na mistura de soluções formadas por um mesmo solvente, porém com solutos diferentes, pode ocorrer uma reação química. Essa possível reação ocorre de acordo com uma proporção estequiométrica. Isso nos permite determinar a concentração desconhecida de uma solução por meio de uma técnica conhecida por **titulação**.



Thales Trigo

Solução aquosa de HCℓ de concentração desconhecida.



Fotos: Thales Trigo

Titulação da solução de concentração desconhecida.

A titulação é muito usada no estudo das **reações ácido-base**, com a ajuda de **indicadores**.

Para exemplificar, vejamos como se determina a concentração desconhecida de uma solução aquosa de HCℓ, com o auxílio de uma solução aquosa de NaOH de concentração conhecida e do indicador fenolftaleína.

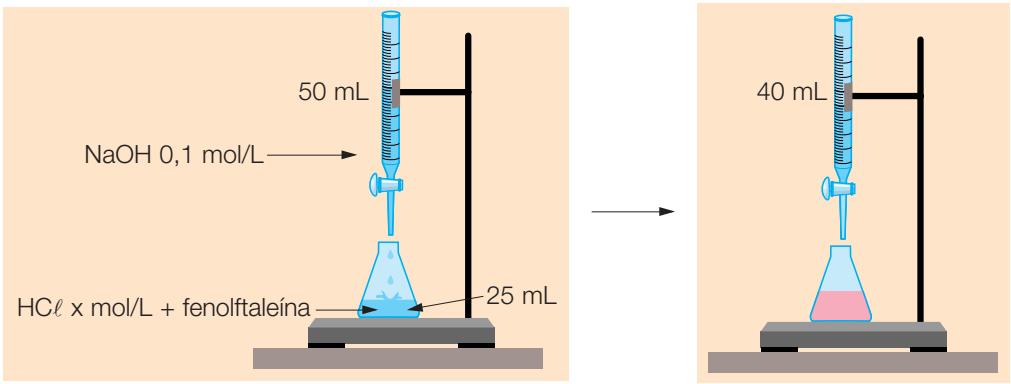
a) A solução de NaOH, de concentração conhecida, contida na bureta, é adicionada a um volume conhecido de solução de ácido clorídrico, de concentração desconhecida, misturada previamente com a fenolftaleína contida no erlenmeyer.

b) A formação de uma coloração rósea no erlenmeyer indica que todo o ácido foi consumido pela base adicionada. Nesse instante dizemos que foi atingido o **ponto de equivalência:**

$$\text{nº de mol de } H^+ = \text{nº de mol de } OH^-$$

e lemos na bureta o volume de NaOH gasto.

Para entender quantitativamente esse procedimento, vamos estudar um exemplo:



para o NaOH $\begin{cases} V_{\text{gasto na titulação}} = 10\ \text{mL} = 10^{-2}\ \text{L} \\ \text{M} = 0{,}1\ \text{mol/L} \end{cases}$

$$n_{NaOH} = \text{M} \cdot V = 0{,}1 \cdot 10^{-2} = 10^{-3}\ \text{mol de NaOH}$$

A reação que ocorre pode ser representada por:

$$\underset{\text{proporção:}}{\begin{matrix} \text{NaOH} \\ 1\ \text{mol} \\ 10^{-3}\ \text{mol} \end{matrix}} + \underset{}{\begin{matrix} \text{HC}\ell \\ 1\ \text{mol} \\ 10^{-3}\ \text{mol} \end{matrix}} \longrightarrow \underset{}{\begin{matrix} \text{NaC}\ell \\ 1\ \text{mol} \\ 10^{-3}\ \text{mol} \end{matrix}} + \underset{}{\begin{matrix} H_2O \end{matrix}}$$

Para neutralizar 10^{-3} mol de NaOH, devemos ter 10^{-3} mol de HCℓ na solução de ácido.

para o HCℓ $\begin{cases} n = 10^{-3}\ \text{mol} \\ V = 25\ \text{mL} = 25 \cdot 10^{-3}\ \text{L} \end{cases}$

$$\text{M}_{HC\ell} = \frac{n_1}{V(L)} = \frac{10^{-3}\ \text{mol}}{25 \cdot 10^{-3}\ \text{L}} = 0{,}04\ \text{mol/L}$$

Assim, a concentração mol/L da solução de HCℓ é 0,04 M.



Thales Trigo

Pela titulação, foi possível determinar a concentração da solução.

EXERCÍCIOS RESOLVIDOS

1. Aqueceu-se um frasco contendo uma solução aquosa de $CuSO_4$ $5 \cdot 10^{-2}$ molar. O aquecimento foi interrompido quando restavam 100 mL de uma solução aquosa de $CuSO_4$ 1,2 M. Determine o volume da solução inicial e o volume da água perdida pelo aquecimento.

SOLUÇÃO

O número de mol do soluto não irá variar.

$m_i \cdot V_i = m_f \cdot V_f$

$5 \cdot 10^{-2} \cdot V_i = 1{,}2 \cdot 100 \Rightarrow V_i = 2\,400$ mL

Assim, o volume de água perdida = $V_f - V_i =$ 2300 mL

2. Considere que as soluções a seguir foram misturadas.

I — 1,0 L $NaC\ell$ 1,0 M **II** — 4,0 L $CaC\ell_2$ 0,2 M

Determine a molaridade dos íons Na^+, Ca^{2+} e $C\ell^-$ na solução resultante.

SOLUÇÃO

A partir do conhecimento das molaridades das soluções **I** e **II**, determinaremos as molaridades dos íons na mistura:

solução **I**:

	1 $NaC\ell$	⟶	1 Na^+	+	1 $C\ell^-$
proporção	1 mol		1 mol		1 mol
na solução	1 mol		1 mol		1 mol

solução **II**:

	1 $CaC\ell_2$	⟶	1 Ca^{2+}	+	2 $C\ell^-$
proporção	1 mol		1 mol		2 mol
na solução	0,8 mol		0,8 mol		1,6 mol

mistura: Na^+: 1 mol em 5 L $\Rightarrow \mathcal{M}_{Na^+} = \dfrac{1 \text{ mol}}{5 \text{ L}} = 0{,}20$ M

$C\ell^-$: 2,6 mol em 5 L $\Rightarrow \mathcal{M}_{C\ell^-} = \dfrac{2{,}6 \text{ mol}}{5 \text{ L}} = 0{,}52$ M

Ca^{2+}: 0,8 mol em 5 L $\Rightarrow \mathcal{M}_{Ca^{2+}} = \dfrac{0{,}8 \text{ mol}}{5 \text{ L}} = 0{,}16$ M

3. Uma amostra impura de NaOH, de massa igual a 8,0 g, foi dissolvida até obter-se 200 mL de solução aquosa. Uma alíquota (amostra líquida) de 25 mL dessa solução foi neutralizada totalmente quando titulada com 40 mL de H_2SO_4 0,25 mol/L. Admitindo que as impurezas não reagem com o ácido, determine o teor de pureza do NaOH. (massa molar do NaOH = 40 g mol^{-1})

SOLUÇÃO

Inicialmente, vamos determinar o número de mol de H_2SO_4 e o número de mol de H^+ consumidos:

$\mathcal{M}_{H_2SO_4} = \dfrac{n_1}{V(L)}$

$n_1 = \mathcal{M} \cdot V(L)$

$n_1 = 0{,}25 \text{ mol/}\cancel{L} \cdot 0{,}04\ \cancel{L}$

$n_1 = 0{,}01$ mol de H_2SO_4

$H_2SO_4 \longrightarrow 2\ H^+ + SO_4^{2-}$

1 mol ..... 2 mol

0,01 mol ..... 0,02 mol

Assim, 0,02 mol de H^+ neutraliza 0,02 mol de OH^-, pois:

$$1\ H^+ + 1\ OH^- \longrightarrow H_2O$$

Na amostra de 25 mL da solução de NaOH deve existir, então, 0,02 mol de OH^-:

$$\left.\begin{array}{rcl} 25\ mL & \text{———} & 0{,}02\ mol\ de\ OH^- \\ 200\ mL & \text{———} & x \end{array}\right\} \quad x = \frac{0{,}02\ mol \cdot 200\ \cancel{mL}}{25\ \cancel{mL}}$$

$$x = 0{,}16\ mol\ de\ OH^-$$

Como: $NaOH \longrightarrow Na^+ + OH^-$

$1\ mol$ ——— $1\ mol$

então: $40\ g$ ——— $1\ mol$

x ——— $0{,}16\ mol$

$$x = \frac{0{,}16\ \cancel{mol} \cdot 40\ g}{1\ \cancel{mol}} \Rightarrow x = 6{,}4\ g\ de\ NaOH$$

Portanto, 6,4 g de NaOH é a parte pura da amostra de 8,0 g. Assim, temos:

$$\left.\begin{array}{rcl} 8{,}0\ g & \text{———} & 100\% \\ 6{,}4\ g & \text{———} & x \end{array}\right\} \quad x = 80\%\ de\ pureza$$

Exercícios de classe

- **Diluição de solução**

1. (UFPI) A uma amostra de 100 mL de NaOH de concentração 20 g/L foi adicionada água suficiente para completar 500 mL. A concentração, em g/L, dessa nova solução é igual a:

a) 2. b) 3. c) 4. d) 5. e) 8.

2. (Unicamp-SP) Um dos grandes problemas das navegações do século XVI referia-se à limitação de água potável que era possível transportar numa embarcação. Imagine uma situação de emergência em que restaram apenas 300 litros (L) de água potável (considere-a completamente isenta de eletrólitos). A água do mar não é apropriada para o consumo devido à grande concentração de NaCℓ (25 g/L), porém o soro fisiológico (10 g NaCℓ/L) é. Se os navegantes tivessem conhecimento da composição do soro fisiológico, poderiam usar a água potável para diluir água do mar de modo a obter soro e assim teriam um volume maior de líquido para beber.

a) Que volume total de soro seria obtido com a diluição se todos os 300 litros de água potável fossem usados para este fim?

b) Considerando-se a presença de 50 pessoas na embarcação e admitindo-se uma distribuição eqüitativa do soro, quantos gramas de NaCℓ teriam sido ingeridos por cada pessoa?

c) Uma maneira que os navegadores usavam para obter água potável adicional era recolher água de chuva. Considerando-se que a água da chuva é originária, em grande parte, da água do mar, como se explica que ela possa ser usada como água potável?

3. (Fuvest-SP) Se adicionarmos 80 mL de água a 20 mL de uma solução 0,1 molar de hidróxido de potássio, obteremos uma solução de concentração molar igual a:

a) 0,010. c) 0,025. e) 0,050.
b) 0,020. d) 0,040.

4. (UERJ) Diluição é uma operação muito empregada no nosso dia-a-dia, quando, por exemplo, preparamos um refresco a partir de um suco concentrado.
Considere 100 mL de determinado suco em que a concentração do soluto seja de 0,4 mol L^{-1}. O volume de água, em mL, que deverá ser acrescentado para que a concentração do soluto caia para 0,04 mol L^{-1}, será de:

a) 1 000. c) 500.
b) 900. d) 400.

• Mistura de soluções sem reação química

5. Um volume de 200 mL de uma solução aquosa de glicose ($C_6H_{12}O_6$) de concentração igual a 60 g/L foi misturada a 300 mL de uma solução de glicose de concentração igual a 120 g/L. Determine a concentração, em g/L, da solução final.

6. Uma solução aquosa 2 mol/L de NaCℓ de volume 50 mL foi misturada a 100 mL de uma solução aquosa de NaCℓ 0,5 mol/L. Calcule a concentração em mol/L da solução resultante.

7. (UFPE) A salinidade da água de um aquário para peixes marinhos, expressa em concentração de NaCℓ, é 0,08 M. Para corrigir essa salinidade, foram adicionados 2 litros de uma solução 0,52 M de NaCℓ a 20 litros da água deste aquário. Qual a concentração final de NaCℓ multiplicada por 100?

• Mistura de soluções com reação química

8. (EEM-SP) Um sistema é formado pela mistura de 0,15 L de uma solução aquosa 1,0 M de HCℓ e 250 mL de uma solução aquosa 2,0 M de NaOH. Responda às questões a respeito desse sistema:

a) A solução final (sistema) tem caráter ácido, básico ou neutro? Justifique.

b) Qual a molaridade do reagente em excesso, caso exista, na solução final?

c) Qual é a molaridade do sal produzido na solução final?

9. (UnB-DF) Calcule o volume, em litros, de uma solução aquosa de ácido clorídrico de concentração 1,00 mol/L necessário para neutralizar 20,0 mL de uma solução aquosa de hidróxido de sódio de concentração 3,00 mol/L.

10. (UFMG) O hidróxido de sódio (NaOH) neutraliza completamente o ácido sulfúrico (H_2SO_4), de acordo com a equação:

$$2\ NaOH + H_2SO_4 \longrightarrow Na_2SO_4 + 2\ H_2O$$

O volume, em litros, de uma solução de H_2SO_4, 1,0 mol/L que reage com 0,5 mol de NaOH é:

a) 4,00. c) 1,00. e) 0,25.
b) 2,00. d) 0,50.

11. (UFPR) Necessita-se preparar uma solução de NaOH 0,1 mol/L. Dadas as massas atômicas: Na = 23, O = 16 e H = 1, pergunta-se:

a) Qual é a massa de NaOH necessária para se preparar 500 mL desta solução?

b) A partir da solução 0,1 mol/L de NaOH, como é possível obter 1 L de solução NaOH, porém, na concentração 0,01 mol/L?

c) Qual o volume de HCℓ 0,05 mol/L necessário para neutralizar 10 mL de solução 0,1 mol/L de NaOH?

Justifique suas respostas mostrando os cálculos envolvidos.

12. (UFPel-RS — mod.) A determinação do nitrogênio, em plantas, tornou-se uma análise de rotina, podendo-se determiná-lo em uma média de cem amostras por hora, mediante método desenvolvido pela Embrapa. No referido método, utilizam-se, entre outros, os reagentes H_2SO_4 — 1,2 molar, NaOH — 0,75 molar. (*Química Nova*. n. 1, 1996)

a) Titulando-se 100 mL da solução da base com o referido ácido, que volume desse ácido seria utilizado?

b) Como é classificado o ácido sulfúrico quanto ao número de hidrogênios ionizáveis e à presença de oxigênio na estrutura?

c) Qual equação representa a reação de neutralização total de NaOH com o ácido?

Exercícios propostos

1. (EEM-SP) Como proceder para preparar um litro de uma solução de um sal de concentração 0,5 g/L dispondo de outra solução, do mesmo sal, de concentração 2,5 g/L?

2. (UFPA) A 50 g de uma solução de H_2SO_4 de 63% em massa são adicionados 400 g de água. A porcentagem em massa de H_2SO_4 na solução obtida é:

a) 7%. c) 10%. e) 16%.
b) 9%. d) 12%.

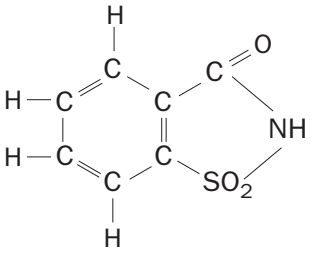
3. (UFV-MG) O conteúdo de etanol (C_2H_5OH) em uma cachaça é de 460 gramas por litro. Misturou-se 1,0 litro desta cachaça com 1,0 litro de água.

(**Dado:** M C_2H_5OH = 46 g mol^{-1})

a) Calcule a quantidade de matéria (número de mol) de etanol (C_2H_5OH) na solução resultante.

b) Calcule a concentração de etanol na solução resultante, em mol/L.

4. (UFRJ) A sacarina, que tem massa molecular 183 e fórmula estrutural



é utilizada em adoçantes artificiais. Cada gota de um certo adoçante contém 4,575 mg de sacarina. Foram adicionadas, a um recipiente contendo café com leite, 40 gotas desse adoçante, totalizando um volume de 200 mL.

a) Determine a molaridade da sacarina nesse recipiente.
b) Quantos mililitros de café com leite devem ser adicionados ao recipiente para que a concentração da sacarina se reduza a 1/3 da concentração inicial?

5. (ENCE-UERJ-Cefet-UFRJ) Um laboratorista dispõe de solução 2 M de H_2SO_4 e precisa de uma solução 0,5 M desse ácido.

a) Determine que volume da solução inicial ele deve diluir para obter 200 mL da solução desejada.
b) Calcule a massa em gramas de H_2SO_4 presente nos 200 mL da solução desejada.
c) Determine a concentração da solução inicial em gramas/litro.

(**Dados:** H = 1, O = 16, S = 32)

6. (FEI-SP) "Vamos dar um pau no cólera" (campanha publicitária anticólera). Isto é possível com o uso de uma solução aquosa de hipoclorito de sódio (NaCℓO) a uma concentração mínima de $1{,}5 \cdot 10^{-5}$ M. Partindo-se de uma solução 0,1 M de NaCℓO e considerando o volume de uma gota igual a 0,05 mL, indique a alternativa que apresenta o número de gotas desta solução, por litro de água, necessário para atingir-se aquela concentração mínima.

a) 1. c) 3. e) 5.
b) 2. d) 4.

• Mistura de soluções sem reação

7. Para originar uma solução de concentração igual a 120 g/L, qual é o volume, em litros, de uma solução aquosa de $CaC\ell_2$ de concentração 200 g/L que deve ser misturado a 200 mL de uma outra solução aquosa de $CaC\ell_2$ de concentração igual a 100 g/L?

8. (FESP) O volume de uma solução de hidróxido de sódio 1,5 M que deve ser misturado a 300 mL de uma solução 2 M da mesma base, a fim de torná-la solução 1,8 M, é:

a) 200 mL. c) 2 000 mL. e) 350 mL.
b) 20 mL. d) 400 mL.

9. (Cesgranrio-RJ) Um químico precisa preparar 80 mL de uma solução ácida 3,0 M, misturando duas soluções de ácido forte HX: uma com concentração 5,0 M e outra, 2,5 M. O volume necessário da solução 5,0 M é:

a) 8 mL. c) 16 mL. e) 32 mL.
b) 10 mL. d) 20 mL.

10. (UFOP-MG) Em um balão volumétrico de 1 000 mL, juntaram-se 250 mL de uma solução 2,0 M de ácido sulfúrico com 300 mL de uma solução 1,0 M do mesmo ácido e completou-se o volume até 1 000 mL com água destilada. Determine a molaridade da solução resultante.

11. **A**, **B** e **C** são recipientes que contêm, respectivamente, 10 g de NaCℓ em 50 mL de solução aquosa, 0,20 mol de NaCℓ em 100 mL de solução aquosa e 500 mL de solução aquosa de $MgC\ell_2$ cuja concentração é 1 mol/L.
(**Dados:** M (Na) = 23 g/mol; M (Mg) = 24,3 g/mol; M (Cℓ) = 35,5 g/mol)
Determine as concentrações, em mol/L:

a) da solução contida no recipiente **A**;
b) dos íons cloreto após misturar as soluções contidas nos recipientes **B** e **C**;
c) da solução resultante da mistura das soluções **A** e **B**.

• Mistura de soluções com reação

12. (Vunesp-SP) O eletrólito empregado em baterias de automóvel é uma solução aquosa de ácido sulfúrico. Uma amostra de 7,50 mililitros da solução de uma bateria requer 40,0 mililitros de hidróxido de sódio 0,75 M para sua neutralização completa.

a) Calcule a concentração molar do ácido na solução da bateria.
b) Escreva a equação balanceada da reação de neutralização total do ácido, fornecendo os nomes dos produtos formados.

13. (UFV-MG)

a) Calcule a massa em gramas de hidróxido de sódio (NaOH) necessária para preparar 50,0 mL de solução 0,1 M.
(massa molar do NaOH = 40 g/mol)
b) Misturando a solução do item **a** com 50,0 mL de solução HCℓ 0,3 M, qual será a molaridade do sal formado e do reagente em excesso?

14. (Fuvest-SP) O rótulo de um produto de limpeza diz que a concentração de amônia (NH_3) é de 9,5 g/L. Com o intuito de verificar se a concentração de amônia corresponde à indicada no rótulo, 5,00 mL desse produto foram titulados com ácido clorídrico de concentração 0,100 mol/L. Para consumir toda a amônia dessa amostra, foram gastos 25,00 mL do ácido.
Com base nas informações fornecidas:

	Qual a concentração da solução, calculada com os dados da titulação?	A concentração indicada no rótulo é correta?
a)	0,12 mol/L	sim
b)	0,25 mol/L	não
c)	0,25 mol/L	sim
d)	0,50 mol/L	não
e)	0,50 mol/L	sim

15. (FMMT) Calcule a massa de NaOH necessária para neutralizar totalmente uma solução de 2 L de HBr 0,4 M. (massa molar do NaOH = 40 g mol^{-1})

16. (UNA-MG) Um tablete de antiácido contém 0,450 g de hidróxido de magnésio. O volume de solução de HCℓ 0,100 M (aproximadamente a concentração de ácido no estômago), que corresponde à neutralização total do ácido pela base, é:
(massa molar de $Mg(OH)_2$ = 58 g/mol)
a) 300 mL.
b) 78 mL.
c) 155 mL.
d) 0,35 L.
e) 0,1 L.

17. (UFCE) Um lote originado da produção de vinagre é submetido ao controle de qualidade, quanto ao teor de ácido acético (CH_3COOH). Uma amostra de 50 mL do vinagre é titulada com hidróxido de sódio (NaOH) aquoso. São consumidos 10 mL de NaOH 0,01 mol/L para encontrar o ponto final de titulação com fenolftaleína. Calcule a concentração em mol/L de ácido acético no vinagre.

$$H_3CCOOH + NaOH \longrightarrow H_3CCOONa + H_2O$$

18. (UnB-DF) Uma remessa de soda cáustica está sob suspeita de estar adulterada. Dispondo de uma amostra de 0,5 grama foi preparada uma solução aquosa de 50 mL. Esta solução foi titulada, sendo consumidos 20 mL de uma solução 0,25 M de ácido sulfúrico. Determine a porcentagem de impureza existente na soda cáustica, admitindo que não ocorra reação entre o ácido e as impurezas. (massa molar do NaOH = 40 g mol^{-1})



A adição de solutos a solventes pode originar três tipos de sistemas — soluções, suspensões e colóides.

A diferença fundamental entre uma **solução** e uma **suspensão** é o tamanho das partículas dispersas. Existem também misturas cujas partículas dispersas são muito menores do que aquelas que podem ser vistas a olho nu, mas muito maiores que moléculas individuais. Tais partículas são denominadas **partículas coloidais** e, em água, formam os **colóides** ou **suspensões coloidais**.

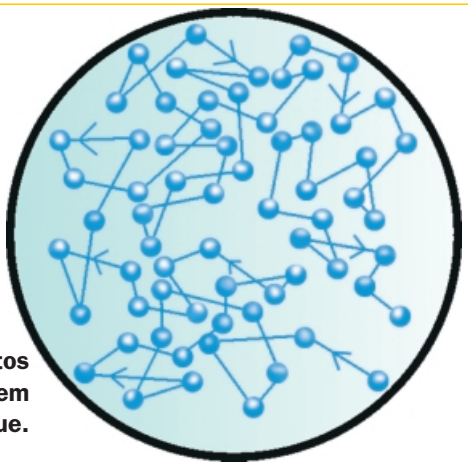
O tamanho das partículas de um colóide permite-lhes atravessar um filtro, mas não uma membrana semipermeável. Essas partículas são suficientemente grandes para refletir e dispersar a luz.

Essa dispersão da luz é conhecida pelo nome de **efeito Tyndall**.



Thales Trigo

Efeito Tyndall: os colóides se apresentam translúcidos.



Colóide: movimentos rápidos e em ziguezague.

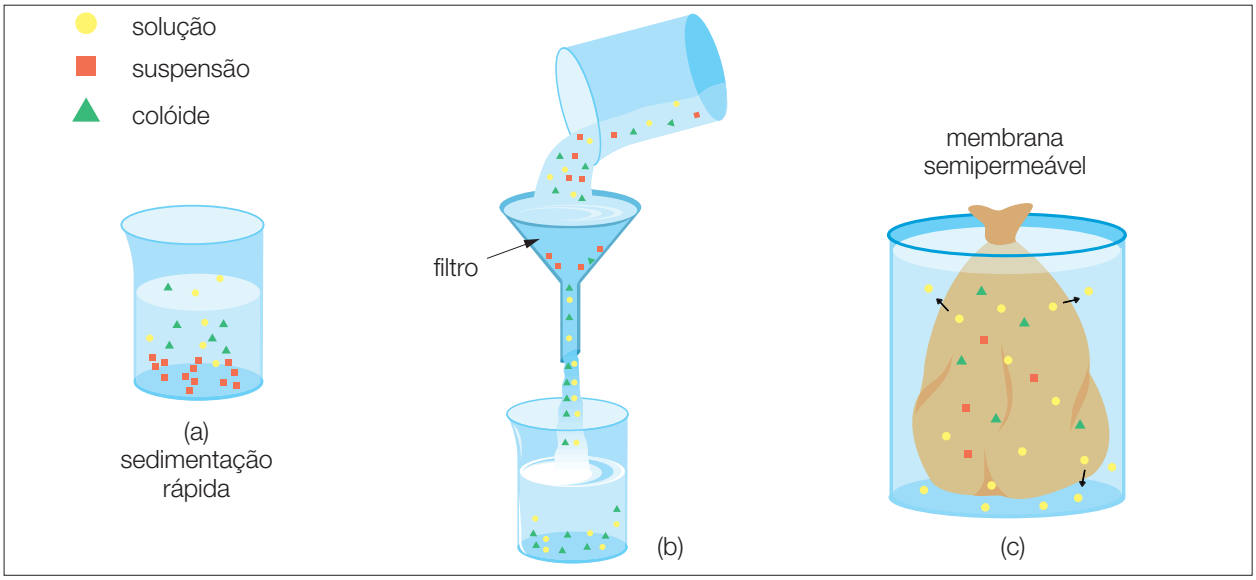
Quando um colóide é examinado num ultramicroscópio, iluminado lateralmente, observamos vários pontos luminosos movimentando-se rapidamente, em ziguezague. Esse movimento é denominado **movimento browniano**.

A tabela a seguir apresenta algumas das propriedades das dispersões:

Tipo de mistura	Características das partículas	Efeito da luz	Efeito da gravidade (sedimentação)	Separação
Soluções	átomos, íons ou pequenas moléculas (partículas menores que 10 nm*)	transparentes	não sedimentam	não são separáveis por filtro ou membrana semipermeável
Colóides	moléculas grandes ou grupos de moléculas ou íons	refletem a luz (efeito Tyndall)	não sedimentam	separáveis só por membrana semipermeável
Suspensões	partículas muito grandes e visíveis a olho nu (partículas maiores que 1 000 nm)	opacas	sedimentam rapidamente	separáveis por filtro

* 1 nm = 1 nanômetro = 10^{-9} m.

A ilustração a seguir nos mostra algumas características dos três tipos de misturas.



CLASSIFICAÇÃO DOS COLÓIDES

Dependendo do tipo da partícula coloidal e do meio dispergente, os colóides podem ser classificados de várias maneiras, ou seja, recebem nomes particulares:

- **Aerossol** — consiste em um sólido ou um líquido disperso em um gás.
- **Emulsão** — são colóides formados por líquido disperso em outro líquido ou sólido.

  Os exemplos mais conhecidos desse tipo de colóide são a maionese, o queijo e a manteiga.
- **Espuma** — consiste em um gás disperso em sólido ou líquido.

Sérgio Luiz Pereira



O creme de leite batido, conhecido por *chantilly*, é um colóide no qual o ar está disperso no creme de leite.

Opção Fotoarquivo



A fumaça é constituída de partículas sólidas dispersas no ar.

- **Sol** — são colóides formados pela dispersão de um sólido em líquido.

  O plasma sangüíneo é formado por grandes moléculas orgânicas dispersas em água. A goma-arábica é um sol composto de uma resina extraída de uma planta da família das leguminosas (*Acacia vera*), dispersa em água.
- **Gel** — é um colóide formado pela dispersão de um líquido em um sólido. Pode ser considerado um tipo de sol, no qual as partículas do dispersante sólido compõem um retículo contínuo, de estrutura aberta e semi-rígida. Nesse tipo de colóide, tanto o disperso (líquido) como o dispersante (sólido) são contínuos.

Christof Gunkel



Água dispersa na gelatina.



Sérgio Luiz Pereira

Água em sílica.

Observação:

Muitas vezes é necessária a presença de uma substância capaz de impedir que os componentes (disperso e dispersante) de uma emulsão se separem. Essas substâncias são denominadas **agentes emulsificantes**. No caso do leite, o agente emulsificante é uma proteína, a caseína, que mantém unidas a gordura e a água.

Exercícios

1. (Cesgranrio-RJ) Considere o quadro a seguir:

Propriedade	Dispersão A	Dispersão B	Dispersão C
natureza da molécula	átomos, íons ou pequenas moléculas	macromoléculas ou grupo de moléculas	partículas visíveis a olho nu
efeito da gravidade	não sedimenta	não sedimenta	sedimenta rapidamente
uniformidade	homogênea	não tão homogênea	heterogênea
separabilidade	não pode ser separada por filtração	pode ser separada somente por membranas especiais	pode ser separada por papel de filtro

Logo, podemos afirmar que:

a) **A** = solução verdadeira; **B** = suspensão; **C** = solução coloidal.
b) **A** = suspensão; **B** = solução coloidal; **C** = solução verdadeira.
c) **A** = solução coloidal; **B** = solução verdadeira; **C** = suspensão.
d) **A** = solução coloidal; **B** = suspensão; **C** = solução verdadeira.
e) **A** = solução verdadeira; **B** = solução coloidal; **C** = suspensão.

2. Cite duas maneiras que permitam diferenciar uma suspensão de uma solução.

3. O que é efeito Tyndall?

4. Coloque em ordem crescente de tamanho as partículas que constituem as suspensões, as soluções e os colóides.

5. (Unifor-CE) Dentre os seguintes materiais:

I — maionese
II — iogurte
III — azeite de oliva
IV — refrigerante

podem ser classificados como dispersões coloidais:

a) I e II.
b) I e III.
c) II e III.
d) II e IV.
e) III e IV.

6. (Unifor-CE) Maionese e mistura de sal e óleo constituem, respectivamente, exemplos de sistemas:

a) coloidal e coloidal.
b) homogêneo e heterogêneo.
c) coloidal e homogêneo.
d) homogêneo e homogêneo.
e) coloidal e heterogêneo.

7. O que é um agente emulsificante? Dê um exemplo.



Faça você mesmo

Preparando colóides

Como sabemos, água e óleo não se misturam, mesmo quando submetidos a intensa agitação, pois a água apresenta moléculas polares e os óleos são substâncias apolares. Ao cessarmos a agitação, em pouco tempo as pequenas partículas de óleo obtidas durante esse processo se unem e formam uma lâmina que flutua sobre a água.

Se pudéssemos impedir que as gotículas de óleo se unissem novamente, poderíamos mantê-las dispersas na água, ou seja, obteríamos uma mistura de dois líquidos imiscíveis. Os agentes emulsificantes são substâncias que têm a propriedade de provocar uma interação entre líquidos imiscíveis, pois apresentam moléculas com uma porção polar e outra apolar. Dois desses agentes são comuns em nosso dia-a-dia: gema de ovo e sabão.

Um colóide comestível

Material

1 gema de ovo

1 colher (sopa) de suco de limão ou vinagre

1 xícara de óleo comestível

Procedimento

Misture a gema de ovo com o suco de limão num liquidificador, em velocidade baixa. A seguir, vá adicionando o óleo lentamente. Depois que acabar de adicionar o óleo, deixe o liquidificador em movimento durante dois minutos.

A seguir, coloque uma pequena quantidade do colóide obtido em uma bolacha salgada ou em uma fatia de torrada e experimente.

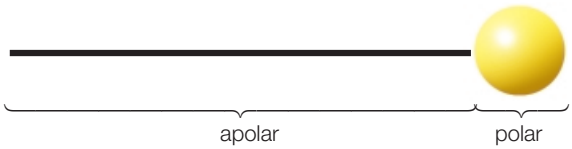
Com base no experimento, resolva as seguintes questões:

a) Identifique o nome comercial desse colóide.

b) Qual é a substância dispersante e qual constitui o disperso?

c) Explique a finalidade de utilizarmos a gema de ovo.

d) Representando a gema de ovo assim:



faça um esquema indicando o papel dessas estruturas na união do dispersante com o disperso.

e) Como esse colóide pode ser classificado?

f) Qual é a diferença entre esse colóide e um aerossol, uma espuma e um gel?

UNIDADE 11

Propriedades coligativas

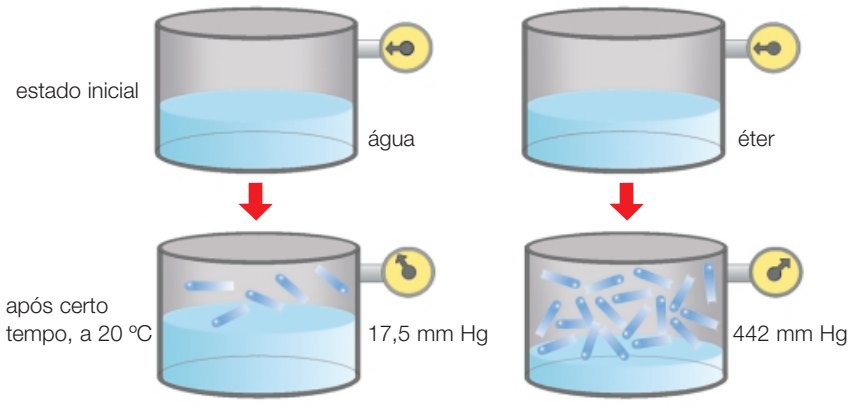
Em países quentes, é costume adicionar à água do radiador dos automóveis o **etilenoglicol**, que eleva a temperatura de ebulição da água. Evita-se assim que a água do radiador entre em ebulição.

Nos países que apresentam inverno muito rigoroso, a mesma substância é usada para diminuir a temperatura de congelamento da água.

A elevação da temperatura de ebulição e a diminuição da temperatura de congelamento são duas das propriedades das soluções que dependem do número de partículas de um soluto não-volátil na solução, e não da natureza dessas partículas. Essas propriedades, denominadas **propriedades coligativas**, são a tonoscopia, a ebulioscopia, a crioscopia e a osmose e estão relacionadas com a pressão máxima de vapor das soluções.

PRESSÃO MÁXIMA DE VAPOR

Uma das propriedades físicas com a qual mais comumente convivemos e muito fácil de perceber é a **volatilidade** de diferentes substâncias. É senso comum que o éter é mais volátil que a água. Vamos imaginar um experimento em que essas duas substâncias estejam no estado líquido, cada uma num frasco fechado a vácuo, provido de manômetro:



As pressões indicadas pelos manômetros correspondem àquelas exercidas pelos vapores numa situação de equilíbrio entre as duas fases (líquido e vapor), à temperatura de 20 °C. Nessa situação, a pressão é denominada **pressão máxima de vapor** (P_V).

	Pressão máxima de vapor (P) a 20 °C
$água_{(\ell)} \rightleftharpoons água_{(v)}$	17,5 mm Hg
$éter_{(\ell)} \rightleftharpoons éter_{(v)}$	442 mm Hg

Líquidos diferentes, numa mesma temperatura, apresentam diferentes pressões máximas de vapor, as quais dependem da intensidade das forças intermoleculares da substância no estado líquido.

Já para a maioria dos sólidos a pressão máxima de vapor é desprezível. No entanto, a naftalina, mesmo sendo um sólido, apresenta uma considerável pressão máxima de vapor.

Quando um líquido é aquecido, a energia cinética média das suas moléculas aumenta, o que facilita a passagem para o estado de vapor. Como conseqüência disso, há um aumento do número de moléculas no estado de vapor, isto é, ocorre um aumento da pressão máxima de vapor da substância.



Sérgio Luiz Pereira

Devido à sua volatilidade, a naftalina é muito usada em banheiros para dissimular odores desagradáveis. Essa aplicação, no entanto, é desaconselhável, pois a inalação dos vapores de naftalina está associada a certos tipos de câncer.

Sérgio Luís Pereira



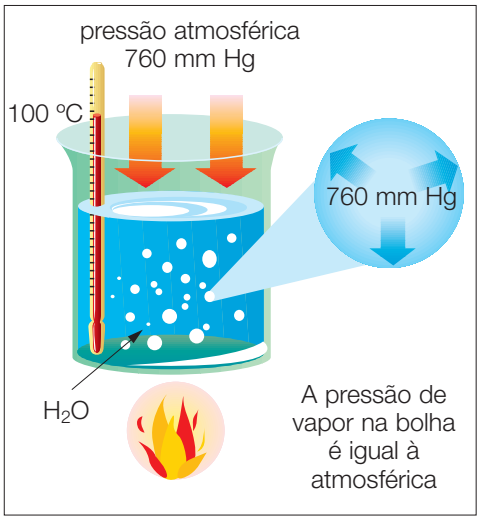
É comum colocar-se gelo em mictórios de banheiros masculinos localizados em restaurantes. O gelo diminui a temperatura da urina e, dessa forma, reduz a volatilidade das substâncias que exalam cheiro desagradável.

PRESSÃO MÁXIMA DE VAPOR E A TEMPERATURA DE EBULIÇÃO

Quando um líquido é aquecido em recipiente aberto, no seu interior formam-se bolhas constituídas do vapor do líquido.

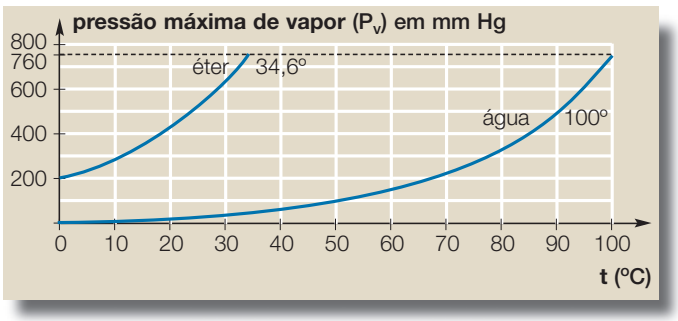
Para que essas bolhas escapem do líquido, é necessário que sua pressão seja, no mínimo, igual à pressão atmosférica.

Assim, concluímos que:



Um líquido ferve (entra em ebulição) à temperatura na qual a pressão máxima de vapor se iguala à pressão exercida sobre sua superfície, ou seja, à pressão atmosférica.

No caso do éter e da água, temos:



Ao nível do mar, onde a pressão atmosférica é igual a 760 mm Hg, temos:

	TE a 760 mm Hg
Éter	34,6 °C
Água	100 °C

Variação da pressão atmosférica e temperatura de ebulição

Quanto maior a altitude, menor é a pressão atmosférica. Desse modo, nas montanhas, onde a pressão atmosférica é menor do que no nível do mar, a temperatura de ebulição da água em recipiente aberto é menor que 100 °C.

O gráfico ao lado mostra a variação das temperaturas de ebulição da água a diferentes altitudes.

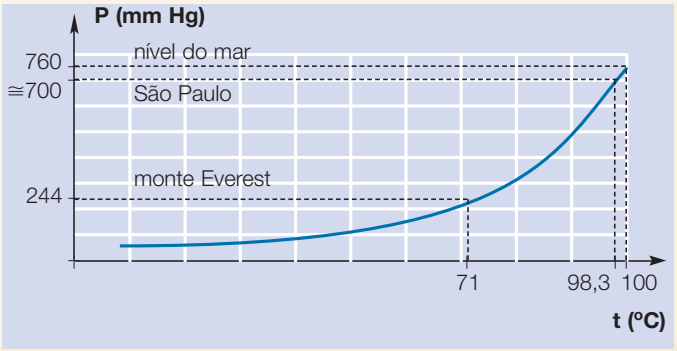
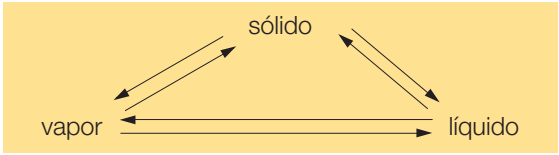


DIAGRAMA DE FASES

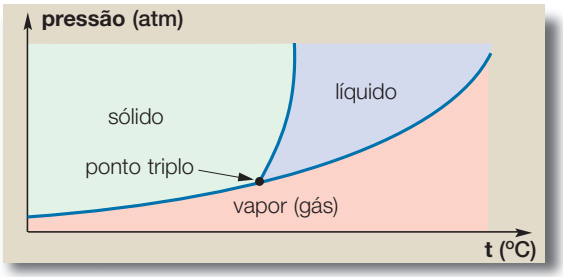
Em toda mudança de estado existe um equilíbrio entre as fases envolvidas. A diferentes pressões, essas mudanças de fase ocorrem em diferentes temperaturas.

Os três estados físicos podem coexistir em equilíbrio, em certas condições de pressão e temperatura, chamado **ponto triplo**.



O ponto triplo é característico de cada substância ou solução.

O gráfico demonstrativo das condições sob as quais uma fase pode ser transformada em outra é conhecido como **diagrama de fases** e apresenta o aspecto ao lado.

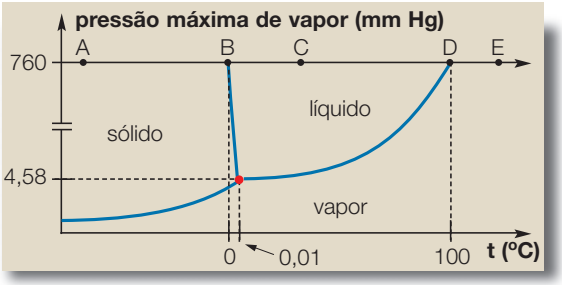


Cada uma dessas curvas indica as condições de pressão e temperatura nas quais **duas fases** estão em equilíbrio.

As áreas delimitadas por essas linhas representam as condições de pressão e temperatura nas quais uma substância existe em um único estado físico.

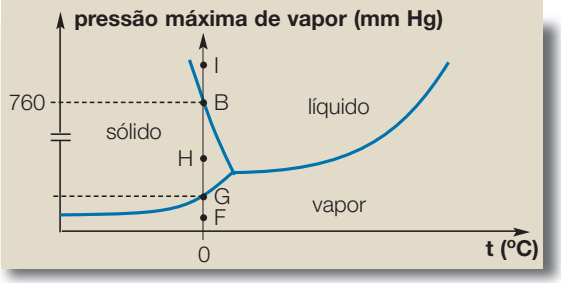
O ponto determinado pela intersecção das três linhas é o **ponto triplo** e indica uma condição única de pressão e temperatura na qual encontramos as três fases em equilíbrio.

Para melhor compreensão do significado de um diagrama de fases e das mudanças de estado, vamos estudar, como exemplo, o diagrama da água ao longo de uma linha com pressão constante de 760 mm Hg e cuja temperatura varia.



Ponto	Estado físico
A	sólido
B	sólido ⇄ líquido
C	líquido
D	líquido ⇄ vapor
E	vapor

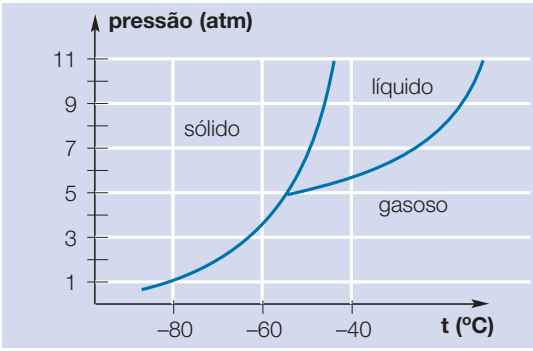
Agora, façamos uma análise semelhante, no mesmo diagrama, de uma amostra de água cuja temperatura é mantida constante a 0 °C e cuja pressão varia.



Ponto	Estado físico
F	vapor
G	sólido ⇄ vapor
H	sólido
B	sólido ⇄ líquido
I	líquido

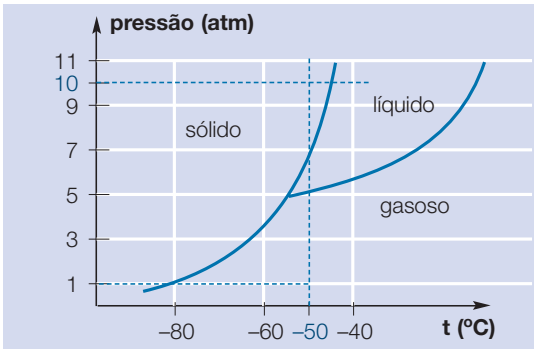
EXERCÍCIO RESOLVIDO

(Unicamp-SP) Observe o diagrama de fases do dióxido de carbono, ao lado.
Considere uma amostra de dióxido de carbono a 1 atm de pressão e temperatura de –50 °C e descreva o que se observa quando, mantendo a temperatura constante, a pressão é aumentada lentamente até 10 atm.



SOLUÇÃO

Observando o gráfico, temos:



A –50 °C e 1 atm, o dióxido de carbono encontra-se no estado gasoso. Mantendo-se a temperatura constante e elevando-se a pressão, temos que:

- ao redor de 5 atm, ele passa para o estado líquido;
- ao redor de 7 atm, ele passa para o estado sólido.

Portanto, a –50 °C e 10 atm ele está no estado sólido.

Exercícios de classe

1. (UFPI) O ponto de ebulição é a temperatura na qual:

a) a substância começa a passar do estado líquido para o gasoso.

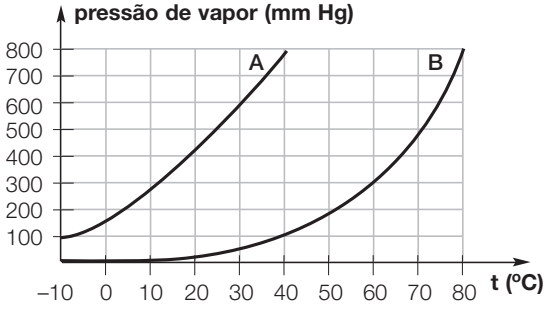
b) a pressão parcial do vapor do líquido é igual à do solvente.

c) a pressão total de vapor do líquido é igual à do solvente.

d) a pressão de vapor atinge o valor máximo.

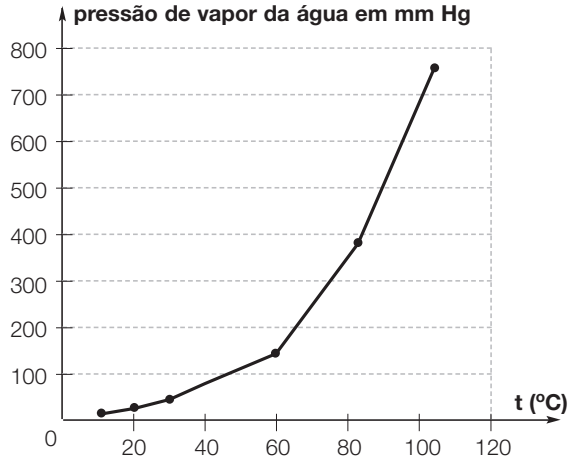
e) a pressão atmosférica é igual à pressão de vapor do líquido.

2. (Fuvest-SP) As curvas de pressão de vapor de éter dietílico (A) e etanol (B) são dadas a seguir:



a) Quais os pontos de ebulição destas substâncias na cidade de São Paulo (Pressão atmosférica = 700 mm Hg)?
b) A 500 mm Hg e 50 °C, qual é o estado físico de cada uma dessas substâncias? Justifique.

3. (ENEM)



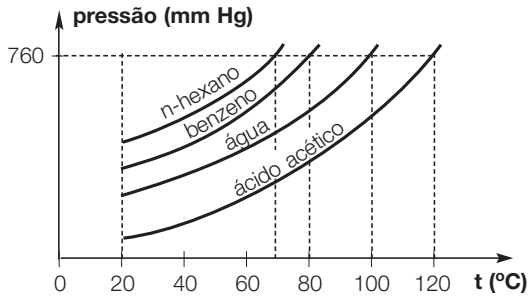
Altitude (km)	Pressão atmosférica (mm Hg)
0	760
1	600
2	480
4	300
6	170
8	120
10	100

Um líquido, num frasco aberto, entra em ebulição a partir do momento em que a sua pressão de vapor se iguala à pressão atmosférica. Identifique a opção correta, considerando a tabela, o gráfico e os dados apresentados sobre as seguintes cidades:

Natal (RN)	nível do mar
Campos do Jordão (SP)	altitude 1628 m
Pico da Neblina (RR)	altitude 3014 m

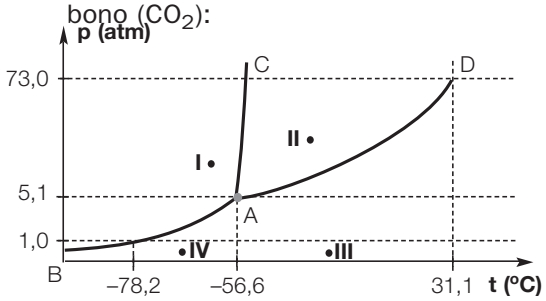
A temperatura de ebulição será:
a) maior em Campos do Jordão.
b) menor em Natal.
c) menor no Pico da Neblina.
d) igual em Campos do Jordão e Natal.
e) não dependerá da altitude.

4. (UFSC) O gráfico a seguir apresenta a variação das pressões de vapor do n-hexano, da água, do benzeno e do ácido acético com a temperatura.



Identifique a(s) proposição(ões) verdadeira(s):
a) O n-hexano é mais volátil que o ácido acético.
b) Na pressão de 760 mm Hg, o benzeno tem ponto de ebulição de 80 °C.
c) A 76 °C a pressão de vapor da água é aproximadamente de 760 mm Hg.
d) Uma mistura de água e ácido acético, em qualquer proporção, terá, ao nível do mar, ponto de ebulição entre 60 e 80 °C.
e) A água tem, a 0 °C, pressão de vapor igual a 760 mm Hg.
f) A ordem crescente de volatilidade, a 80 °C, é: ácido acético < água < benzeno < n-hexano.
g) As pressões de vapor aumentam com a temperatura.

Considere o diagrama de fases do dióxido de carbono (CO_2):



Resolva as questões **5** a **9**.

5. Em que estado físico se encontra o dióxido de carbono nos pontos **I**, **II**, **III** e **IV**?

6. Quais os estados físicos presentes nas curvas B — A, C — A, D — A?

7. Indique a temperatura (°C) e pressão (atm) em que o CO_2 existe simultaneamente nos três estados físicos e dê o nome do ponto indicado pela letra **A**.

8. Por que o CO_2 é um gás nas condições ambientes?

9. Por que não é possível conservar o CO_2 sólido em geladeiras ou *freezers* comuns?

O gelo-seco [$CO_{2(s)}$] sublima à temperatura ambiente, pois seu ponto triplo está acima de 1 atmosfera.

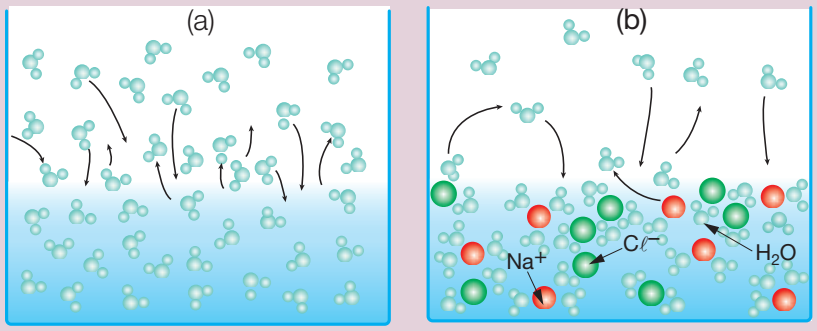

Laura Martins

TONOSCOPIA, EBULIOSCOPIA, CRIOSCOPIA E OSMOSE

A intensidade com que as propriedades coligativas ocorrem depende unicamente da quantidade de partículas presentes na solução, mas não depende da natureza dessas partículas.

Tais fenômenos podem ser explicados pelas interações que ocorrem entre as partículas do soluto e as moléculas do solvente. Essas interações dificultam a passagem do solvente para o estado de vapor, assim como o seu congelamento.

Em uma solução aquosa de NaCℓ (b), a quantidade de moléculas de água que passa para o estado de vapor é menor que na água pura (a), a uma mesma temperatura.



As soluções podem ser de dois tipos:

1. Solução molecular: as partículas presentes na solução são moléculas.

Exemplo:

Ao adicionarmos 1 mol de glicose ($C_6H_{12}O_6$) a certa quantidade de água, teremos 1 mol de moléculas de glicose, ou seja, $6{,}00 \cdot 10^{23}$ partículas (moléculas) nessa quantidade de água.

2. Soluções iônicas: as partículas presentes na solução são íons.

Exemplo:

a) Ao adicionarmos 1 mol de cloreto de sódio (NaCℓ) a certa quantidade de água, esse sal originará 1 mol de íons Na^+ e 1 mol de íons $C\ell^-$, ou seja, $12{,}0 \cdot 10^{23}$ partículas (íons) nessa quantidade de água.

b) Ao adicionarmos 1 mol de ácido sulfúrico (H_2SO_4) a certa quantidade de água, e se esse ácido se ionizar totalmente ($\alpha = 100\%$), ele originará 2 mol de íons H^+ e 1 mol de íons SO_4^{2-}, ou seja, $18{,}0 \cdot 10^{23}$ partículas (íons) nessa quantidade de água.

TONOSCOPIA OU TONOMETRIA

Tonoscopia ou **tonometria** é o estudo da diminuição da pressão máxima de vapor de um solvente, provocada pela adição de um soluto não-volátil.

A pressão de vapor da solução deve-se exclusivamente à quantidade de solvente na fase de vapor.

A pressão máxima de vapor da água a 30 °C é igual a 31,82 mm Hg. Soluções aquosas de solutos não-voláteis apresentam pressões máximas de vapor menores que a da água.

Observe, na tabela a seguir, valores aproximados da pressão máxima de vapor do solvente em soluções que foram preparadas dissolvendo-se 1 mol de soluto em 1,0 L de água.

	Água	1 mol de glicose 1,0 L de água	2 mol de glicose 1,0 L de água	1 mol de NaCℓ 1,0 L de água
Pressão máxima de vapor (PMV)	31,82	31,26	30,70	30,70

abaixamento da PVM (ΔP)

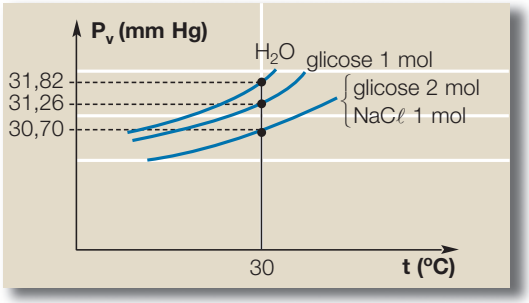
Nota-se que existe uma relação entre o abaixamento absoluto da pressão máxima de vapor (ΔP) e o número de mol de partículas do soluto presente na solução.

Nº de mol de partículas do soluto na solução	ΔP (mm Hg a 30 °C)
1 mol	0,56
2 mol	1,12
3 mol	1,68

Com isso, podemos concluir que:

> Quanto maior for o número de partículas (nº de mol) do soluto não-volátil na solução, maior será o abaixamento absoluto da pressão máxima de vapor (ΔP).

O abaixamento absoluto da pressão máxima de vapor das soluções mencionadas pode ser representado em um gráfico que relaciona os valores das pressões máximas de vapor do solvente puro e das soluções em função da temperatura.



EXERCÍCIO RESOLVIDO

(UFCE) Dadas as seguintes soluções aquosas:
I — $2 \cdot 10^{-2}$ M de $C_6H_{12}O_6$
II — $2 \cdot 10^{-2}$ M de KNO_3
III — $2 \cdot 10^{-2}$ M de $(NH_4)_2SO_4$,
qual apresenta a menor pressão máxima de vapor?

SOLUÇÃO

Vamos determinar o número de mol de partículas do soluto, considerando 1 litro de cada solução.

- soluções moleculares (não há ionização)

I $\quad 2 \cdot 10^{-2}$ mol/L de $C_6H_{12}O_6 \longrightarrow 2 \cdot 10^{-2}$ mol de partículas

- soluções iônicas (α = 100%)

II $\quad 1\ KNO_3 \longrightarrow 1\ K^+ + 1\ NO_3^-$

$2 \cdot 10^{-2}$ mol/L $\longrightarrow 4 \cdot 10^{-2}$ mol de partículas

III $1\ (NH_4)_2SO_4 \longrightarrow 2\ NH_4^+ + 1\ SO_4^{2-}$

$2 \cdot 10^{-2}$ mol/L $\longrightarrow$ $6 \cdot 10^{-2}$ mol de partículas

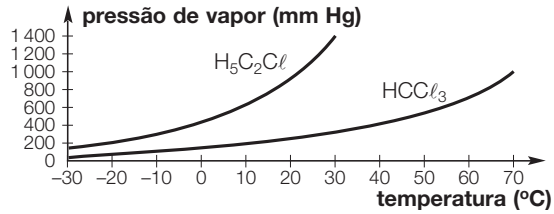
Podemos observar que a solução **III** apresenta o maior número de partículas por volume de solução e, portanto, apresenta a menor pressão de vapor (P_V).

Exercícios de classe

1. (UCDB-MT) As propriedades coligativas das soluções dependem:

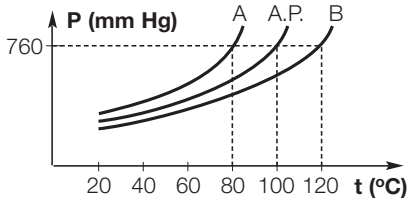
a) da pressão máxima de vapor do líquido.
b) da natureza das partículas dispersas na solução.
c) da natureza do solvente, somente.
d) do número de partículas dispersas na solução.
e) da temperatura de ebulição do líquido.

2. (Vunesp-SP) A variação das pressões de vapor $HCC\ell_3$ e $H_5C_2C\ell$ com a temperatura é mostrada no gráfico.



Considerando a pressão de 1 atmosfera:
a) A que temperatura cada substância entrará em ebulição?
b) Qual é o efeito da adição de um soluto não volátil sobre a pressão de vapor das substâncias?

3. (UFRS) Considere o gráfico a seguir, que representa as variações das pressões máximas de vapor da água pura (A.P.) e duas amostras líquidas **A** e **B**, em função da temperatura.



Pode-se concluir que, em temperaturas iguais:
a) a amostra **A** constitui-se de um líquido menos volátil que a água pura.
b) a amostra **B** pode ser constituída de uma solução aquosa de cloreto de sódio.
c) a amostra **B** constitui-se de um líquido que evapora mais rapidamente que a água pura.
d) a amostra **A** pode ser constituída de solução aquosa de sacarose.
e) as amostras **A** e **B** constituem-se de soluções aquosas preparadas com solutos diferentes.

4. (UFBA — mod.) Considere as seguintes soluções aquosas:

A — solução 0,5 molar de $C_{12}H_{22}O_{11}$ (sacarose)
B — solução 0,5 molar de $CO(NH_2)_2$ (uréia)
C — solução 1 molar de $C_6H_{12}O_6$ (glicose)

Compare as pressões máximas de vapor de **A**, **B** e **C**.

5. (Vunesp-SP) A uma dada temperatura, possui a menor pressão de vapor a solução aquosa:

a) 0,1 mol/L de sacarose.
b) 0,2 mol/L de sacarose.
c) 0,1 mol/L de ácido clorídrico.
d) 0,2 mol/L de ácido clorídrico.
e) 0,1 mol/L de hidróxido de sódio.

6. (Fuvest-SP) Numa mesma temperatura, foram medidas as pressões de vapor dos três sistemas a seguir.

x	100 g de benzeno
y	5,00 g de naftaleno dissolvidos em 100 g de benzeno (massa molar do naftaleno = 128 g/mol)
z	5,00 g de naftaceno dissolvidos em 100 g de benzeno (massa molar do naftaceno = 228 g/mol)

Os resultados, para esses três sistemas, foram:

105,0; 106,4 e 108,2 mm Hg, não necessariamente nessa ordem. Tais valores são, respectivamente, as pressões de vapor dos sistemas:

a) x = 105,0; y = 106,4; z = 108,2.
b) y = 105,0; x = 106,4; z = 108,2.
c) y = 105,0; z = 106,4; x = 108,2.
d) x = 105,0; z = 106,4; y = 108,2.
e) z = 105,0; y = 106,4; x = 108,2.

EBULIOSCOPIA E CRIOSCOPIA

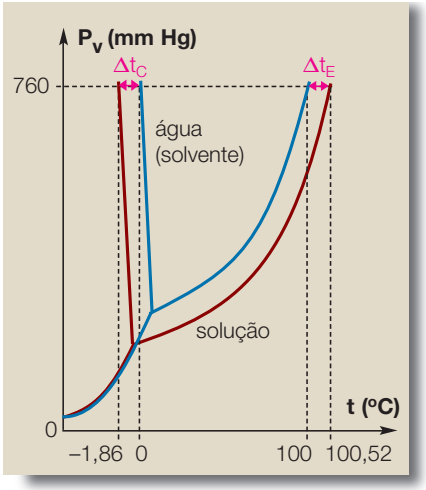
Ebulioscopia ou **ebuliometria** é o estudo da elevação da temperatura de ebulição do solvente em uma solução.

O aumento (variação) da temperatura de ebulição (Δt_E) pode ser justificado pela diminuição da pressão máxima de vapor, que se deve à presença das partículas do soluto. Para que ocorra a ebulição da solução, é necessário que ela seja aquecida até que sua pressão de vapor se iguale à pressão atmosférica.

Crioscopia ou **criometria** é o estudo da diminuição da temperatura de congelamento de um solvente em uma solução.

A adição de um soluto não-volátil a um solvente provoca um abaixamento na temperatura de congelamento (Δt_C) desse solvente, o que pode ser explicado pelo fato de as partículas do soluto dificultarem a cristalização do solvente.

Esses dois efeitos coligativos — ebulioscopia e crioscopia — podem ser visualizados no gráfico ao lado, que mostra as temperaturas de fusão e ebulição, ao nível do mar, da água pura e de uma solução aquosa 1 mol/L de uréia.



Pela observação do gráfico, podemos concluir que a temperatura de fusão (congelamento) da solução é igual a –1,86 °C e a sua temperatura de ebulição é de 100,52 °C.

Assim, para soluções que contenham 1 mol de partículas por litro de água, temos Δt_C = 1,86 °C e Δt_E = = 0,52 °C.

Generalizando, temos:

Quanto maior o número de partículas (nº de mol) do soluto não-volátil na solução:
- maior a elevação da temperatura de ebulição do solvente (maior Δt_E);
- maior o abaixamento da temperatura de congelamento do solvente (maior Δt_C).

EXERCÍCIO RESOLVIDO

Uma solução 0,5 mol de glicose ($C_6H_{12}O_6$) a 1,0 L de água, ferve a 100,26 °C e congela a –0,93 °C a 1 atm. Determine a TE e TF das soluções aquosas 0,5 mol de NaCℓ a 1,0 L de água e 0,5 mol de $A\ell_2(SO_4)_3$ a 1,0 L de água e a 1 atm.

SOLUÇÃO

Para a solução de glicose, notamos que **0,5 mol** de glicose elevou a temperatura de ebulição em 0,26 °C (Δt_E = 0,26 °C) e diminuiu a temperatura de congelamento em 0,93 °C (Δt_C = 0,93 °C).

No $NaC\ell$ temos:

$$\underset{0,5\ mol}{NaC\ell} \longrightarrow \underbrace{\underset{0,5\ mol}{Na^+} + \underset{0,5\ mol}{C\ell^-}}_{1,0\ mol}$$

No $A\ell_2(SO_4)_3$ temos:

$$\underset{0,5\ mol}{A\ell_2(SO_4)_3} \longrightarrow \underbrace{\underset{1,0\ mol}{2\ A\ell^{3+}} + \underset{1,5\ mol}{3\ SO_4^{2-}}}_{2,5\ mol}$$

Assim, concluímos que:

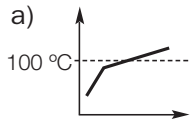
	Nº de mol de partículas do soluto (kg de água)	TE (°C)	Δt_E (°C)	TF (°C)	Δt_C (°C)
$NaC\ell$	1,0	100,52	0,52	–1,86	1,86
$A\ell_2(SO_4)_3$	2,5	101,30	1,30	–4,65	4,65

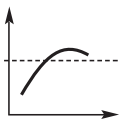
Exercícios de classe

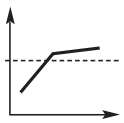
1. Quando o café é aquecido em banho-maria, observa-se que:

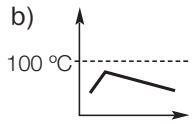
a) só o café ferve.
b) o café e a água do banho-maria fervem.
c) só o banho-maria ferve.
d) o banho-maria ferve a uma temperatura menor que a da água pura.
e) o café ferve a uma temperatura menor que a da água pura.

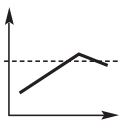
2. (Fuvest-SP) Aquece-se uniformemente uma solução aquosa de cloreto de sódio sob pressão de uma atmosfera. Qual dos gráficos a seguir melhor representa a temperatura da solução em função do tempo?

a)


c)


e)


b)


d)


3. (UFPI) Estando a pressão atmosférica normal, podemos afirmar que as temperaturas de fusão (F) e de ebulição (E) do soro fisiológico são:

a) F = 0 °C; E = 100 °C.
b) F > 0 °C; E > 100 °C.
c) F > 0 °C; E < 100 °C.
d) F < 0 °C; E > 100 °C.
e) F < 0 °C; E < 100 °C.

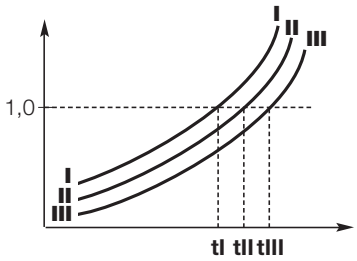
4. (UFMG) Num congelador, há cinco fôrmas que contêm líquidos diferentes, para fazer gelo e picolés de limão. Se as fôrmas forem colocadas, ao mesmo tempo, no congelador e estiverem, inicialmente, à mesma temperatura, vai-se congelar primeiro a fôrma que contém 500 mL de:

a) água pura.
b) solução, em água, contendo 50 mL de suco de limão.
c) solução, em água, contendo 100 mL de suco de limão.
d) solução, em água, contendo 50 mL de suco de limão e 50 g de açúcar.
e) solução, em água, contendo 100 mL de suco de limão e 50 g de açúcar.

5. (UFRS) Apresenta maior ponto de ebulição ao nível do mar a solução:

a) 0,1 M de glicose.
b) 0,5 M de glicose.
c) 1,0 M de sacarose.
d) 1,5 M de uréia.
e) 1,5 M de $NaC\ell$.

6. (UFPE) O gráfico ao lado representa a pressão de vapor (eixo das ordenadas), em atm, em função da temperatura (eixo das abscissas), em °C, de três amostras, **I**, **II** e **III**. Se uma destas amostras for de água pura e as outras duas de água salgada, podemos afirmar que:

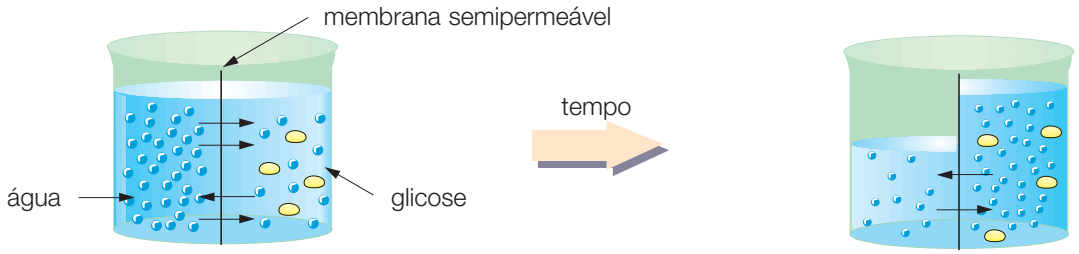


a) a amostra **I** é a amostra de água salgada.
b) a amostra **I** é a mais volátil.
c) a amostra **II** é mais concentrada que a amostra **III**.
d) a amostra **I** é a menos volátil.
e) na temperatura t**III**, e 1 atm, a amostra **II** ainda não entrou em ebulição.

OSMOSE E PRESSÃO OSMÓTICA

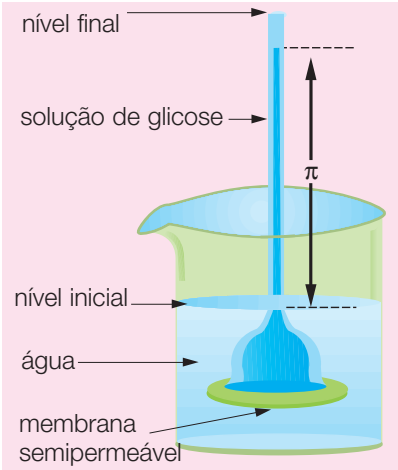
A bexiga de porco, o papel celofane e as paredes de células de organismos são denominados **membranas semipermeáveis**. Recebem esse nome porque permitem a passagem de moléculas do solvente, mas não do soluto. Esse fenômeno é denominado **osmose**.

Osmose é a passagem do solvente para uma solução ou a passagem do solvente de uma solução diluída para outra mais concentrada, por meio de uma membrana **semipermeável**.



A figura ao lado mostra um experimento clássico no qual ocorre osmose. O funil contendo uma solução aquosa de glicose é selado com uma membrana semipermeável e introduzido num béquer contendo água. Com o passar do tempo, a água flui para a solução, e o nível desta sobe na haste do funil, até que a pressão exercida pela coluna (π) impeça a entrada de mais solvente.

Para impedir a diluição da solução, seria necessário aplicar sobre ela uma pressão externa denominada pressão osmótica da solução (π).



Pressão osmótica (π) é a pressão externa que deve ser aplicada a uma solução para evitar sua diluição (osmose).

A pressão osmótica (π) está relacionada com a molaridade da solução ($\mathcal{M}$) e com a temperatura na escala Kelvin (T), da seguinte maneira:

$$\pi = \mathcal{M}RT \qquad R = 0{,}082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \text{ ou } 62{,}3 \text{ mm Hg L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

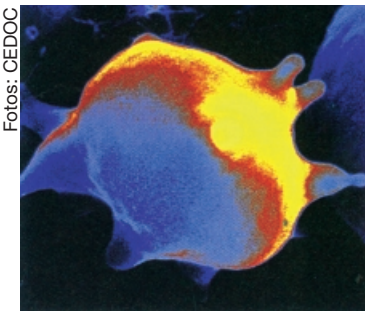
Observação:

Em soluções iônicas, considera-se a molaridade total dos íons.

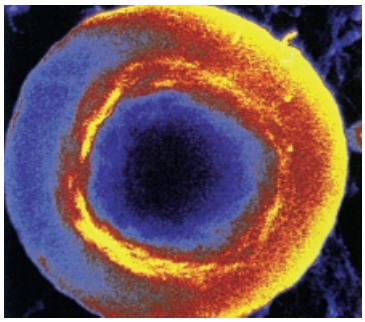
A pressão osmótica pode atingir valores muito elevados, mesmo quando se trabalha com soluções que apresentam pequenas diferenças de concentração. Esse fato é muito importante para o funcionamento de nosso organismo.

A pressão osmótica normal do sangue é de aproximadamente 7,4 atm quando comparada com a da água pura. Os glóbulos vermelhos (hemácias) do sangue, assim como todas as células vivas do organismo, são afetados por diferenças de pressão osmótica. Veja o aspecto dessas células em soluções com diferentes concentrações:

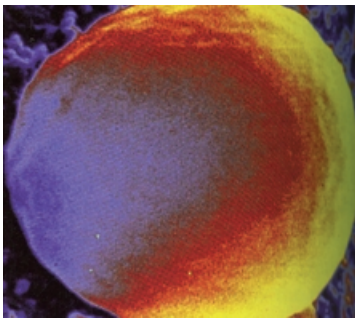
Fotos: CEDOC



Solução com pressão osmótica maior que a da célula (hipertônica).



Solução com pressão osmótica igual à da célula (isotônica).



Solução com pressão osmótica menor que a da célula (hipotônica).

aumenta concentração da solução ⟵ ⟶ aumenta pressão osmótica da solução

EXERCÍCIO RESOLVIDO

Foi preparada uma solução pela adição de 1,0 grama de hemoglobina em água suficiente para produzir 0,10 L de solução. Sabendo que a pressão osmótica (π) dessa solução é 2,75 mm Hg, a 20 °C, calcule a massa molar da hemoglobina. ($R = 62{,}3$ mm Hg L mol^{-1} K^{-1})

SOLUÇÃO

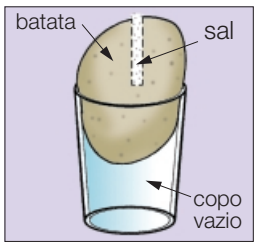
$$\pi = \mathcal{M} R T \Rightarrow \pi = \frac{m_1}{M_1 V(L)} R T \Rightarrow M_1 = \frac{m_1}{\pi V(L)} R T$$

$$M_1 = \frac{1{,}0 \text{ g} \cdot 62{,}3 \text{ mm Hg } \cancel{\text{L}} \text{ K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \cdot 293 \cancel{\text{K}}}{2{,}75 \text{ mm Hg} \cdot 0{,}10 \cancel{\text{L}}} \quad M_1 = 6{,}7 \cdot 10^4 \text{ g mol}^{-1}$$

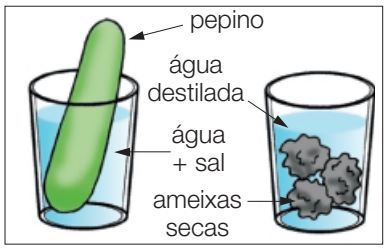
Exercícios de classe

Considere as 3 situações a seguir:

I



II



III



Sérgio Luís Pereira

Bacalhau.

Agora, responda às questões **1** a **3**.

1. A respeito da situação **I**:

a) A batata murchou ou inchou?

b) Ocorreu algum deslocamento de sal para o interior da batata? Justifique.

c) Ocorreu a passagem de alguma substância da batata para o sal?

2. A respeito da situação **II**:

a) No frasco com o pepino fresco, o solvente (água) fluiu para dentro ou para fora do pepino? Por quê?
b) Como, com outra experiência, você poderia provar o que aconteceu com o pepino?
c) No frasco com ameixas secas, o solvente (água) fluiu para dentro ou para fora das ameixas? Por quê?
d) Como você poderia provar o que aconteceu com as ameixas?

3. A respeito da situação **III**:

a) Um dos processos mais antigos utilizados pelo ser humano para conservar a carne consiste em salgá-la.
Com qual finalidade isso é feito?
b) Se uma bactéria se depositar sobre a carne salgada, o que deverá acontecer com ela?

4. (FUC-MT) Na desidratação infantil aconselha-se a administração de soro fisiológico para reequilibrar o organismo. Quando injetado nas veias, este soro deve:

a) ser isotônico em relação ao sangue.
b) ser hipertônico em relação ao sangue.
c) ser hipotônico em relação ao sangue.
d) ter pressão osmótica maior do que a do sangue.
e) ter pressão osmótica menor do que a do sangue.

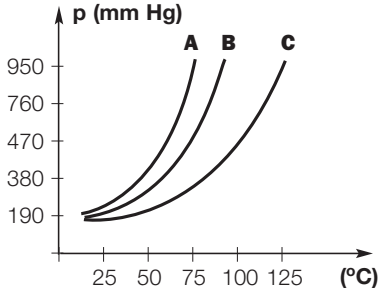
5. (Puccamp-SP) Eventualmente, a solução 0,30 M de glicose é utilizada em injeção intravenosa, pois tem pressão osmótica próxima à do sangue. Qual a pressão osmótica, em atmosferas, da referida solução a 37 °C?

a) 1,00. c) 1,76. e) 9,83.
b) 1,50. d) 7,63.

Exercícios propostos

• Pressão máxima de vapor — diagrama de fases

1. (EEM-SP) O gráfico a seguir representa as curvas de pressão de vapor de alguns solventes, genéricos, em função da temperatura.

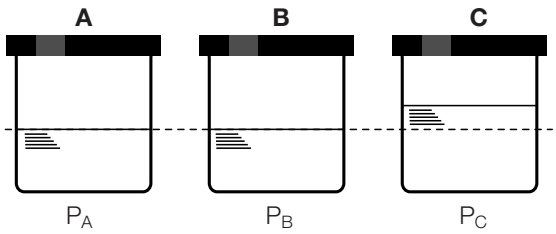


Pergunta-se:
a) Qual é o solvente mais volátil? Por quê?
b) Qual a temperatura de ebulição do solvente **B** ao nível do mar?

2. Esboce um gráfico indicando na abscissa a temperatura (°C) e na ordenada a pressão de vapor (mm Hg), considerando os dados a seguir:

água	**t °C**	0	10	20	30
	P_v	5	10	18	32
álcool comum	**t °C**	0	10	20	30
	P_v	12	24	44	79

3. (FCMSC-SP) Os três frascos a seguir contêm água pura a 25 °C.



Vários estudantes, ao medirem a pressão de vapor a 25 °C, fizeram quatro anotações:

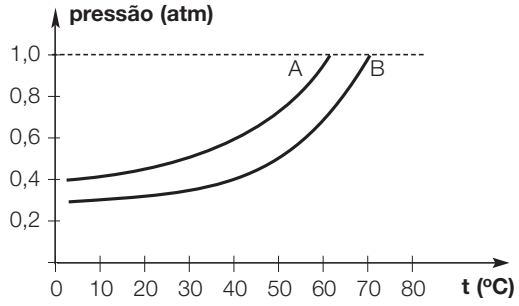
$P_A = P_B$; $P_A \neq P_C$; $P_C \neq P_B$; $P_A = P_B = P_C$

Quantas dessas anotações estão corretas?
a) Uma. d) Todas.
b) Duas. e) Nenhuma.
c) Três.

4. (UFPI) Temos uma solução de partes iguais de água, éter etílico e etanol (álcool comum) em um recipiente fechado. As pressões parciais dos vapores dos líquidos estão na seguinte ordem crescente:

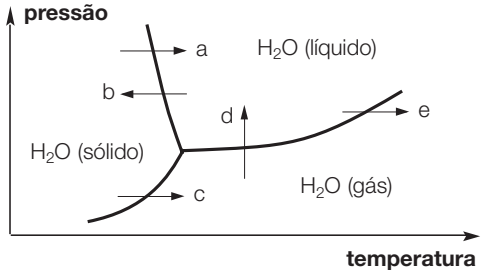
a) etanol, água, éter.
b) água, etanol, éter.
c) éter, álcool, água.
d) éter, água, álcool.
e) água, éter, álcool.

5. (Unicamp-SP) As pressões de vapor dos líquidos **A** e **B**, em função da temperatura, estão representadas no gráfico a seguir:

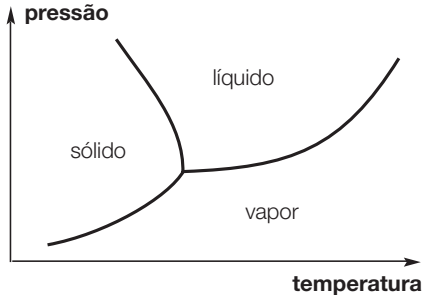


a) Sob pressão de 1,0 atm, qual a temperatura de ebulição de cada um desses líquidos?
b) Qual dos líquidos apresenta maior pressão de vapor a 50 °C e qual o valor aproximado desta pressão?

6. (Fuvest-SP) Acredita-se que os cometas sejam "bolas de gelo" que, ao se aproximarem do sol, volatilizam-se parcialmente à baixa pressão do espaço. Qual das flechas do diagrama a seguir corresponde à transformação citada?

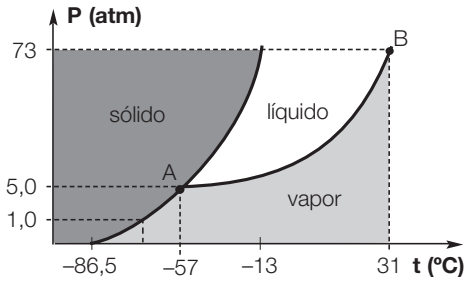


7. (Fuvest-SP) O diagrama de fases a seguir refere-se à água. Com base nele explique por que:



a) o aumento de pressão favorece a fusão do gelo;
b) se supõe que a água contida no cometa Halley passe diretamente de sólida a gasosa quando o mesmo se aproxima do Sol.

8. (UFSC — mod.) A figura representa o diagrama de mudança de estado do CO_2. Pela consulta ao diagrama é correto afirmar que:



01) sob pressão de 60 atm, o CO_2 é líquido à temperatura de –10 °C e sólido à temperatura de –60 °C.
02) no ponto **A**, o CO_2 encontra-se em equilíbrio nos estados sólido, líquido e gasoso.
04) a pressão de sublimação está abaixo de 5 atm.
08) os valores de temperatura e pressão correspondentes à linha **AB** representam equilíbrio entre os estados sólido e gasoso.

Determine a soma dos valores correspondentes às alternativas corretas.

• Tonoscopia

9. (Vunesp-SP) Comparando-se, à mesma temperatura, as propriedades da água pura e as da água do mar, a água do mar deve apresentar menor:

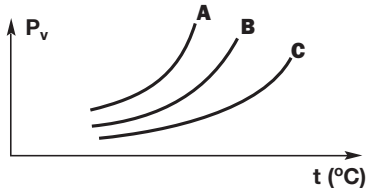
a) pressão de vapor.
b) concentração de íons.
c) densidade.
d) condutibilidade elétrica.
e) ponto de ebulição.

10. Considere os seguintes sistemas:

I — Água pura
II — Solução aquosa 0,1 molar de glicose
III — Solução aquosa 0,2 molar de sacarose

Resolva:

a) Associe cada um dos sistemas a uma das curvas P_v do gráfico a seguir:

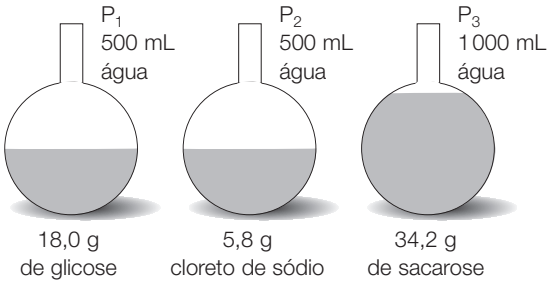


b) Numa mesma temperatura, qual dos sistemas apresenta a menor pressão de vapor?
c) Para um mesmo valor de P_v, qual dos sistemas se encontra numa temperatura maior?
d) A adição de um soluto não-volátil aumenta ou diminui a pressão máxima de vapor de um solvente? Justifique.

11. (FCMC-SP) À mesma temperatura, qual das soluções aquosas indicadas a seguir tem maior pressão de vapor?

a) Solução 0,01 M de hidróxido de potássio.
b) Solução 0,01 M de cloreto de cálcio.
c) Solução 0,1 M de cloreto de sódio.
d) Solução 0,1 M de sacarose.
e) Solução 0,2 M de glicose.

12. (UFRS) Considerando as três soluções do desenho, pode-se prever que a relação entre as pressões de vapor das mesmas é:



a) $P_1 > P_2 > P_3$.
b) $P_2 > P_3 > P_1$.
c) $P_1 > P_3 > P_2$.
d) $P_3 > P_1 > P_2$.
e) $P_2 > P_1 > P_3$.

(massas molares: glicose $C_6H_{12}O_6$ = 180 g mol^{-1}; cloreto de sódio $NaC\ell^-$ = 58,5 g mol^{-1}; sacarose $C_{12}H_{22}O_{11}$ = 342 g mol^{-1})

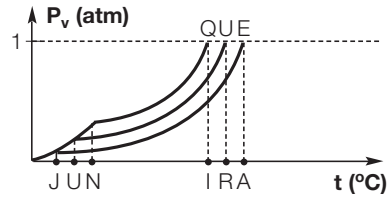
• Ebulioscopia e crioscopia

13. (Fuvest-SP) Três panelas, **A**, **B** e **C**, contêm água pura. Em **A** é adicionada uma colher de areia. Em **B** é adicionada uma colher de açúcar. Em **C** nada é adicionado. As três panelas e seus conteúdos são aquecidos até a fervura do líquido. Em quais panelas a ebulição ocorrerá na mesma temperatura? Justifique.

14. (PUC-RS) Em regiões de baixa temperatura, a adição de um soluto não-volátil aos radiadores dos automóveis deve-se ao fato de ele provocar .... na .... do solvente existente nos mesmos.

a) diminuição; temperatura de solidificação.
b) aumento; temperatura de congelamento.
c) diminuição; temperatura de ebulição.
d) aumento; pressão de vapor.
e) diminuição; tensão superficial.

15. (FCM-MG) Observe o gráfico que apresenta a variação de pressão de vapor em função da temperatura para um solvente puro e outras soluções do mesmo soluto, mas de molaridades diferentes.



Responda:
a) Qual a solução mais concentrada?
b) Qual o ponto de ebulição da solução mais diluída?
c) Qual o ponto de fusão do solvente puro?

16. (EFOA-MG) Considere as soluções **A**, **B** e **C**, obtidas pela dissolução de três solutos não-voláteis em 1 litro de solução, cujas características são resumidas na tabela a seguir:

Solução	Massa do soluto (g)	Massa molar do soluto (g/mol)	Tipo de soluto	Pressão de vapor medida (mm Hg)
A	34,2	342	molecular	P_a
B	18,0	180	molecular	P_b
C	5,85	58,5	iônico	P_c

a) Ordene as pressões de vapor medidas para as soluções **A**, **B** e **C**. Justifique a ordem proposta.
b) Se as soluções **A**, **B** e **C** forem congeladas, qual delas apresentará o ponto de congelamento mais baixo? Justifique.

17. (ITA-SP — mod.) Motores de automóveis refrigerados a água normalmente apresentam problemas de funcionamento em regiões muito frias. Um desses problemas está relacionado ao congelamento da água de refrigeração do motor. Admitindo que não ocorra corrosão, qual das ações a seguir garantiria o maior abaixamento de temperatura do início do congelamento da água utilizada num sistema de refrigeração com capacidade de 4 (quatro) litros de água? Justifique.

a) Adição de 1 mol de glicerina na água, que não irá se ionizar.
b) Adição de 1 mol de sulfato de sódio na água.
c) Adição de 1 mol de nitrato de sódio na água.

• Osmose — pressão osmótica

18. (FEI-SP) Uma salada de alface foi temperada com solução de vinagre e sal. Após um certo tempo, as folhas de alface murcharam. A esse fenômeno chamamos de:

a) dispersão.
b) tonometria.
c) ebuliometria.
d) crioscopia.
e) osmose.

19. (Puccamp-SP) A concentração de sais dissolvidos no lago conhecido como "Mar Morto" é muito superior às encontradas nos oceanos. Devido à alta concentração de sais, nesse lago,

I — a flutuabilidade dos corpos é maior do que nos oceanos.

II — o fenômeno da osmose provocaria a morte, por desidratação, de seres vivos que nele tentassem sobreviver.

III — a água congela-se facilmente nos dias de inverno.

Dessas afirmações, **somente**:

a) I é correta.
b) II é correta.
c) III é correta.
d) I e II são corretas.
e) I e III são corretas.

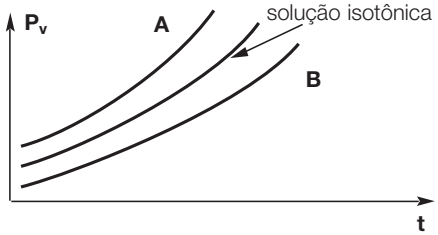
20. (UFRS) Através da pressão osmótica não se pode explicar:

a) o tingimento de roupas com corantes orgânicos.
b) a injeção de soro fisiológico isotônico na corrente sangüínea.
c) a conservação de carne com sal (charque, por exemplo).
d) o transporte de seiva das raízes até as folhas das plantas.
e) a dificuldade de adaptação de peixes marinhos em água doce.

21. (UFRJ) As hemácias apresentam mesmo volume quando estão no sangue ou em solução aquosa de NaCℓ 9 g/L (solução isotônica).

No entanto, quando as hemácias são colocadas em solução aquosa de NaCℓ mais diluída (solução hipotônica) elas incham, podendo até arrebentar. Esse processo chama-se hemólise.

O gráfico a seguir apresenta curvas da pressão de vapor (P_v), em função da temperatura (t) para soluções aquosas de diferentes concentrações de NaCℓ.



a) Qual das curvas representa a solução de NaCℓ que pode ser usada para o processo de hemólise? Justifique sua resposta, utilizando a propriedade coligativa adequada.

b) Com o objetivo de concentrar 2 litros da solução isotônica, evapora-se cuidadosamente 10% de seu volume.

Determine a concentração, em g/L, da solução resultante.

22. (Unicamp-SP) As informações a seguir foram extraídas de rótulos de bebidas chamadas "energéticas", muito comuns atualmente, e devem ser consideradas para a resolução da questão.

"Cada 500 mL contém":
valor energético = 140 cal
carboidratos (sacarose) = 35 g
sais minerais = 0,015 mol*
proteínas = 0 g
lipídios = 0 g

* Valor calculado a partir do rótulo.

A pressão osmótica (π) de uma solução aquosa de íons e/ou de moléculas pode ser calculada por $\pi = M.R.T$. Esta equação é semelhante àquela dos gases ideais. M é a concentração, em mol/L, de partículas (íons e moléculas) presentes na solução. O processo de osmose que ocorre nas células dos seres vivos, inclusive nas do ser humano, deve-se, principalmente, à existência da pressão osmótica. Uma solução aquosa 0,15 mol/L de NaCℓ é chamada de isotônica em relação às soluções contidas nas células do homem, isto é, apresenta o mesmo valor de pressão osmótica que as células do corpo humano. Com base nestas informações e admitindo R = 8,3 kPa · litro/mol · K:

a) Calcule a pressão osmótica em uma célula do corpo humano em que a temperatura é 37 °C.

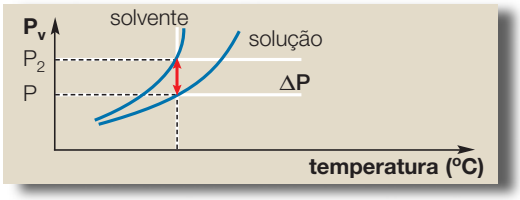
b) A bebida do rótulo é isotônica em relação às células do corpo humano? Justifique. Considere que os sais adicionados são constituídos apenas por cátions e ânions monovalentes.

COMPLEMENTO

ASPECTOS QUANTITATIVOS

TONOSCOPIA

No século XIX vários cientistas verificaram que a adição de um soluto não-volátil a um dado solvente provocava diminuição da pressão máxima de vapor. Essa variação (ΔP) é denominada abaixamento absoluto da pressão máxima de vapor $\Delta P = P_2 - P$.



Por volta de 1887, o químico francês François Marie Raoult estabeleceu uma relação entre o número de partículas do soluto não-volátil e o abaixamento da pressão máxima de vapor (ΔP). Essa relação, conhecida como lei de Raoult, diz que:

> O abaixamento absoluto da pressão máxima de vapor (ΔP) é igual ao produto da pressão máxima de vapor do solvente (P_2) e da fração molar do soluto (x_1).

Matematicamente, temos: $\Delta P = x_1 P_2$ ou $\frac{\Delta P}{P_2} = x_1$, em que $x_1 = \frac{n_1}{n_1 + n_2}$,

sendo essa relação denominada **abaixamento relativo da pressão máxima de vapor**.

Outra maneira de calcular o efeito tonoscópico é relacionando-o à molalidade da solução:

$$\frac{\Delta P}{P_2} = K_t \cdot W$$, em que K_t = constante tonoscópica

$$K_t = \frac{\text{massa molecular do solvente}}{1\,000}$$

$$W_{(\text{molalidade})} = \frac{n_1}{m_2} = \frac{\text{mol}}{\text{kg}}$$

Observações:

1. A lei de Raoult é válida para soluções moleculares de soluto não-volátil de concentrações inferiores a 1 mol de soluto por litro de solução, ou seja, 1 molar.
2. Em soluções aquosas diluídas, a molalidade (**W**) pode ser considerada igual à molaridade (ℳ) (concentração em mol/L). Assim, a lei de Raoult também pode ser expressa por:

$$\frac{\Delta P}{P_2} = K_t \cdot \mathcal{M}$$

3. Essas relações matemáticas são válidas para soluções moleculares em que o número de partículas presentes na solução (moléculas) é igual ao número de partículas dissolvidas (moléculas). Nas soluções iônicas, porém, devido ao fenômeno da dissociação ou ionização, o número de partículas presentes na solução (moléculas e íons) é maior do que o número de partículas dissolvidas, o que provoca um aumento no efeito coligativo. Por esse motivo, nas soluções iônicas devemos introduzir um fator de correção.

Esse fator é representado pela letra **i** e foi proposto pela primeira vez por Van't Hoff, que deduziu uma expressão matemática que relaciona o grau de dissociação (α) e o número de íons produzidos por fórmula de soluto (**q**) para a determinação do **i**:

$$i = 1 + \alpha\,(q - 1)$$

Logo, para soluções iônicas, temos:

$$\frac{\Delta P}{P_2} = x_1 \cdot i \qquad \frac{\Delta P}{P_2} = K_t \cdot \mathcal{M} \cdot i$$

EBULIOSCOPIA E CRIOSCOPIA

A elevação da temperatura de ebulição (Δt_E) e o abaixamento da temperatura de congelamento (Δt_C) são diretamente proporcionais à quantidade de partículas do soluto por unidade de massa do solvente (molalidade) e não dependem de sua natureza.

Além disso, dependem também das características do solvente. Cada solvente apresenta uma constante ebulioscópica (K_E) e uma constante crioscópica (K_C).

A tabela a seguir nos mostra os valores de K_E e K_C de alguns solventes:

Solvente	água	benzeno	ácido acético
K_E (°C molal^{-1})	0,52	2,53	2,93
K_C (°C molal^{-1})	1,86	5,12	3,90

Assim, se relacionarmos o número de partículas do soluto presente em uma solução com as constantes ebulioscópica e crioscópica do solvente, podemos determinar o Δt_E e o Δt_C da solução:

$$\Delta t_E = K_E \cdot W \cdot i \qquad \Delta t_C = K_C \cdot W \cdot i$$

Exercícios

1. (UFPA) Considere uma solução contendo 17,1 g de sacarose (PM = 342) em 180 g de água (PM = 18). A pressão de vapor dessa solução a 20 °C, em atm, é:

a) 0,001.
b) 0,023.
c) 0,500.
d) 17,400.
e) 19,500.

(**Dado:** P_v (H_2O) a 20 °C = 17,5 mm Hg)

2. Calcule a pressão de vapor a 20 °C de uma solução de 3,84 g de naftaleno ($C_{10}H_8$) dissolvido em 28,86 g de benzeno (C_6H_6), sabendo que a pressão de vapor do benzeno é igual a 74,7 mm Hg a 20 °C. Deve-se considerar que o naftaleno não sofre mudança de estado.

(**Dados:** massa molar do C_6H_6 = 78 g mol^{-1}; massa molar do $C_{10}H_8$ = 128 g mol^{-1})

3. (UFES) Uma massa de 171 gramas de um composto molecular desconhecido é adicionada a 250 gramas de água. A solução resultante apresenta uma temperatura de ebulição de 101 °C (P = 1 atm). Sabendo-se que a constante ebulioscópica da água é 0,512 °C kg/mol^{-1}, pode-se concluir que o composto desconhecido possui massa molar de aproximadamente:

a) 171 g/mol.
b) 342 g/mol.
c) 513 g/mol.
d) 684 g/mol.
e) 855 g/mol.

4. (MACK-SP) 12,0 g de uma substância **X**, dissolvida em 500 g de água, sob pressão normal, entra em ebulição a 100,12 °C. A massa molecular de **X** é:
(**Dado:** constante ebulioscópica da água = 0,52 °C mol^{-1} kg)

a) 52.
b) 104.
c) 41,6.
d) 12,47.
e) 24.

5. (UFPA) Uma solução é preparada pela dissolução de 1 g de etilenoglicol ($C_2H_6O_2$) em 200 g de água. Sabendo-se que a constante criométrica da água é 1,86 °C e a temperatura de congelamento da água é 0 °C, então a temperatura de congelamento da solução é: (massa molar do $C_2H_6O_2$ = 62 g mol^{-1})

a) –0,15 °C.
b) –0,6 °C.
c) 0,15 °C.
d) 0,4 °C.
e) –0,4 °C.

6. (FESP) Dissolvem-se 171,0 g de sacarose em 930,0 g de água, obtendo-se um abaixamento da temperatura de congelação de 1 °C. A massa de etanol que se deve adicionar na mesma quantidade de água para se obter um abaixamento de 6 °C é:
(**Dados:** constante crioscópica molal da água = = 1,86 °C; C = 12 u; H = 1 u; O = 16 u; sacarose ($C_{12}H_{22}O_{11}$); etanol (C_2H_5OH))

a) 1,38 g.
b) 13,8 g.
c) 12,8 g.
d) 138,0 g.
e) 1380,0 g.

7. (PUC-SP) A dissolução de 3 g de uma substância desconhecida em 100 g de $CC\ell_4$ eleva o ponto de ebulição do $CC\ell_4$ de 0,60 °C. A constante ebuliométrica, K_E, do $CC\ell_4$ vale 5,03 °C/molal, enquanto a constante criométrica, K_C, vale 31,8 °C/molal para o mesmo solvente. Para uma solução com a composição acima indicada, pede-se calcular:

a) o abaixamento do ponto de congelamento de $CC\ell_4$;
b) o peso molecular do soluto desconhecido.



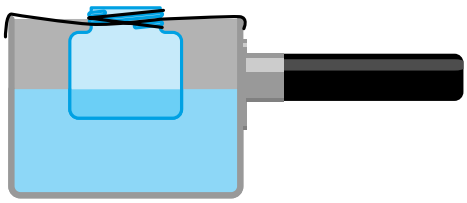
Faça você mesmo

Estudando a temperatura de ebulição

Material

1 frasco de vidro pequeno
1 pedaço de arame
1 panela com água
Sal de cozinha

Procedimento



Amarre o arame na boca do frasco, o qual deve ser preso à panela, conforme indicado na figura. Em seguida, coloque água no frasco até atingir o nível da água na panela.

Leve o sistema ao fogo e observe-o. Quando iniciar a ebulição da água da panela, interrompa o aquecimento e a seguir adicione uma colher (chá) de sal à água contida no frasco. Aqueça novamente o sistema até o início da ebulição da água da panela. Observe durante dois minutos e cesse o aquecimento.

Baseado em suas observações, resolva as seguintes questões:

a) Na primeira etapa do experimento, a água do frasco também entrou em ebulição? A temperatura de ebulição das duas amostras de água — do frasco e da panela — é igual? Por quê?

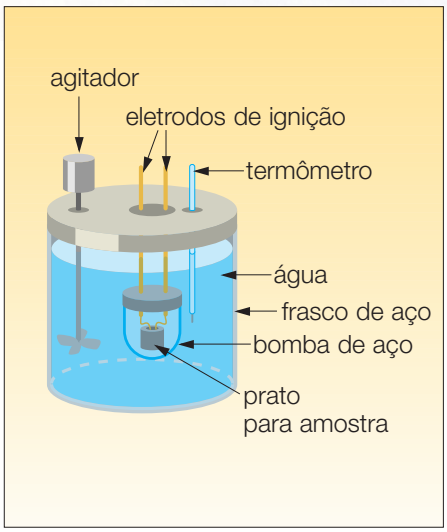
b) Na segunda etapa do experimento, a água do frasco também entrou em ebulição? Explique por quê.

c) Se tivéssemos colocado somente meia colher (chá) de sal, a água do frasco entraria em ebulição? Por quê?

d) O que provocaria maior efeito ebulioscópico: a adição de um mesmo número de mol de sal ($NaC\ell$) ou de sacarose ($C_{12}H_{22}O_{11}$) em uma mesma massa de água?

UNIDADE 12
Termoquímica

INTRODUÇÃO



Esquema de calorímetro.

Os elementos que ingerimos são decompostos em nosso organismo por moléculas complexas, denominadas enzimas. Esse processo, chamado metabolismo, ocorre em várias etapas e libera a energia de que necessitamos para crescer e nos mantermos vivos.

A quantidade de energia obtida dessa maneira é a mesma que obteríamos se realizássemos a combustão desses alimentos em laboratório. A determinação dessa quantidade é feita usando-se um **calorímetro**.

Uma amostra de alimento de massa conhecida é colocada num prato, como mostra a figura ao lado. Ao sofrer queima, essa amostra libera calor, o qual provoca aumento na temperatura da água. Esse aumento de temperatura é relacionado à unidade de medida denominada **caloria** (cal).

1 caloria (cal) = quantidade de calor necessária para elevar em 1 °C a temperatura de 1,0 grama de água.

O Sistema Internacional de unidades recomenda que se utilize a unidade **joule** (J) nos processos que envolvem troca de calor.

1 cal ⟶ 4,18 J ou 1 kcal ⟶ 4,18 kJ

PODER CALÓRICO DOS ALIMENTOS

Uma alimentação saudável deve conter proteínas, carboidratos, lípides, vitaminas, sais minerais, fibras vegetais etc.

Numa dieta balanceada, a quantidade de energia contida nos alimentos ingeridos deve ser igual à necessária para a manutenção do nosso organismo. Portanto, os alimentos são a fonte de energia necessária para manter os processos vitais, a manutenção da temperatura corpórea, os movimentos musculares, a produção de novas células etc.

Se ingerimos uma quantidade de alimento superior à necessária, o excesso será transformado em tecido gorduroso (adiposo), provocando aumento de "peso".

Os valores energéticos dos alimentos são estimados em função das suas porcentagens em **carboidratos**, **proteínas** e **gorduras**.

Observação:

É muito comum encontrarmos nos rótulos de alimentos a notação **Cal**, que corresponde a 1 000 cal ou 1 kcal.



Christof Gunkel

Esse tipo de alimento satisfaz a fome; no entanto, não fornece todos os nutrientes necessários ao organismo.

Carboidratos = 17 kJ/g ou 4,0 kcal/g.

Proteínas = 17 kJ/g ou 4,0 kcal/g.

Gorduras = 38 kJ/g ou 9,0 kcal/g.

Uma dieta balanceada deve ser constituída por alimentos ricos em carboidratos, proteínas e gorduras, os quais devem ser consumidos em diferentes proporções.

Para uma pessoa de 70 kg as necessidades diárias desses alimentos são de aproximadamente 56 g de proteínas, 72 g de gordura e 660 g de carboidratos.

EXERCÍCIO RESOLVIDO

Conhecendo as composições do hambúrguer e do pão, dadas na tabela:

Hambúrguer (100 g)	Pão (25 g)
24 g de proteína	12,50 g de carboidrato
20 g de gordura	2,50 g de proteína
56 g de água	1,25 g de gordura
	8,75 g de água

e utilizando os valores energéticos mencionados no texto:

a) calcule o valor energético obtido pela ingestão de um pão de 25 gramas e um hambúrguer de 100 gramas;

b) determine quanto tempo (minutos) uma pessoa deveria caminhar para consumir a energia obtida na ingestão do lanche mencionado no item **a**, sabendo que uma hora de caminhada consome 1 100 kJ.

SOLUÇÃO

a) Quantidade de energia obtida pela ingestão do lanche:

Hambúrguer	Valor energético por grama	Valor energético total
24 g de proteína	17 kJ (4,0 kcal)	408 kJ (96 kcal)
20 g de gordura	38 kJ (9,0 kcal)	760 kJ (180 kcal)
56 g de água	—	—
		1 168 kJ (276 kcal)

Pão	Valor energético por grama	Valor energético total
12,50 g de carboidrato	17 kJ (4,0 kcal)	212 kJ (50 kcal)
2,50 g de proteína	17 kJ (4,0 kcal)	42,5 kJ (10 kcal)
1,25 g de gordura	38 kJ (9,0 kcal)	47,5 kJ (11,25 kcal)
8,75 g de água	—	—
		302 kJ (71,25 kcal)

Valor energético total = 1 470 kJ (351,7 kcal)

b) A energia consumida durante a caminhada deve ser igual a 1 470 kJ, que é o valor energético total. Assim:

$$\begin{array}{rcl} 1 \text{ hora} = 60 \text{ minutos} & \text{———} & 1\,100 \text{ kJ} \\ x & \text{———} & 1\,470 \text{ kJ} \end{array}$$

$$x = \frac{1\,470 \text{ kJ} \cdot 60 \text{ minutos}}{1\,100 \text{ kJ}} \Rightarrow x = 80 \text{ minutos}$$

Exercícios de classe

As tabelas a seguir devem ser utilizadas para a resolução dos exercícios de **1** a **4**.

Tabela 1 — Valor energético aproximado de alguns alimentos comuns.

Alimento	kJ/g
vegetais verdes	1,0
cerveja	1,3
frutas cítricas	1,5
leite integral	2,2
iogurte	3,0
frango grelhado	6,0
bife grelhado	14,0
sorvete	11,0
pão	10,0
arroz	15,0
batata frita	24,0
manteiga	30,0
açúcar comum	17,0

Tabela 2 — Energia consumida aproximada

Tipo de exercício	kJ/h
caminhada	1100
voleibol	1400
tênis	1900
corrida	2600
futebol	2200

1. Considere que durante um almoço você ingeriu:

100 g de verduras verdes
100 g de arroz
50 g de batatas fritas
50 g de frango grelhado
2 fatias de abacaxi (cada fatia com 20 g)
Calcule o valor energético (calórico), em kJ e em kcal, fornecido por esse almoço.

2. Em relação ao exercício **1**, determine quantos minutos você teria que caminhar para consumir a mesma quantidade de energia fornecida pelo almoço.

3. Uma pessoa, logo ao acordar, foi correr durante meia hora, consumindo uma certa quantidade de energia. No café da manhã, ela resolve repor a mesma quantidade de energia consumida na corrida, comendo pão com manteiga (1 pão de 50 gramas + 5,0 gramas de manteiga). Calcule a quantidade de pão com manteiga que ela deverá ingerir.

4. Uma dieta alimentar de 6000 kJ estava sendo seguida por uma pessoa. Durante uma refeição, ela ingeriu alimentos cujo valor energético era de 9000 kJ. Para consumir o excesso, ela resolveu jogar futebol. Determine quantos minutos ela deverá jogar.

Exercícios de contexto

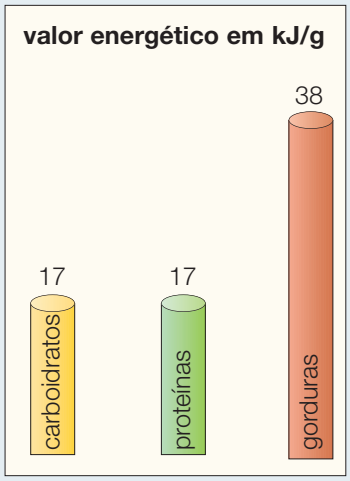
Podemos comparar o corpo humano a um motor, o qual, de acordo com as leis da Física, usa energia para realizar trabalho e manter-se em funcionamento.

Da mesma maneira que os hidrocarbonetos* fornecem energia para motores, os alimentos fornecem energia para o nosso corpo, o que é feito mediante uma série de reações químicas, denominadas **metabolismo**.

Numa dieta balanceada, a quantidade de energia contida nos alimentos ingeridos deve ser igual à necessária para a manutenção de todas as atividades do nosso organismo.

$$\text{energia introduzida} = \text{energia gasta} + \text{energia armazenada} \left(\text{reservas energéticas}\right)$$

Os valores energéticos dos alimentos são estimados de acordo com as quantidades de carboidratos, proteínas e gorduras que contêm. Observe a figura ao lado:



Rótulos de alimentos industrializados costumam fornecer informações nutricionais do produto oferecido ao consumidor.

Vejamos, por exemplo, as informações impressas no rótulo de determinado creme de amendoim.

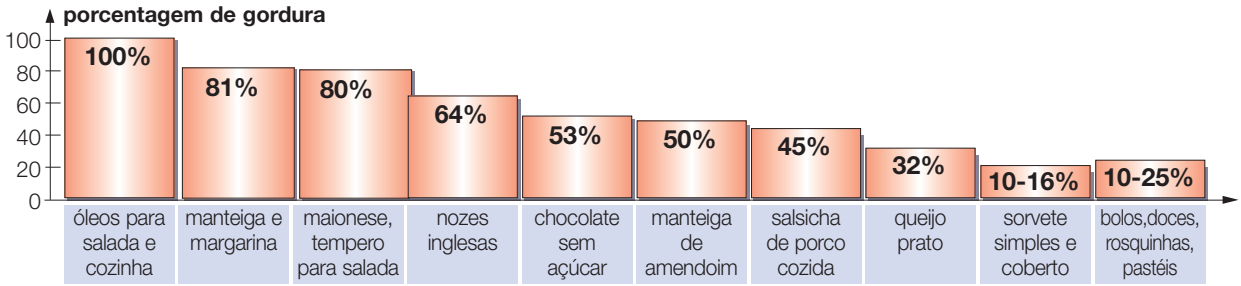
Cada 100 g do produto contém					
energia	2570 kJ		**Vitaminas**		**% R.D.***
lipídios	49 g		A	3.000 U.I.	60
proteínas	20 g		D	240 U.I.	60
carboidratos	23 g		E	8 mg	80
Sais minerais		**% R.D.***	niacina (B_3)	21 mg	100
ferro	9 mg	60	B_{12}	1,8 µg	60
fósforo	200 mg	20	B_1	0,1 mg	5
cálcio	200 mg	25			

* Indica os percentuais da recomendação diária (R.D.) contidos em 100 g do produto (Resolução CNNPA 12/46 de 1978 — MS). Por exemplo, os 9 mg de ferro presentes em 100 g do produto equivalem a 60% do total de ferro recomendado diariamente.

* **Hidrocarboneto:** classe de substância que constitui os principais combustíveis (gasolina, óleo *diesel* etc.) e cujas moléculas são formadas somente por carbono e hidrogênio.

Com base nesse texto, responda às questões:

1. Veja no gráfico a seguir a porcentagem aproximada de gordura existente em vários tipos de alimentos comuns no nosso dia-a-dia:



Fonte: Calloway and Carpenter. *Nutrition and health*.

a) Calcule a quantidade, em gramas, de gordura armazenada em um frasco contendo 500 g de maionese, bem como a quantidade de energia produzida na "queima" dessa gordura.

b) Qual massa de queijo prato contém a mesma quantidade de gordura encontrada em 100 g de nozes inglesas?

2. Qual a quantidade de energia, em kJ, fornecida pela ingestão de:

a) 10 g de amido — um tipo de carboidrato;

b) 10 g de carne de peixe, admitindo-se que esta carne contenha apenas proteínas.

3. Um lanche constituído de um hambúrguer e um pão fornece um total de 1970 kJ, assim divididos:

- 425 kJ provenientes de carboidratos
- 595 kJ provenientes de proteínas
- 950 kJ provenientes de gorduras

Sabendo-se que o lanche apresenta 75 g de água, a qual não tem valor energético, e que 1 hora de caminhada consome 1100 kJ, calcule a massa total em gramas do lanche e o tempo de caminhada necessário para consumir a quantidade de energia fornecida por esse lanche.

4. Para suprir sua necessidade diária de ferro, qual massa de creme de amendoim você deve ingerir diariamente?

5. Qual anomalia é provocada pela deficiência de ferro?

6. Calcule a quantidade de energia fornecida pelos lipídios, pelas proteínas e pelos carboidratos presentes em 100 g de creme de amendoim.

7. Durante o sono, o organismo humano consome aproximadamente 4,2 kJ/min. Quantas horas você deveria dormir para consumir a energia proveniente da ingestão de 200 g de creme de amendoim?

PROCESSOS EXOTÉRMICOS E ENDOTÉRMICOS

Vamos estudar as trocas de energia, na forma de calor, envolvidas nas reações químicas e nas mudanças de estado físico das substâncias. Esse estudo é denominado **termoquímica**.

São dois os processos em que há troca de energia na forma de calor: o processo **exotérmico** e o **endotérmico**.

Processo exotérmico é aquele que ocorre com liberação de calor.

Genericamente, podemos representar os processos exotérmicos por:

$$A \longrightarrow B + \text{calor}$$

Processo endotérmico é aquele que ocorre com absorção de calor.

Genericamente, podemos representar os processos endotérmicos por:

$$A + \text{calor} \longrightarrow B$$

ENTALPIA

A foto mostra uma reação de combustão que pode ser representada, simplificadamente, por:


CEDOC

madeira + oxigênio ⟶ gás carbônico + água + calor

Uma pergunta interessante sobre essa reação é: "De onde vem essa energia ou esse calor?".

A resposta mais simples é: A energia liberada estava contida nos reagentes e foi liberada quando eles se transformaram nos produtos. Isso permite concluir que cada substância deve apresentar um certo conteúdo de energia, denominado **entalpia** e representado pela letra **H**.

Não se conhece nenhuma maneira de determinar o conteúdo de energia (**entalpia = H**) de uma substância. Na prática, o que conseguimos medir é a **variação da entalpia (ΔH)** de um processo, utilizando calorímetros. Essa variação corresponde à quantidade de energia liberada ou absorvida durante o processo, realizado a pressão constante.

O cálculo da variação da entalpia é dado pela expressão genérica:

$\Delta H = H_{final} - H_{inicial}$ ou $\Delta H = H_{produtos} - H_{reagentes}$

ΔH EM REAÇÕES EXOTÉRMICAS

Nas reações exotérmicas, como ocorre liberação de calor, a entalpia dos produtos (H_P) é menor do que a entalpia dos reagentes (H_R).

Genericamente, temos:

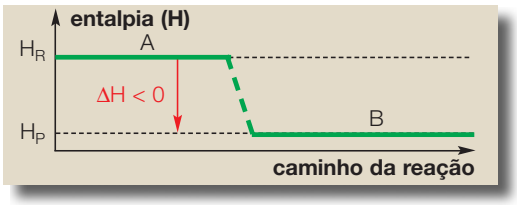
reagente produto

A ⟶ B + calor $\quad \Delta H = H_P - H_R$

$H_R > H_P$ $\quad \Delta H < 0$

Logo, a reação pode ser representada por:

A ⟶ B ΔH < 0




Sérgio Luís Pereira

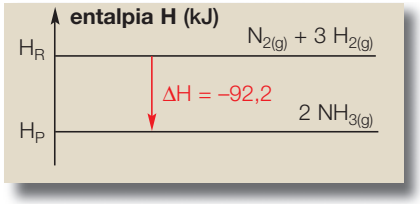
Na queima da palha de aço, os produtos apresentam entalpia menor que os reagentes.

Se considerarmos a síntese da amônia (NH_3), teremos:

$N_{2(g)} + 3\ H_{2(g)} \longrightarrow 2\ NH_{3(g)} + 92{,}2\ kJ$

ou $N_{2(g)} + 3\ H_{2(g)} \longrightarrow 2\ NH_{3(g)}\ \Delta H = -92{,}2\ kJ$

Pelas equações ou pelo gráfico, devemos entender que na **síntese** de **2 mol de NH_3** ocorre a **liberação de 92,2 kJ**.



ΔH EM REAÇÕES ENDOTÉRMICAS

Nas reações endotérmicas, como ocorre absorção de calor, a entalpia dos produtos (H_P) é maior do que a entalpia dos reagentes (H_R).

Genericamente, temos:

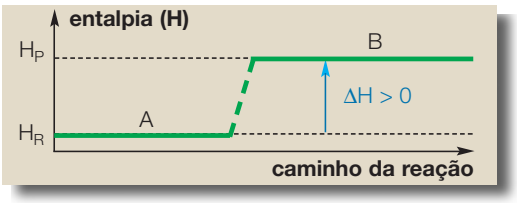
reagente produto

A + calor ⟶ B $\quad \Delta H = H_P - H_R$

$H_R < H_P$ $\quad \Delta H > 0$

Logo, a reação pode ser representada por:

A ⟶ B $\quad \Delta H > 0$





CEDOC

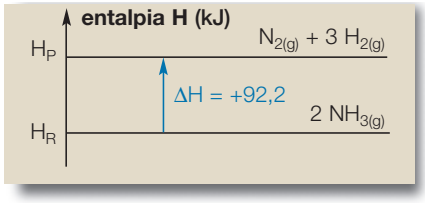
Bolsa de gelo instantâneo: a reação entre os seus componentes produz uma sensação de frio, isto é, o sistema absorve calor. Assim, a entalpia final do sistema é maior do que a entalpia inicial.

Se considerarmos a decomposição da amônia (NH_3), teremos:

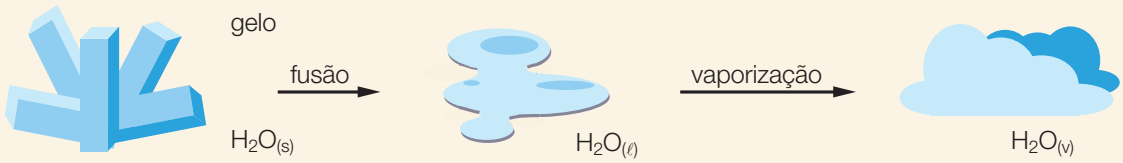
$2\ NH_{3(g)} + 92{,}2\ kJ \longrightarrow N_{2(g)} + 3\ H_{2(g)}$

$2\ NH_{3(g)} \longrightarrow N_{2(g)} + 3\ H_{2(g)} \quad \Delta H = +92{,}2\ kJ$

Pelas equações ou pelo gráfico, devemos entender que na **decomposição** de **2 mol de NH_3** ocorre a **absorção de 92,2 kJ**.



ΔH NAS MUDANÇAS DE ESTADO FÍSICO



Fusão: absorção de calor

$H_2O_{(s)} \longrightarrow H_2O_{(\ell)} \quad \Delta H = +7{,}3\ kJ$

A quantidade de calor necessária para provocar a fusão de 1 mol de $H_2O_{(s)}$ é denominada **calor** ou **entalpia de fusão** e equivale a 7,3 kJ/mol.

Vaporização: absorção de calor

$H_2O_{(\ell)} \longrightarrow H_2O_{(v)} \quad \Delta H = +44\ kJ$

A quantidade de calor necessária para provocar a vaporização de 1 mol de $H_2O_{(\ell)}$ é denominada **calor** ou **entalpia de vaporização** e equivale a 44 kJ/mol.

Se considerarmos os processos inversos, teremos, respectivamente:

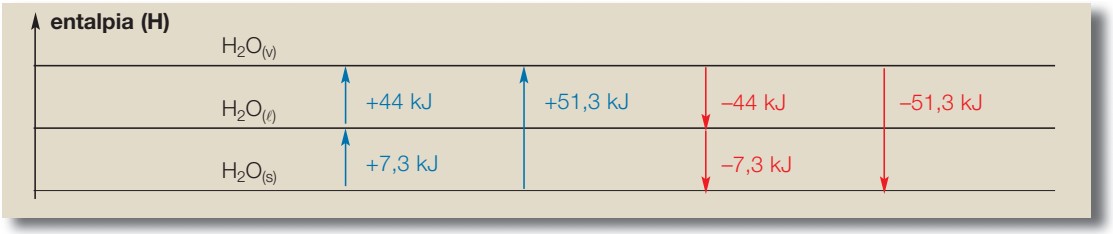
$H_2O_{(\ell)} \longrightarrow H_2O_{(s)} \quad \Delta H = -7{,}3\ kJ$

A entalpia de solidificação da água líquida é –7,3 kJ/mol.

$H_2O_{(v)} \longrightarrow H_2O_{(\ell)} \quad \Delta H = -44\ kJ$

A entalpia de liquefação (condensação) da água no estado de vapor é –44 kJ/mol.

Essas mudanças de estado podem ser representadas graficamente:



Pela análise do gráfico podemos notar que:

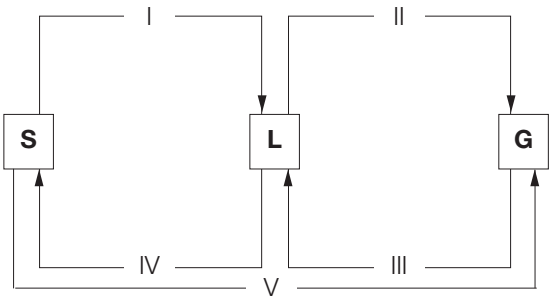
$$1\ mol\ H_2O_{(s)} \xrightarrow[7{,}3\ kJ]{absorve} 1\ mol\ H_2O_{(\ell)} \xrightarrow[44\ kJ]{absorve} 1\ mol\ H_2O_{(v)}$$

$$1\ mol\ H_2O_{(s)} \xrightarrow[51{,}3\ kJ]{absorve} 1\ mol\ H_2O_{(v)}$$

O mesmo raciocínio pode ser utilizado no processo inverso.

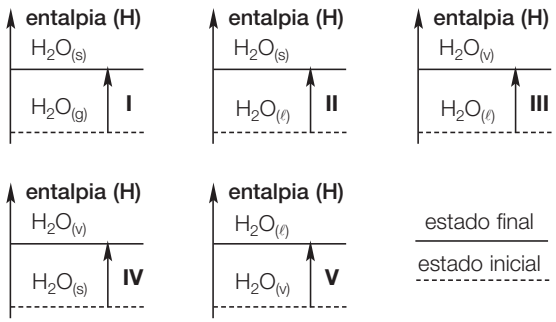
Exercícios de classe

1. Considere o esquema a seguir, no qual estão demonstradas mudanças de estado físico de uma substância:



Dê o nome de cada mudança de estado e identifique os processos endotérmicos.

2. Nos gráficos a seguir estão representadas cinco transformações:



Quais dessas transformações estão representadas corretamente? Justifique sua resposta.

3. (UA-AM) Reação exotérmica é aquela na qual:

1 — há liberação de calor.
2 — há diminuição de energia.
3 — a entalpia dos reagentes é maior que a dos produtos.
4 — a variação de entalpia é negativa.

Estão corretos os seguintes complementos:

a) Somente 1.
b) Somente 2 e 4.
c) Somente 1 e 3.
d) Somente 1 e 4.
e) 1, 2, 3 e 4.

4. (UFJF-MG) Considere os processos a seguir:

I — queima do carvão
II — fusão do gelo à temperatura de 25 °C
III — combustão da madeira

a) Apenas o primeiro é exotérmico.
b) Apenas o segundo é exotérmico.
c) Apenas o terceiro é exotérmico.
d) Apenas o primeiro é endotérmico.
e) Apenas o segundo é endotérmico.

5. (PUC-MG) Sejam dadas as seguintes equações termoquímicas:

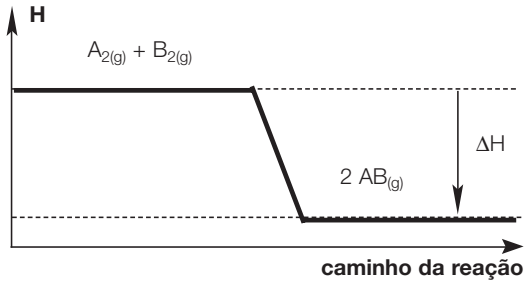
ΔH em kcal/mol (25 °C e 1 atm)

I — $Cu_{(s)} + 1/2\ O_{2(g)} \rightarrow CuO_{(s)}$ –37,6
II — $C_{(s)} + 1/2\ O_{2(g)} \rightarrow CO_{(g)}$ –26,0
III — $2\ A\ell_{(s)} + 3/2\ O_{2(g)} \rightarrow A\ell_2O_{3(s)}$ –400,0
IV — $2\ Au_{(s)} + 3/2\ O_{2(g)} \rightarrow Au_2O_{3(s)}$ +20,0
V — $F_{2(g)} + 1/2\ O_{2(g)} \rightarrow F_2O_{(g)}$ +5,0

Nas condições citadas, a equação que representa a reação mais exotérmica é:

a) I. b) II. c) III. d) IV. e) V.

6. (UFSM-RS) Considere o seguinte gráfico:



De acordo com o gráfico ao lado, indique a opção que completa, respectivamente, as lacunas da frase a seguir:
"A variação da entalpia, ΔH, é ....; a reação é .... porque se processa .... calor."
a) positiva, exotérmica, liberando.
b) positiva, endotérmica, absorvendo.
c) negativa, endotérmica, absorvendo.
d) negativa, exotérmica, liberando.
e) negativa, exotérmica, absorvendo.

EQUAÇÕES TERMOQUÍMICAS

ENTALPIA PADRÃO

Como já vimos, devido à impossibilidade de determinarmos diretamente a entalpia das substâncias, trabalhamos com a variação de entalpia (ΔH). Porém, a variação de entalpia de uma reação depende da temperatura, da pressão, do estado físico, do número de mol e da variedade alotrópica das substâncias envolvidas. Por esse motivo foi criado um referencial para fazermos comparações: a entalpia padrão. Dessa maneira, as entalpias serão sempre avaliadas em relação a uma mesma condição (condição padrão ou estado padrão).

O **estado padrão** de uma substância corresponde à sua forma mais estável, a 1 atm, a 25 °C.

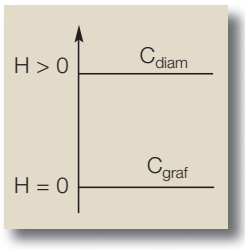
A **entalpia padrão** de uma substância é indicada por H^0.

Por convenção foi estabelecido que:

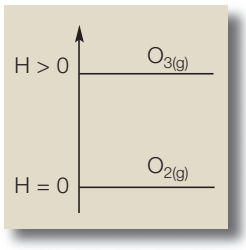
Toda substância **simples**, no estado padrão e na sua forma alotrópica mais estável (mais comum), tem entalpia (H) igual a **zero**.

As substâncias simples $H_{2(g)}$, $O_{2(g)}$, $Fe_{(s)}$, $Hg_{(\ell)}$, $C\ell_{2(g)}$, no estado padrão (25 °C a 1 atm), apresentam entalpia $H^0 = 0$.

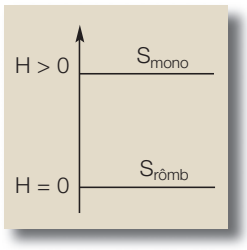
Os gráficos a seguir nos mostram as diferenças de entalpia encontradas em algumas variedades alotrópicas.



carbono



oxigênio



enxofre

EQUAÇÃO TERMOQUÍMICA

A entalpia de um elemento ou de uma substância varia de acordo com o estado físico, a pressão, a temperatura e a variedade alotrópica do elemento. Logo, numa equação termoquímica, devemos indicar:

- a variação de entalpia (ΔH);
- os estados físicos de todos os participantes e, também, as variedades alotrópicas, caso existam;
- a temperatura e a pressão nas quais a reação ocorreu;
- o número de mol dos elementos participantes.

Veja dois exemplos e suas respectivas interpretações:

1º exemplo $1\ C_{graf} + 1\ O_{2(g)} \longrightarrow 1\ CO_{2(g)} \qquad \Delta H = -394\ kJ \qquad$ a 25 °C e 1 atm

A interpretação dessa equação termoquímica é dada por: a 25 °C e 1 atm, 1 mol de carbono grafita (C_{graf}) reage com 1 mol de gás oxigênio (O_2), produzindo 1 mol de gás carbônico (CO_2) e liberando 394 kJ.

Normalmente, não são indicadas a pressão e a temperatura em que a reação se realizou, pois se admite que ela ocorreu no estado padrão, ou seja, à pressão constante de 1 atm e a 25 °C.

2º exemplo $1\ NH_{3(g)} \longrightarrow 1/2\ N_{2(g)} + 3/2\ H_{2(g)} \qquad \Delta H = +46{,}1\ kJ$

A interpretação dessa equação é: a 25 °C e 1 atm, 1 mol de gás amônia (NH_3) se decompõe, originando 1/2 mol de gás nitrogênio (N_2) e 3/2 mol de gás hidrogênio (H_2) e absorvendo 46,1 kJ.

Observação:

A quantidade de energia liberada ou consumida é proporcional à quantidade das substâncias envolvidas.

Na queima de 1 mol de C_3H_8, por exemplo, são liberados 2046 kJ:

$$1\ C_3H_{8(g)} + 5\ O_{2(g)} \longrightarrow 3\ CO_{2(g)} + 4\ H_2O_{(g)} \qquad \Delta H = -2046\ kJ$$

Portanto, se efetuarmos a combustão de 10 mol de C_3H_8, ocorrerá a liberação de 20460 kJ ($10 \cdot 2046$ kJ).

Exercícios de classe

Para as questões **1** a **3** considere as informações:

- Combustão completa do álcool comum (etanol):

$$1\ C_2H_5OH_{(\ell)} + 3\ O_{2(g)} \longrightarrow 2\ CO_{2(g)} + 3\ H_2O_{(g)} \qquad \Delta H = -1373\ kJ$$

- Massa molar — $C_2H_5OH = 46\ g\ mol^{-1}$

1. Qual é a quantidade de calor liberado ou absorvido na queima de 5 mol de C_2H_5OH?

2. Se ocorresse a formação de 1 mol de CO_2 na reação, qual seria a quantidade de calor liberado ou absorvido?

3. Calcule a quantidade de calor liberado ou absorvido na queima de 460 g de C_2H_5OH.

Considere as equações a seguir e responda às questões **4** e **5**.

$$CH_{4(g)} + 2\ O_{2(g)} \longrightarrow 2\ CO_{2(g)} + 2\ H_2O_{(v)} \qquad \Delta H = -8{,}8 \cdot 10^2\ kJ/mol\ CH_4$$

$$^7_3Li + {}^1_1H \longrightarrow 2\ {}^4_2He \qquad \Delta H = -16{,}8 \cdot 10^8\ kJ/mol\ Li$$

(**Dados:** massa molar: $CH_4 = 16\ g\ mol^{-1}$)

4. Determine a quantidade de CH_4, em mol, necessária para produzir $2{,}2 \cdot 10^2$ kJ.

5. Qual massa de CH_4, em gramas, deve ser "queimada" para se obter a mesma quantidade de energia liberada quando reagimos 2 mol de ^7_3Li?

CALOR OU ENTALPIA DAS REAÇÕES QUÍMICAS

Utilizando como referência o conceito de entalpia no estado padrão, podemos determinar o valor da entalpia de um grande número de substâncias, além de calcular o valor da variação de entalpia numa infinidade de reações químicas.

Genericamente, essa variação de entalpia é denominada **entalpia** ou **calor de reação**. Porém, é costume atribuir nomes específicos a alguns tipos de reação, tais como: de formação, de combustão, de neutralização etc.

A seguir vamos estudar alguns tipos de entalpia de reações.

Entalpia de formação

São denominadas **reações de formação** aquelas em que ocorre a formação (síntese) de **1 mol** de uma substância a partir de substâncias simples, no estado padrão.

A variação de entalpia (ΔH) nessas reações pode receber os seguintes nomes: **entalpia de formação**, **calor de formação**, **ΔH de formação** ou **entalpia padrão de formação**.

Entalpia de formação é o calor liberado ou absorvido na formação de 1 mol de uma substância a partir de substâncias simples, no estado padrão, com H = 0.

Para estudarmos a entalpia dessas reações, convém lembrar que a 25 °C e 1 atm:

Elemento	H	O	C	S	N	F	Cℓ	Br	I
Substância simples com H = 0	$H_{2(g)}$	$O_{2(g)}$	C_{graf}	$S_{rômb}$	$N_{2(g)}$	$F_{2(g)}$	$Cℓ_{2(g)}$	$Br_{2(ℓ)}$	$I_{2(s)}$

Agora, vamos representar as equações termoquímicas que caracterizam a formação de algumas substâncias bastante comuns, indicando os valores dos ΔH determinados experimentalmente:

• Água líquida — $H_2O_{(ℓ)}$

$$H_{2(g)} + 1/2\ O_{2(g)} \longrightarrow 1\ H_2O_{(ℓ)} \qquad \Delta H = -286\ kJ/mol$$

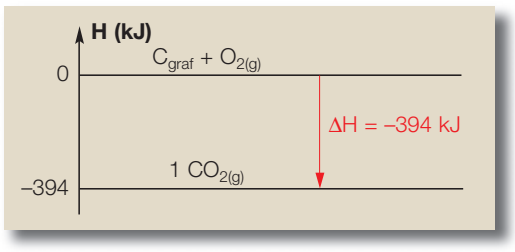
• Ácido sulfúrico líquido — $H_2SO_{4(ℓ)}$

$$H_{2(g)} + S_{rômb} + 2\ O_{2(g)} \longrightarrow 1\ H_2SO_{4(ℓ)} \qquad \Delta H = -813{,}8\ kJ/mol$$

Conhecendo a equação de formação de uma substância e o valor do ΔH dessa reação, podemos estabelecer um novo conceito. Para isso vamos analisar a formação do gás carbônico [$CO_{2(g)}$]:

$$C_{graf} + O_{2(g)} \longrightarrow CO_{2(g)} \qquad \Delta H = -394\ kJ$$

Como já sabemos que tanto o C_{graf} como o $O_{2(g)}$ apresentam no estado padrão $H^0 = 0$, podemos representar a reação de acordo com o gráfico ao lado.



Como a entalpia de formação do $CO_{2(g)}$ é –394 kJ/mol, a análise do gráfico permite concluir que esse valor corresponde à entalpia do CO_2:

$\Delta H_{\text{formação } CO_2} = H_{CO_2} \Rightarrow$ entalpia de formação do $CO_2 = -394$ kJ/mol

Generalizando, temos:

entalpia de formação = entalpia da substância

Observações:

1. O resultado negativo não significa que o $CO_{2(g)}$ tem "energia negativa", mas sim que seu conteúdo energético (entalpia) é menor do que as entalpias do C_{graf} e do $O_{2(g)}$, as quais, por convenção, são iguais a zero.
2. Qualquer outra reação em que ocorra a formação de $CO_{2(g)}$, de modo diferente do que foi apresentado, não indica a entalpia de formação do $CO_{2(g)}$. Veja, por exemplo:

$$C_{diam} + O_{2(g)} \longrightarrow CO_{2(g)} \qquad \Delta H = -395{,}9 \text{ kJ/mol}$$

Note que o ΔH (395,9 kJ/mol) desta reação é diferente do ΔH de formação (394 kJ/mol).

Os valores das entalpias de formação normalmente são apresentados em tabelas:

Entalpia padrão de formação de algumas substâncias a 25 °C e 1 atm

Substância	ΔH_f^0 (kJ/mol)	Substância	ΔH_f^0 (kJ/mol)	Substância	ΔH_f^0 (kJ/mol)
$A\ell_2O_{3(s)}$	–1676	$C_2H_5OH_{(\ell)}$	–278	$Mg(OH)_{2(s)}$	–924,7
$CO_{(g)}$	–110	$CH_3COOH_{(\ell)}$	–487,0	$NH_{3(g)}$	–46,0
$CO_{2(g)}$	–394	$CaO_{(s)}$	–635,5	$NO_{(g)}$	+90,4
$CH_{4(g)}$	–74,9	$Ca(OH)_{2(s)}$	–986,6	$NaC\ell_{(s)}$	–413
$C_2H_{6(g)}$	–84,5	$Fe_2O_{3(s)}$	–822,2	$SO_{2(g)}$	–297
$C_2H_{2(g)}$	+227	$H_2O_{(\ell)}$	–286	$SO_{3(g)}$	–396
$CH_3OH_{(\ell)}$	–238	$HC\ell_{(g)}$	–92,5	$H_2SO_{4(\ell)}$	–813,8

Esse tipo de tabela é muito útil, pois permite calcular a entalpia de muitas outras substâncias, assim como o ΔH de um grande número de reações. Para efetuarmos corretamente esses cálculos, devemos lembrar que:

a) ΔH de formação = H da substância

b) $\Delta H = H_P - H_R$

Vamos ver um exemplo de cálculo da entalpia de uma substância, ou seja, da sua entalpia de formação, a partir de uma equação termoquímica.

A equação de decomposição do mármore pode ser representada por:

$$CaCO_{3(s)} \longrightarrow CaO_{(s)} + CO_{2(g)} \qquad \Delta H = +177{,}5 \text{ kJ/mol}$$

Na tabela, encontramos as entalpias:

- $H_{CaO_{(s)}} = -635{,}5$ kJ/mol
- $H_{CO_{2(g)}} = -394$ kJ/mol

No entanto, não encontramos a entalpia de $HCaCO_{3(s)}$, que pode ser determinada da seguinte maneira:

$$\underbrace{CaCO_{3(s)}}_{H_{CaCO_{3(s)}} = ?} \longrightarrow \underbrace{CaO_{(s)} + CO_{2(g)}}_{(-635,5)\quad(-394)} \qquad \Delta H = +177,5 \text{ kJ/mol}$$

H_R $\qquad$ H_P

$$\Delta H = H_P - H_R$$

$$\Delta H = [(H_{CaO_{(s)}}) - (H_{CO_{2(g)}})] - [(H_{CaCO_{3(s)}})]$$

$$+177,5 = [(-635,5) + (-394)] - [(H_{CaCO_{3(s)}})]$$

$$+177,5 = [-635,5 - 394] - H_{CaCO_{3(s)}}$$

$$H_{CaCO_{3(s)}} = -1\,029,5 - 177,5$$

$$H_{CaCO_{3(s)}} = -1\,207 \text{ kJ/mol}$$

Entalpia de combustão



Thales Trigo

Gás butano.

São classificadas como **reações de combustão** aquelas em que uma substância, denominada **combustível**, reage com o gás oxigênio (O_2), denominado **comburente**. Por serem sempre exotérmicas, as reações de combustão apresentam $\Delta H < 0$. Veja alguns exemplos:

• Combustão completa do gás hidrogênio (H_2)

$$H_{2(g)} + 1/2\ O_{2(g)} \longrightarrow H_2O_{(\ell)}$$

• Combustão completa do gás butano (C_4H_{10})

$$C_4H_{10(g)} + 13/2\ O_{2(g)} \longrightarrow 4\ CO_{2(g)} + 5\ H_2O_{(\ell)}$$

Quando os combustíveis são formados por carbono, hidrogênio e oxigênio, os produtos das reações (combustões completas) serão sempre $CO_{2(g)}$ e $H_2O_{(\ell)}$.

A variação de entalpia na combustão completa pode ser denominada **entalpia de combustão**, **ΔH de combustão**, **calor de combustão** ou **entalpia padrão de combustão**.

Entalpia de combustão é a energia liberada na combustão completa de **1 mol** de uma substância no estado padrão.

Vejamos um exemplo:

Combustão completa do álcool etílico (C_2H_6O):

$$C_2H_6O_{(\ell)} + 3\ O_{2(g)} \longrightarrow 2\ CO_{2(g)} + 3\ H_2O_{(\ell)} \qquad \Delta H = -1\,368 \text{ kJ/mol}$$

Pela equação, podemos concluir que na combustão completa de 1 mol de $C_2H_6O_{(\ell)}$ ocorre a liberação de 1368 kJ:

entalpia de combustão do $C_2H_6O_{(\ell)} = -1\,368$ kJ/mol

Variação de entalpia (ΔH) de neutralização

A neutralização é a reação que ocorre entre o íon H^+, proveniente de um ácido, e o íon OH^-, proveniente de uma base, formando H_2O.

Genericamente, temos:

$$1\ H^+_{(aq)} + 1\ OH^-_{(aq)} \longrightarrow 1\ H_2O_{(\ell)} \quad \Delta H_{neutralização}$$

Na reação entre **um ácido e uma base fortes** — que estão totalmente dissociados —, verificamos experimentalmente que ocorre a liberação de 13,8 kcal (= 57,7 kJ) a cada 1 mol de $H_2O_{(\ell)}$ formado.

Entalpia de neutralização é o calor liberado na formação de 1 mol de $H_2O_{(\ell)}$, a partir da reação entre 1 mol de $H^+_{(aq)}$ e 1 mol de $OH^-_{(aq)}$ nas condições padrão.

Considere, por exemplo, a reação a seguir:

1 mol de $HC\ell_{(aq)}$ + 1 mol de $NaOH_{(aq)}$

$$1\ H^+_{(aq)} + 1\ C\ell^-_{(aq)} + 1\ Na^+_{(aq)} + 1\ OH^-_{(aq)} \longrightarrow 1\ Na^+_{(aq)} + 1\ C\ell^-_{(aq)} + 1\ H_2O_{(\ell)}$$

$$1\ H^+_{(aq)} + 1\ OH^-_{(aq)} \longrightarrow 1\ H_2O_{(\ell)} \qquad \Delta H = -57{,}7\ kJ$$

Nas reações de neutralização, sempre ocorrerá liberação de calor ($\Delta H_{neut} < 0$); porém, o valor do ΔH_{neut} só é constante e igual a –57,5 kJ/mol de H_2O na reação entre ácidos e bases fortes.

EXERCÍCIO RESOLVIDO

(Fuvest-SP) Considere a reação de fotossíntese e a reação de combustão da glicose representadas a seguir:

$$6\ CO_{2(g)} + 6\ H_2O_{(\ell)} \xrightarrow[luz]{clorofila} C_6H_{12}O_{6(s)} + 6\ O_{2(g)}$$

$$C_6H_{12}O_{6(s)} + 6\ O_{2(g)} \longrightarrow 6\ CO_{2(g)} + 6\ H_2O_{(\ell)}$$

Sabendo que a energia envolvida na combustão de **um** mol de glicose é $2{,}8 \cdot 10^6$ J, ao sintetizar **meio** mol de glicose, a planta irá liberar ou absorver energia? Determine o calor envolvido nessa reação.

SOLUÇÃO

A reação de combustão de um mol de glicose pode ser representada por:

$$C_6H_{12}O_{6(s)} + 6\ O_{2(g)} \longrightarrow 6\ CO_{2(g)} + 6\ H_2O_{(\ell)} \qquad \Delta H = -2{,}8 \cdot 10^6\ J$$

Já a sua síntese (reação inversa) pode ser representada por:

$$6\ CO_{2(g)} + 6\ H_2O_{(\ell)} \xrightarrow[luz]{clorofila} 1\ C_6H_{12}O_{6(s)} + 6\ O_{2(g)} \qquad \Delta H = +2{,}8 \cdot 10^6\ J$$

Podemos perceber que, para sintetizar 1 mol de $C_6H_{12}O_6$, a planta absorve $2{,}8 \cdot 10^6$ J. Assim, temos:

1 mol de $C_6H_{12}O_6$ —(absorve)— $2{,}8 \cdot 10^6$ J
0,5 mol de $C_6H_{12}O_6$ — x

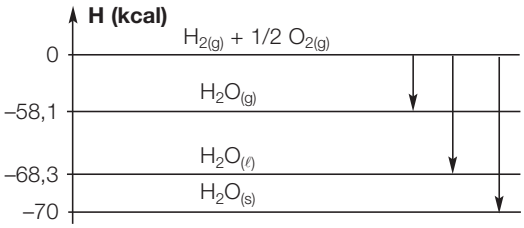
$$x = \frac{0{,}5 \text{ mol} \cdot 2{,}8 \cdot 10^6 \text{ J}}{1 \text{ mol}} \Rightarrow x = 1{,}4 \cdot 10^6 \text{ J}$$

Exercícios de classe

1. Equacione as reações de formação das seguintes substâncias, no estado padrão:

$H_2O_{(\ell)}$; $HC\ell_{(g)}$; $NO_{2(g)}$; $C_2H_{4(g)}$; $C_6H_{6(\ell)}$; $HNO_{3(g)}$.

2. Analise o diagrama a seguir:



Resolva:

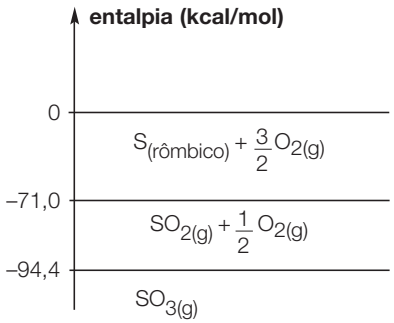
I — A síntese da água em qualquer estado físico é um processo exotérmico ou endotérmico?

II — A formação da $H_2O_{(s)}$ libera maior ou menor energia do que a formação da $H_2O_{(\ell)}$?

III — Calcule o calor liberado ou absorvido na formação de 2 mol de $H_2O_{(\ell)}$.

IV — Calcule o calor liberado ou absorvido na formação de 5 mol de $H_2O_{(s)}$.

3. (FUC-MT — mod.) Analisando o diagrama abaixo:

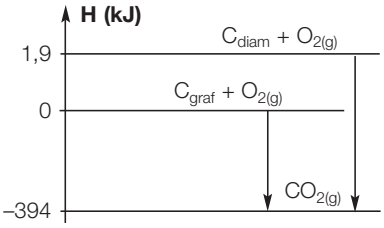


indique o valor da entalpia de formação do $SO_{3(g)}$.

4. (Fatec-SP) A combustão do gás hidrogênio pode ser representada pela equação:

a) $H_{2(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow H_2O_{(\ell)} + CO_{2(g)}$.
b) $2\ H_{2(g)} + C_{(s)} + 2\ O_{2(g)} \longrightarrow H_2O_{(g)} + CO_{2(g)}$.
c) $2\ H_{(g)} + O_{(g)} \longrightarrow H_2O_{(g)}$.
d) $2\ H_{2(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2\ H_2O_{(\ell)}$.
e) $H_{2(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow H_2O_{2(g)}$.

5. Considere a reação de combustão das variedades alotrópicas do carbono, representadas no gráfico:



Resolva as seguintes questões:

I — As duas combustões são exotérmicas ou endotérmicas?

II — Calcule o ΔH das combustões da grafite e do diamante.

III — Em qual delas ocorre maior liberação de calor?

IV — A transformação de grafite em diamante é um processo exotérmico ou endotérmico?

6. (Fuvest-SP) Determinou-se o calor de combustão de um alcano obtendo-se o valor 3 886 kJ/mol de alcano. Utilizando os dados da tabela a seguir, conclui-se que este alcano deve ser um:

Alcano	Fórmula	Calor de combustão* kJ/mol de alcano
etano	C_2H_6	1 428
propano	C_3H_8	2 044
butano	C_4H_{10}	2 658

* Reagentes e produtos gasosos a 25 °C e 1 atm.

a) pentano (C_5H_{12}).
b) hexano (C_6H_{14}).
c) heptano (C_7H_{16}).
d) octano (C_8H_{18}).
e) nonano (C_9H_{20}).

7. (PUC-MG) Sendo o ΔH de formação do óxido de cobre II igual a –37,6 kcal/mol e o ΔH de formação do óxido de cobre I igual a –40,4 kcal/mol, o ΔH da reação:

$$Cu_2O_{(s)} + 1/2\ O_{2(g)} \longrightarrow 2\ CuO_{(s)}$$

será:

a) –34,8 kcal.
b) –115,6 kcal.
c) –5,6 kcal.
d) +115,6 kcal.
e) +34,8 kcal.

8. (UNI-RIO) Os romanos utilizavam CaO como argamassa nas construções rochosas. O CaO era misturado com água, produzindo $Ca(OH)_2$, que reagia lentamente com o CO_2 atmosférico, dando calcário:

$$Ca(OH)_{2(s)} + CO_{2(g)} \longrightarrow CaCO_{3(s)} + H_2O_{(g)}$$

A partir dos dados da tabela, a variação de entalpia da reação, em kJ/mol, será igual a:

Substância	ΔH_f (kJ/mol)
$Ca(OH)_{2(s)}$	–986,1
$CaCO_{3(s)}$	–1 206,9
$CO_{2(g)}$	–393,5
$H_2O_{(g)}$	–241,8

a) +138,2.
b) –69,1.
c) –2 828,3.
d) +69,1.
e) –220,8.

Energia de ligação

Em todas as reações químicas ocorre quebra das ligações existentes nos reagentes e formação de novas ligações nos produtos. O estudo da variação de energia envolvida nesses processos nos permite determinar a variação de entalpia das reações.

Para que ocorra a quebra de ligação dos reagentes, é necessário fornecer energia; logo, estamos diante de um processo endotérmico. À medida que as ligações entre os produtos se formam, temos liberação de energia, ou seja, um processo exotérmico.

$$A — A \xrightarrow{\text{energia}} A + A \qquad \Delta H = +\mathbf{x}\ kJ$$

$$A + A \longrightarrow A — A \ (\text{energia}) \qquad \Delta H = -\mathbf{x}\ kJ$$

A energia absorvida na quebra de uma ligação é numericamente igual à energia liberada na sua formação. No entanto, a energia de ligação é definida para a quebra de ligações.

Energia de ligação é a energia absorvida na quebra de 1 mol de ligações, no estado gasoso, a 25 °C e 1 atm.

Veja alguns exemplos:

a) $1\ H — H_{(g)} \longrightarrow H_{(g)} + H_{(g)} \qquad \Delta H = +436\ kJ$

A quebra de 1 mol de ligações $H — H_{(g)}$ absorve 436 kJ; dizemos, então, que:

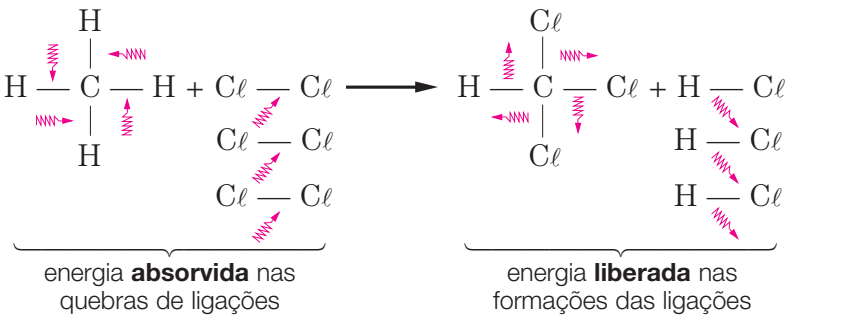
energia de ligação $H — H_{(g)} = +436$ kJ/mol

b) $1\ C\ell — C\ell_{(g)} \longrightarrow C\ell_{(g)} + C\ell_{(g)} \qquad \Delta H = +242,6$ kJ

energia de ligação $C\ell — C\ell_{(g)} = +242,6$ kJ/mol

Vejamos um exemplo do cálculo do ΔH envolvendo as energias de ligação:

$$CH_{4(g)} + 3\ C\ell_{2(g)} \longrightarrow HCC\ell_{3(g)} + HC\ell \qquad \Delta H = ?$$



energia **absorvida** nas quebras de ligações

4 C — H = 4 (413,6) = 1 653,6 kJ
3 Cℓ — Cℓ = 3 (242,6) = 727,8 kJ

energia total absorvida: 2 381,4 kJ

energia **liberada** nas formações das ligações

1 C — H = 1 (413,6) = 413,6 kJ
3 C — Cℓ = 3 (327,2) = 981,6 kJ
3 H — Cℓ = 3 (431,8) = 1 295,4 kJ

energia total liberada: 2 690,6 kJ

Como a energia liberada é maior do que a absorvida, a reação será **exotérmica**, e o seu valor absoluto:

valor maior − valor menor

$$2\,690{,}6 - 2\,381{,}4 = 309{,}2 \text{ kJ}$$

Assim:

$$CH_{4(g)} + 3\ C\ell_{2(g)} \longrightarrow HCC\ell_{3(g)} + 3\ HC\ell_{(g)} \qquad \Delta H = -309{,}2 \text{ kJ}$$

A tabela a seguir traz os valores médios de algumas energias de ligação em kJ/mol.

Ligação	Energia
H — H	436,0
H — F	563,2
H — Cℓ	431,8
H — Br	366,1
H — I	298,7
C — H	413,4
C — O	353,5
C — F	434,3

Ligação	Energia
C — Cℓ	327,2
C — Br	280,7
C — I	241,4
C — C	346,8
C = C	614,2
C ≡ C	833,4
C = O (CO_2)	804,3
H — O	463,5

Ligação	Energia
O = O	468,6
N ≡ N	945,4
N — H	391,0
N — Cℓ	192,6
F — F	153,1
Cℓ — Cℓ	242,6
Br — Br	192,8
I — I	151,0

EXERCÍCIO RESOLVIDO

(Fuvest-SP) Pode-se conceituar energia de ligação química como sendo a variação de entalpia (ΔH) que ocorre na quebra de 1 mol de uma dada ligação.
Assim, na reação representada pela equação:

$$NH_{3(g)} \longrightarrow N_{(g)} + 3\ H_{(g)}; \qquad \Delta H = 1\,170 \text{ kJ/mol } NH_3$$

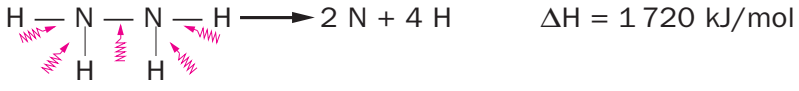
são quebrados 3 mol de ligação N — H, sendo, portanto, a energia de ligação N — H igual a 390 kJ/mol.
Sabendo-se que na decomposição:

$$N_2H_{4(g)} \longrightarrow 2\ N_{(g)} + 4\ H_{(g)}; \qquad \Delta H = 1\,720 \text{ kJ/mol } N_2H_4$$

são quebradas ligações N — N e N — H, qual o valor, em kJ/mol, da energia de ligação N — N?

SOLUÇÃO

Sabendo que a energia da ligação N — H é igual a 390 kJ/mol, vamos escrever a fórmula estrutural do N_2H_4 e fazer a sua decomposição:



São rompidas:

Ligações rompidas	Energia fornecida (kJ)	Energia total (kJ)
4 ligações N — H	4 · (390) = 1 560	(1 560 + **x**)
1 ligação N — N	1 · **x**	

Como o ΔH da reação é 1 720 kJ/mol, o valor de **x** pode ser calculado por:

$$\Delta H = 1\,560 + \mathbf{x}$$
$$1\,720 = 1\,560 + \mathbf{x}$$
$$\mathbf{x} = 160 \text{ kJ/mol}$$

Exercícios de classe

1. (UFGO) Determine a entalpia de formação de ácido clorídrico gasoso, segundo a reação representada pela equação:

$$H_{2(g)} + C\ell_{2(g)} \longrightarrow 2\ HC\ell_{(g)}$$

Dados:

$H_{2(g)} \longrightarrow 2\ H_{(g)}$ $\quad \Delta H^0 = 436$ kJ/mol

$C\ell_{2(g)} \longrightarrow 2\ C\ell_{(g)}$ $\quad \Delta H^0 = 243$ kJ/mol

$HC\ell_{(g)} \longrightarrow H_{(g)} + C\ell_{(g)}$ $\quad \Delta H^0 = 431$ kJ/mol

Indique os cálculos.

2. (Fatec-SP) Calcule a energia envolvida na reação:

$$2\ HI_{(g)} + C\ell_{2(g)} \longrightarrow I_{2(g)} + 2\ HC\ell_{(g)}$$

Expresse o resultado em kcal/mol de $HI_{(g)}$. Indique se a reação é exotérmica ou endotérmica. **Dados:**

Tipo de ligação	Energia de ligação (kcal/mol)
H — Cℓ	103
H — I	71
Cℓ — Cℓ	58
I — I	36

3. (UFMG) São conhecidos os seguintes valores de energia de ligação, a 25 °C:

Ligação	Energia de ligação (kcal/mol)
Cℓ — Cℓ	57,8
H — Cℓ	103,0
C — H	99,5
C — Cℓ	78,5

Determine a variação de entalpia, aproximada, para a reação:

$$CH_{4(g)} + C\ell_{2(g)} \longrightarrow H_3CC\ell_{(g)} + HC\ell_{(g)}$$

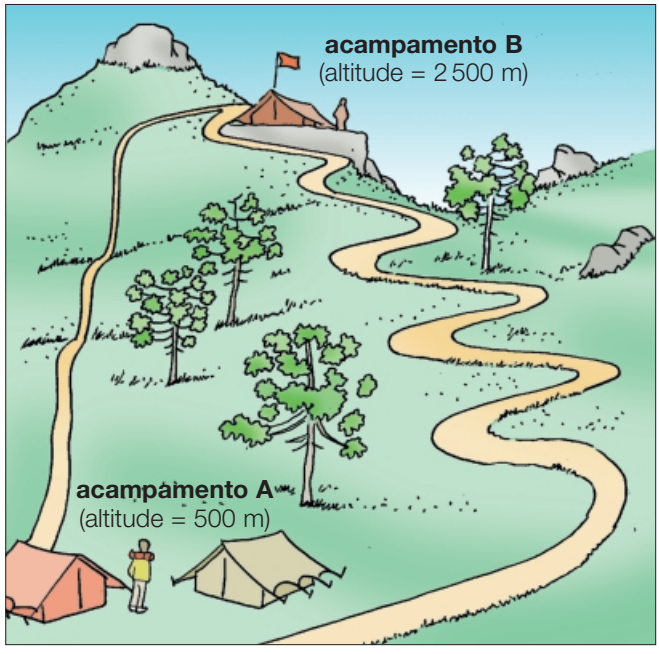
4. (MACK-SP)

$$C_2H_{4(g)} \longrightarrow 2\ C_{(g)} + 4\ H_{(g)} \quad \Delta H = 542 \text{ kcal/mol}$$

Na reação representada pela equação anterior, sabe-se que a energia da ligação C — H é igual a 98,8 kcal/mol. O valor da energia de ligação C═C, em kcal/mol, é:

a) 443,2.
b) 146,8.
c) 344,4.
d) 73,4.
e) 293,6.

LEI DE HESS



Para irmos do acampamento **A** ao acampamento **B**, a distância a ser percorrida depende do caminho escolhido, mas a diferença de altitude depende, exclusivamente, das altitudes dos dois acampamentos, ou seja, dos estados inicial e final. Da mesma maneira, a variação de entalpia (ΔH) numa dada reação só depende dos estados inicial e final e independe dos estados intermediários.

A entalpia de muitas reações químicas não pode ser determinada experimentalmente em laboratórios. Não é possível, por exemplo, determinar a entalpia de formação do álcool comum (etanol ou álcool etílico — C_2H_6O), pois não conseguimos sintetizá-lo a partir da combinação entre carbono, hidrogênio e oxigênio. Assim, a entalpia desse tipo de reação pode ser calculada a partir da entalpia de outras reações, utilizando-se uma lei estabelecida pelo químico suíço G. H. Hess, em 1840:

Lei de Hess: para uma dada reação, a variação de entalpia é sempre a mesma, esteja essa reação ocorrendo em uma ou em várias etapas.

Um exemplo simples da aplicação da lei de Hess consiste na passagem de 1 mol de $H_2O_{(\ell)}$ para o estado gasoso nas condições do estado padrão. Isso pode ser feito em uma única etapa:

$$H_2O_{(\ell)} \longrightarrow H_2O_{(g)} \qquad \Delta H = +44\ kJ$$

Poderíamos também obter $H_2O_{(g)}$ em duas etapas:

a) decomposição de 1 mol de $H_2O_{(\ell)}$: $H_2O_{(\ell)} \longrightarrow H_{2(g)} + 1/2\ O_{2(g)}$ $\Delta H = +286$ kJ

b) formação de 1 mol de $H_2O_{(g)}$: $H_{2(g)} + 1/2\ O_{2(g)} \longrightarrow H_2O_{(g)}$ $\Delta H = -242$ kJ

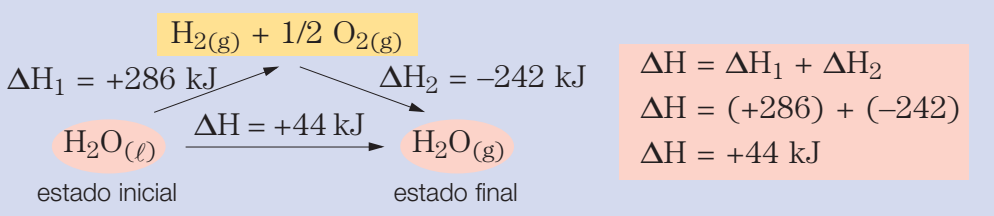
Como a reação global corresponde à soma dessas duas reações, o ΔH da reação global também corresponde à soma dos ΔH das reações envolvidas:

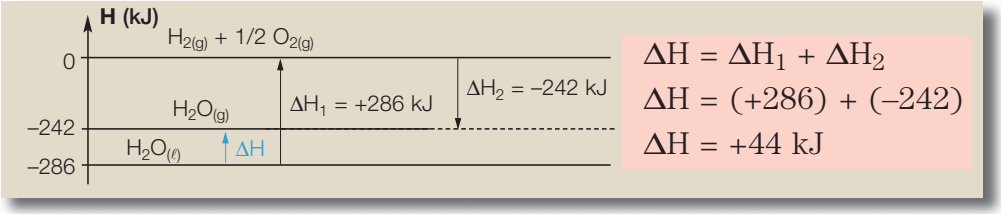
$$\begin{array}{lll} H_2O_{(\ell)} \longrightarrow H_{2(g)} + 1/2\ O_{2(g)} & \Delta H = +286\ kJ & + \\ H_{2(g)} + 1/2\ O_{2(g)} \longrightarrow H_2O_{(g)} & \Delta H = -242\ kJ & \\ \hline H_2O_{(\ell)} \longrightarrow 1\ H_2O_{(g)} & \Delta H = +44\ kJ & \end{array}$$

A lei de Hess permite concluir que o valor do ΔH do processo direto é a soma de todos os ΔH intermediários.

$$\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \ldots\ldots\ldots\ldots$$

Esse mesmo processo pode ser representado das seguintes maneiras:





Observações:

1. Quando uma equação termoquímica é multiplicada por um determinado valor, seu ΔH também será multiplicado pelo mesmo valor.
2. Quando uma equação termoquímica for invertida, o sinal de seu ΔH também será invertido.

Vamos ver outro exemplo da aplicação da lei de Hess.

Considere a equação:

$$2\ C_{graf} + 3\ H_{2(g)} + \frac{1}{2}\ O_{2(g)} \longrightarrow C_2H_6O_{(\ell)} \qquad \Delta H = ?$$

O valor do ΔH dessa reação pode ser determinado a partir de outras três equações:

- **Equação I —** combustão completa do C_{graf}

$$1\ C_{graf} + 1\ O_{2(g)} \longrightarrow 1\ CO_{2(g)} \qquad \Delta H = -394\ kJ/mol$$

• **Equação II** — combustão do hidrogênio [$H_{2(g)}$]

$$1\ H_{2(g)} + 1/2\ O_{2(g)} \longrightarrow 1\ H_2O_{(\ell)} \qquad \Delta H = -286\ kJ/mol$$

• **Equação III** — combustão completa do álcool comum (C_2H_6O)

$$1\ C_2H_6O_{(\ell)} + 3\ O_{2(g)} \longrightarrow 2\ CO_{2(g)} + 3\ H_2O_{(\ell)} \qquad \Delta H = -1\,368\ kJ/mol$$

Vamos trabalhar com as equações **I**, **II** e **III**, de modo que a soma delas nos permita obter a equação termoquímica de formação do álcool comum. Para isso devemos:

a) ter 2 mol de C_{graf} no lado dos reagentes, o que se obtém multiplicando-se a equação **I** por **2**:

$$2\ C_{graf} + 2\ O_{2(g)} \longrightarrow 2\ CO_{2(g)} \qquad \Delta H = -788\ kJ$$

b) ter 3 mol de $H_{2(g)}$ no lado dos reagentes, o que se obtém multiplicando-se a equação **II** por **3**:

$$3\ H_{2(g)} + 3/2\ O_{2(g)} \longrightarrow 3\ H_2O_{(\ell)} \qquad \Delta H = -858\ kJ$$

c) ter 1 mol de álcool comum [$1\ C_2H_6O_{(\ell)}$] no lado dos produtos, o que se obtém invertendo-se a equação **III**:

$$2\ CO_{2(g)} + 3\ H_2O_{(\ell)} \longrightarrow 1\ C_2H_6O_{(\ell)} + 3\ O_{2(g)} \qquad \Delta H = +1\,368\ kJ$$

Somando essas três equações, agora devidamente adaptadas, obteremos a equação desejada e, também, o valor de ΔH para a formação do C_2H_6O:

$$2\ C_{graf} + 2\ O_{2(g)} \longrightarrow 2\ CO_{2(g)} \qquad \Delta H = -788\ kJ$$
$$3\ H_{2(g)} + 3/2\ O_{2(g)} \longrightarrow 3\ H_2O_{(\ell)} \qquad \Delta H = -858\ kJ +$$
$$2\ CO_{2(g)} + 3\ H_2O_{(\ell)} \longrightarrow 1\ C_2H_6O_{(\ell)} + 3\ O_{2(g)} \qquad \Delta H = +1\,368\ kJ$$
$$2\ C_{graf} + 3\ H_{2(g)} + 1/2\ O_{2(g)} \longrightarrow 1\ C_2H_6O_{(\ell)} \qquad \Delta H = -278\ kJ$$

A entalpia de formação do $C_2H_6O_{(\ell)}$ é de –278 kJ/mol.

EXERCÍCIO RESOLVIDO

(Fuvest-SP) De acordo com os dados:

$$C_{graf} + 2\ H_{2(g)} \longrightarrow CH_{4(g)} \qquad \Delta H = -18\ kcal/mol\ de\ CH_4$$
$$C_{(g)} + 2\ H_{2(g)} \longrightarrow CH_{4(g)} \qquad \Delta H = -190\ kcal/mol\ de\ CH_4$$

Qual é o calor em kcal envolvido na vaporização de 120 g de C_{graf}?
(massa molar do C = 12 g mol^{-1})

SOLUÇÃO

A equação que representa a entalpia de vaporização do C_{graf} é:

$$C_{graf} \longrightarrow C_{(g)} \qquad \Delta H = ?$$

Para determinarmos o ΔH da reação devemos:
a) manter a equação **I**;
b) inverter a equação **II**.

Assim:

$C_{graf} + 2\ H_{2(g)} \longrightarrow CH_{4(g)}$ $\quad \Delta H = -18$ kcal

$CH_{4(g)} \longrightarrow C_{(g)} + 2\ H_{2(g)}$ $\quad \Delta H = +190$ kcal $\quad +$

$C_{graf} \longrightarrow C_{(g)}$ $\quad \Delta H = +172$ kcal

1 mol C_{graf} = 12 g —— absorvem —— 172 kcal

120 g —— x

x = 1 720 kcal

Exercícios de classe

1. (UFV-MG) Considere as seguintes equações:

$C + B \longrightarrow D \quad \Delta H = +300$ kJ/mol (**eq. 1**)

$A + 2\ B \longrightarrow D \quad \Delta H = -500$ kJ/mol (**eq. 2**)

a) Determine o calor da reação:

$A + B \longrightarrow C$ (**equação 3**)

b) Classifique cada uma das reações representadas pelas equações **1**, **2** e **3** como endotérmica ou exotérmica.

2. (PUC-MG) Os propelentes de aerossol são normalmente clorofluorcarbonos (CFC), que, com o seu uso contínuo, podem reduzir a blindagem de ozônio na atmosfera. Na estratosfera, os CFCs e o O_2 absorvem radiação de alta energia e produzem, respectivamente, átomos de cloro (que têm efeito catalítico para remover o ozônio) e átomos de oxigênio.

$O_2 + C\ell \longrightarrow C\ell O + [O] \longrightarrow \Delta H = +203{,}5$ kJ

$O_3 + C\ell \longrightarrow C\ell O + O_2 \longrightarrow \Delta H = -95{,}5$ kJ

O valor de ΔH, em kJ, para a reação de remoção de ozônio, representada pela equação $O_3 + [O] \longrightarrow 2\ O_2$, é igual a:

a) –299.
b) –108.
c) –12,5.
d) +108.
e) +299.

3. (UNI-RIO) O elemento químico tungstênio, de símbolo W, é muito utilizado em filamentos de lâmpadas incandescentes comuns. Quando ligado a elementos como carbono ou boro, forma substâncias quimicamente inertes e duras.

O carbeto de tungstênio, $WC_{(s)}$, é muito utilizado em ponteiras de ferramentas como perfuratrizes, esmeris, lixas para metais etc.

Essa substância pode ser obtida pela reação:

$$C_{graf} + W_{(s)} \longrightarrow WC_{(s)}$$

A partir das reações a seguir, calcule o ΔH de formação para o $WC_{(s)}$.

Dados:

$W_{(s)} + 3/2\ O_{2(g)} \longrightarrow WO_{3(s)}$

$\Delta H_{combustão} = -840$ kJ/mol

$C_{graf} + O_{2(g)} \longrightarrow CO_{2(g)}$

$\Delta H_{combustão} = -394$ kJ/mol

$WC_{(s)} + 5/2\ O_{2(g)} \longrightarrow WO_{3(s)} + CO_{2(g)}$

$\Delta H_{combustão} = -1\ 196$ kJ/mol

4. (UFPel-RS) A queima de matéria rica em carbono, em geral, seja a combustão de derivados de petróleo (negro de fumo), de madeira (carvão) etc., é representada pela seguinte equação termoquímica:

$$C_{(s)} + O_{2(g)} \longrightarrow CO_{2(g)} + 94{,}05 \text{ kcal}$$

Essa reação ocorre, normalmente, em duas etapas, a saber:

1ª etapa:

$$C_{(s)} + 1/2\ O_{2(g)} \longrightarrow CO_{(g)} + 26{,}41 \text{ kcal}$$

2ª etapa:

$$CO_{(g)} + 1/2\ O_{2(g)} \longrightarrow CO_{2(g)} + 67{,}64 \text{ kcal}$$

a) Através da soma das duas etapas da reação, mostre que a lei de Hess foi seguida.
b) As reações citadas estão representadas por equações termoquímicas. O que diferencia uma equação química simples de uma equação termoquímica?
c) Qual será o calor liberado na formação de 5 mol de monóxido de carbono?

5. (Unicamp-SP) Grafita e diamante são formas alotrópicas do carbono, cujas equações de combustão são apresentadas a seguir:

$C_{graf} + O_{2(g)} = CO_{2(g)}$; $\Delta H = -393{,}5$ kJ mol^{-1}

$C_{diam} + O_{2(g)} = CO_{2(g)}$; $\Delta H = -395{,}4$ kJ mol^{-1}

a) Calcule a variação de entalpia necessária para converter 1,0 mol de grafita em diamante.
b) Qual a variação de entalpia envolvida na queima de 120 g de grafita? (massa molar do C = 12 g mol^{-1})

Exercícios propostos

• Poder calórico

1. (UFRJ) De acordo com a Coordenadoria Municipal de Agricultura, o consumo médio carioca de coco verde é de 8 milhões de frutos por ano, mas a produção do Rio de Janeiro é de apenas 2 milhões de frutos.
Dentre as várias qualidades nutricionais da água-de-coco, destaca-se ser ela um isotônico natural. A tabela a seguir apresenta resultados médios de informações nutricionais de uma bebida isotônica comercial e da água-de-coco.

Informações nutricionais por 100 mL

	Valor energético*	Potássio	Sódio
isotônico comercial	102 kcal	10 mg	45 mg
água-de-coco	68 kcal	200 mg	60 mg

* Calor de combustão dos carboidratos.

a) Uma função importante das bebidas isotônicas é a reposição de potássio após atividades físicas de longa duração; a quantidade de água de um coco verde (300 mL) repõe o potássio perdido em duas horas de corrida. Calcule o volume, em litros, de isotônico comercial necessário para repor o potássio perdido em 2 h de corrida.

b) A tabela a seguir apresenta o consumo energético médio (em kcal/min) de diferentes atividades físicas:

Atividade	Energia gasta (kcal/min)
repousar	1,1
caminhar	3,7
nadar	10,0

Calcule o volume, em litros, de água-de-coco necessário para repor a energia gasta após 17 minutos de natação.

2. (Unicamp-SP) Agora sou eu que vou me deliciar com um chocolate — diz Naná. E continua: — Você sabia que uma barra de chocolate contém 7% de proteínas, 59% de carboidratos e 27% de lipídios e que a energia de combustão das proteínas e dos carboidratos é de 17 kJ/g e dos lipídios é de 38 kJ/g aproximadamente? Se essa barra de chocolate tem 50 g, quanto de energia ela me fornecerá?

• Processos exotérmicos e endotérmicos

3. (Fuvest-SP) Experimentalmente observa-se que, quando se dissolve etanol na água, há aumento na temperatura da mistura. Com base nesse fato, demonstre ou refute a seguinte afirmação: "A dissolução do etanol em água é um processo endotérmico".

4. (UFU-MG) São processos endotérmicos e exotérmicos, respectivamente, as mudanças de estado:

a) fusão e ebulição.
b) solidificação e liquefação.
c) condensação e sublimação.
d) sublimação e fusão.
e) sublimação e solidificação.

5. (Fuvest-SP) Considere os seguintes dados:

reagente ⟶ produto (condições padrão)

1) $C_{(grafita)} \longrightarrow C_{(diamante)}$ + 0,5 kcal/mol de C

2) $I_{(g)} \longrightarrow 1/2\ I_{2(g)}$ – 25 kcal/mol de I

3) $1/2\ C\ell_{2(g)} \longrightarrow C\ell_{(g)}$ + 30 kcal/mol de $C\ell$

Pode-se afirmar que o reagente tem maior energia do que o produto, somente em:

a) 1. c) 3. e) 1 e 3.
b) 2. d) 1 e 2.

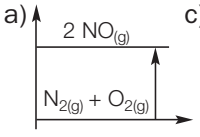
6. (UEFS-BA) Considere-se a reação:

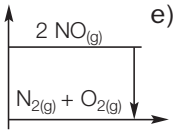
$H_{2(g)} + 1/2\ O_{2(g)} \longrightarrow H_2O_{(\ell)}$ $\Delta H = -68{,}3$ kcal

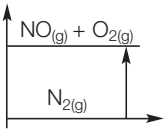
Pode-se afirmar, em relação à formação de 1 mol de água, que há:

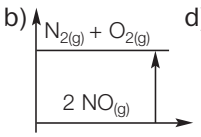
a) absorção de 68,3 kcal e a reação é endotérmica.
b) absorção de 68,3 kcal e a reação é exotérmica.
c) liberação de 68,3 kcal e a reação é exotérmica.
d) liberação de 68,3 kcal e a reação é endotérmica.
e) liberação de 68,3 kcal e a reação é atérmica.

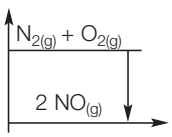
7. (PUC-MG) A 25 °C e 1 atm de pressão, um mol de nitrogênio gasoso, reagindo com um mol de oxigênio gasoso, produz monóxido de nitrogênio gasoso com absorção de 22 kcal do produto obtido. O diagrama que representa corretamente essa informação é:

a) 

c) 

e) 

b) 

d) 

• **Equação termoquímica**

8. (UFRS) Considerando a reação representada pela equação termoquímica

$N_{2(g)} + 3\ H_{2(g)} \longrightarrow 2\ NH_{3(g)} \quad \Delta H = -22$ kcal

são feitas as seguintes afirmações:

I — A quantidade de energia liberada será maior se o produto obtido for dois mol de NH_3 no estado líquido.

II — A decomposição de 6,8 g de $NH_{3(g)}$ absorve 4,4 kcal.

III — A entalpia de formação da amônia é de -11 kcal · mol^{-1}.

Quais são corretas?

a) Apenas I.
b) Apenas I e II.
c) Apenas I e III.
d) Apenas II e III.
e) I, II e III.

9. (Unicamp-SP) Uma vela é feita de um material ao qual se pode atribuir a fórmula $C_{20}H_{42}$. Qual o calor liberado na combustão de 10,0 g desta vela à pressão constante? (massas molares: C = 12 g/mol^1; H = 1 g/mol^1)

$C_{20}H_{42(s)} + 61/2\ O_{2(g)} \longrightarrow 20\ CO_{2(g)} + 21\ H_2O_{(g)}$

$\Delta H = -13\ 300$ kJ

10. (FEI-SP) Considere a equação termoquímica:

$C_2H_5OH_{(\ell)} + 3\ O_{2(g)} \longrightarrow 2\ CO_{2(g)} + 3\ H_2O$

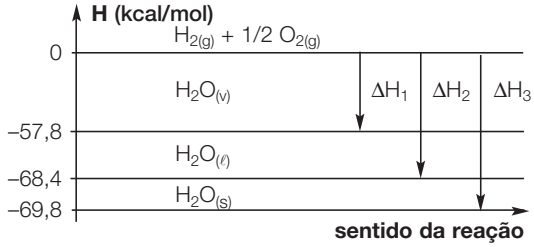
$\Delta H = 330$ kcal/mol

O volume de álcool (d = 0,782 g/mL) que, por combustão completa, libera 561/kcal é igual a: (**Dado**: M C_2H_5OH = 46 g/mol)

a) 10 mL.
b) 50 mL.
c) 100 mL.
d) 500 mL.
e) 1 000 mL.

• **Entalpia de formação e combustão**

11. (UFPel-RS) A água é a substância mais abundante em nosso planeta, ocorrendo, nos três estados físicos (sólido, líquido, gasoso), na litosfera, hidrosfera e atmosfera. Todos os seres vivos são constituídos por grandes porcentagens de água, de modo que, sem ela, a vida, tal qual a conhecemos, não existiria na Terra. Considerando o gráfico de energia, a seguir, que representa a formação da água nos diferentes estados físicos, faça o que se pede.

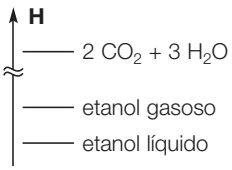


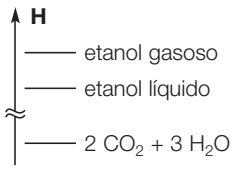
I — Escreva a equação termoquímica correspondente à formação da água no estado líquido.

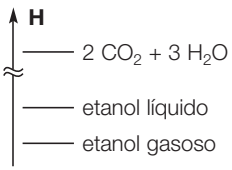
II — Observando a formação da água nos 3 estados físicos, indique em qual estado físico ocorre liberação ou absorção de maior quantidade de calor.

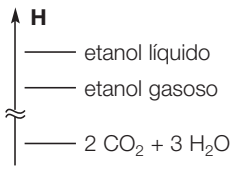
III — Determine o ΔH na transformação do vapor de água em água líquida, a partir do gráfico.

12. (UFMG) Nos diagramas a seguir as linhas horizontais correspondem a entalpias de substâncias ou de misturas de substâncias. O diagrama que qualitativamente indica as entapias relativas de 1 mol de etanol líquido, 1 mol de etanol gasoso e dos produtos da combustão de 1 mol desse álcool, 2 CO_2 + 3 H_2O, é:

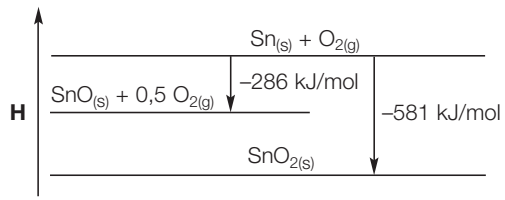
a)


c)


b)


d)


13. (Unicamp-SP) As variações de entalpia (ΔH) do oxigênio, do estanho e dos seus óxidos, a 298 K e 1 bar, estão representadas no diagrama:



Assim, a formação do $SnO_{(s)}$, a partir dos elementos, corresponde a uma variação de entalpia de –286 kJ/mol.

a) Calcule a variação de entalpia (ΔH_1) correspondente à decomposição do $SnO_{2(s)}$ nos respectivos elementos, a 298 K e 1 bar.

b) Escreva a equação química e calcule a respectiva variação de entalpia (ΔH_2) da reação entre o óxido de estanho II e o oxigênio, produzindo o óxido de estanho IV, a 298 K e 1 bar.

14. (UFCE) Um dos sistemas de propulsão de foguetes é constituído de uma mistura de hidrazina (N_2H_4) e peróxido de hidrogênio (H_2O_2). A equação representativa do processo é:

$N_2H_{4(\ell)} + 2\ H_2O_{2(\ell)} \longrightarrow N_{2(g)} + 4\ H_2O_{(g)}$

a) Determine a variação de entalpia (ΔH) da reação, a 25 °C.

b) Escreva as estruturas de Lewis (elétrons por pontos) para os reagentes.

Dados:
Calor molar de formação a 298 K:
$N_2H_{4(\ell)}$ = +12 kcal mol^{-1}
$H_2O_{2(\ell)}$ = –45 kcal mol^{-1}
$H_2O_{(g)}$ = –58 kcal mol^{-1}
(H = 1; N = 7; O = 8)

15. (UFF-RJ) A cabeça de palito de fósforo contém uma substância chamada trissulfeto de tetrafósforo. Este composto inflama na presença de oxigênio, ocorrendo, à pressão normal, a liberação de uma quantidade de calor de 3 677 kJ por mol. A reação referente ao processo está representada a seguir:

$$P_4S_{3(s)} + 8\ O_{2(g)} \longrightarrow P_4O_{10(s)} + 3\ SO_{2(g)}$$

Calcule a entalpia padrão de formação do $P_4S_{3(s)}$, considerando a seguinte tabela:

Composto	ΔH_f^0 (kJ mol^{-1})
$P_4O_{10(s)}$	–2940,0
$SO_{2(g)}$	–296,8

16. (Unicamp-SP) A combustão do metanol (CH_4O) e a do etanol (C_2H_6O) podem ser representadas pelas equações:

$$CH_4O_{(\ell)} + 3/2\ O_{2(g)} \longrightarrow CO_{2(g)} + 2\ H_2O_{(g)} \qquad \Delta H = -671\ kJ/mol$$

$$C_2H_6O_{(\ell)} + 3\ O_{2(g)} \longrightarrow 2\ CO_{2(g)} + 3\ H_2O_{(g)} \qquad \Delta H = -1\ 327\ kJ/mol$$

Sabe-se que as densidades desses dois líquidos são praticamente iguais. Na combustão de um mesmo volume de cada um, qual libertará mais calor? Mostre como você chegou a essa conclusão.
(massas molares: metanol = 32 g/mol e etanol = 46 g/mol)

17. (UFRJ) O H_2SO_4 é uma substância tão importante, devido ao seu extenso uso em processos industriais, que a quantidade de ácido sulfúrico produzido anualmente por um país é um dos indicadores de seu nível de desenvolvimento. As reações que descrevem um dos processos de obtenção desse ácido e suas respectivas entalpias a 25 °C são:

$$S_{(s)} + O_{2(g)} \longrightarrow SO_{2(g)} \qquad \Delta H = -297\ kJ$$

$$SO_{2(g)} + 1/2\ O_{2(g)} \longrightarrow SO_{3(g)} \qquad \Delta H = -99\ kJ$$

$$SO_{3(g)} + H_2O_{(\ell)} \longrightarrow H_2SO_{4(\ell)} \qquad \Delta H = -\mathbf{x}\ kJ$$

a) Sabendo-se também que:

$$H_{2(g)} + 1/2\ O_{2(g)} \longrightarrow H_2O_{(\ell)} \qquad \Delta H = -286\ kJ$$

e que a entalpia de formação (ΔH_f) do H_2SO_4 a 25 °C é igual a –814 kJ/mol, calcule o valor de **x**.

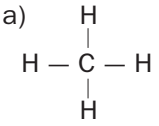
b) Escreva a fórmula estrutural do ácido sulfúrico.

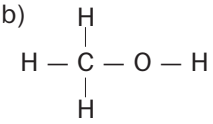
• Energia de ligação

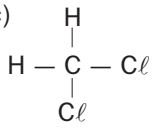
18. (UFPA) Considere as seguintes energias de ligação: kcal · mol^{-1}

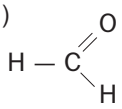
C — Cℓ ..... 81 C — H 99
C — O ..... 86 H — O 110
C = O 178

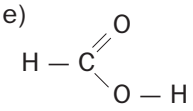
Qual dos compostos a seguir requer maior energia para se dissociar completamente em átomos, quando aquecemos 1 mol do mesmo, no estado gasoso?

a)


b)


c)


d)


e)


19. (UNI-RIO) O gás cloro ($C\ell_2$) amarelo-esverdeado é altamente tóxico. Ao ser inalado, reage com a água existente nos pulmões, formando ácido clorídrico ($HC\ell$) — um ácido forte, capaz de causar graves lesões internas, conforme a seguinte reação:

$$C\ell - C\ell + H - O - H \longrightarrow H - C\ell + H - O - C\ell$$

$$C\ell_{2(g)} + H_2O_{(g)} \longrightarrow HC\ell_{(g)} + HC\ell O_{(g)}$$

Ligação	Energia de ligação (kJ/mol; 25 °C e 1 atm)
Cℓ — Cℓ	243
H — O	464
H — Cℓ	431
Cℓ — O	205

Utilizando os dados constantes na tabela anterior, marque a opção que contém o valor correto da variação de entalpia verificada, em kJ/mol.

a) +104. c) +52. e) –104.
b) +71. d) –71.

20. (MACK-SP) Calcule a variação de entalpia na reação

$$2\ HBr_{(g)} + C\ell_{2(g)} \longrightarrow 2\ HC\ell_{(g)} + Br_{2(g)}$$

conhecendo as seguintes energias de ligação (todas nas mesmas condições de pressão e temperatura):

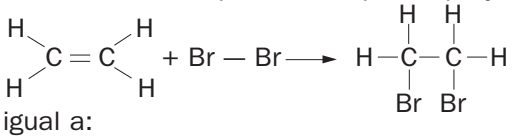
H — Br	87,4 kcal/mol
Cℓ — Cℓ	57,9 kcal/mol
H — Cℓ	103,1 kcal/mol
Br — Br	46,1 kcal/mol

a) +232,7 kcal
b) –149,2 kcal
c) +19,6 kcal
d) +145,3 kcal
e) –19,6 kcal

21. (UFRS) Dadas as energias de ligação em kcal · mol^{-1}:

C = C ⟶ 143 Br — Br ⟶ 46
C — H ⟶ 99 C — C ⟶ 80
C — Br ⟶ 66

A variação de entalpia da reação de adição de bromo ao alceno, representada pela equação



é igual a:

a) –23 kcal. c) –43 kcal. e) +401 kcal.
b) +23 kcal. d) –401 kcal.

22. Com base na tabela dada, determine a variação de entalpia da reação seguinte:

$3\ C\ell_2 + 2\ NH_3 \longrightarrow 6\ HC\ell + N_2$

Energias de ligação (kcal/mol)	
H — N	93
H — H	104
C — C	83
H — Cℓ	103
N — N	38
Cℓ — Cℓ	58
N ≡ N	225

23. (Unicamp-SP) A Lei Periódica observada por Mendeleev permitiu prever propriedades macroscópicas de elementos e de compostos desconhecidos. Mais tarde, verificou-se que propriedades como comprimento e entalpia de ligações covalentes também são propriedades relacionadas à periodicidade.
A seguir estão, parcialmente tabelados, os comprimentos e as energias de ligação das moléculas dos haletos de hidrogênio:

Haleto de hidrogênio	Comprimento da ligação em pm (picômetros)	Entalpia de ligação (kJ/mol)
H — F	92	—
H — Cℓ	127	431
H — Br	141	—
H — I	161	299

Com base nos valores tabelados, estime as energias de ligação do H — F e do H — Br mostrando claramente como você procedeu.

• Lei de Hess

24. (Cesgranrio-RJ) Considerando os processos:

I — $H_{2(g)} + 1/2\ O_{2(g)} \longrightarrow H_2O_{(\ell)}$
$\Delta H = -68{,}3$ kcal e

II — $H_{2(g)} + 1/2\ O_{2(g)} \longrightarrow H_2O_{(g)}$
$\Delta H = -57{,}8$ kcal, o valor de ΔH para $H_2O_{(g)} \longrightarrow H_2O_{(\ell)}$ é:

a) +126,1 kcal. d) –136,6 kcal.
b) –97,2 kcal. e) –21,0 kcal.
c) –10,5 kcal.

25. Um passo no processo de produção de ferro metálico, $Fe_{(s)}$, é a redução do óxido ferroso (FeO) com monóxido de carbono (CO).

$FeO_{(s)} + CO_{(g)} \longrightarrow Fe_{(s)} + CO_{2(g)} \quad \Delta H = \mathbf{x}$

Utilizando as equações termoquímicas fornecidas a seguir:

$Fe_2O_{3(s)} + 3\ CO_{(g)} \longrightarrow 2\ Fe_{(s)} + 3\ CO_{2(g)}$
$\Delta H = -25$ kJ

$3\ FeO_{(s)} + CO_{2(g)} \longrightarrow Fe_3O_{4(s)} + CO_{(g)}$
$\Delta H = -36$ kJ

$2\ Fe_3O_{4(s)} + CO_{2(g)} \longrightarrow 3\ Fe_2O_{3(s)} + CO_{(g)}$
$\Delta H = +47$ kJ

determine o valor de **x**.

26. (UFSC) As seguintes equações termoquímicas são verdadeiras quando reagentes e produtos estão no estado gasoso a **25 °C** e a **1** atmosfera de pressão.

$CH_{4(g)} + C\ell_{2(g)} \longrightarrow CH_3C\ell_{(g)} + HC\ell_{(g)}$
$\Delta H = -109$ kJ

$CH_3C\ell_{(g)} + C\ell_{2(g)} \longrightarrow CH_2C\ell_{2(g)} + HC\ell_{(g)}$
$\Delta H = -96$ kJ

$CH_2C\ell_{2(g)} + C\ell_{2(g)} \longrightarrow CHC\ell_{3(g)} + HC\ell_{(g)}$
$\Delta H = -104$ kJ

$CHC\ell_{3(g)} + C\ell_{2(g)} \longrightarrow CC\ell_{4(g)} + HC\ell_{(g)}$
$\Delta H = -100$ kJ

Qual a variação de entalpia (k Joule) correspondente à obtenção de 1 mol de cloreto de metila ($CH_3C\ell$), a partir de tetracloreto de carbono e cloreto de hidrogênio, quando reagentes e produtos forem gases a 25 °C e 1 atmosfera de pressão?

$CC\ell_{4(g)} + 3\ HC\ell_{(g)} \longrightarrow CH_3C\ell_{(g)} + 3\ C\ell_{2(g)}$

27. (UFMG) As variações de entalpia envolvidas nas etapas de formação de $NaC\ell_{(s)}$ a partir dos átomos gasosos são:

$Na_{(g)} \longrightarrow Na^+_{(g)} + e^- \quad \Delta H = +502{,}0$ kJ/mol
$C\ell_{(g)} + e^- \longrightarrow C\ell^-_{(g)} \quad \Delta H = -342{,}0$ kJ/mol
$Na^+_{(g)} + C\ell^-_{(g)} \longrightarrow NaC\ell_{(s)} \quad \Delta H = -788{,}0$ kJ/mol

a) Calcule a variação de entalpia da reação:
$Na_{(g)} + C\ell_{(g)} \longrightarrow Na^+_{(g)} + C\ell^-_{(g)}$

b) Calcule a variação de entalpia do processo global de formação de $NaC\ell_{(s)}$ a partir dos átomos gasosos.

28. Conhecidas as equações termoquímicas:

I — $\underset{\text{glicose}}{C_6H_{12}O_6} \longrightarrow 2\ \underset{\text{ácido lático}}{C_3H_6O_3}$
$\Delta H = -21$ kcal/mol glicose

II — $2\ C_3H_6O_3 + 6\ O_2 \longrightarrow 6\ CO_2 + 6\ H_2O$
$\Delta H = -326$ kcal/mol ácido lático

determine o calor liberado na combustão de 1 mol de glicose:

$C_6H_{12}O_6 + 6\ O_2 \longrightarrow 6\ CO_2 + 6\ H_2O$

29. (Vunesp-SP) A reação entre alumínio e óxido de ferro III pulverizados é exotérmica e fornece, como produtos, ferro metálico e óxido de alumínio III sólidos.

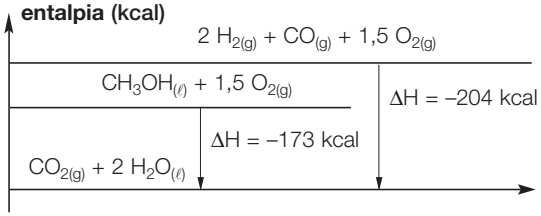
a) Escreva a equação balanceada da reação, indicando os estados de agregação de reagentes e produtos.

b) Calcule a variação de entalpia deste processo químico a partir das entalpias de reação dadas a seguir:

$$2\ Fe_{(s)} + 3/2\ O_{2(g)} \longrightarrow Fe_2O_{3(s)} \qquad \Delta H_1 = -824{,}2\ kJ/mol$$

$$2\ A\ell_{(s)} + 3/2\ O_{2(g)} \longrightarrow A\ell_2O_{3(s)} \qquad \Delta H_2 = -1\ 676\ kJ/mol$$

30. (Cesgranrio-RJ) Dado o esquema a seguir, estabelecido nas condições padrão:



Sabendo que a entalpia padrão de formação do $CO_{(g)}$ é igual a –26 kcal/mol, calcule a entalpia padrão de formação do metanol líquido.



Faça você mesmo

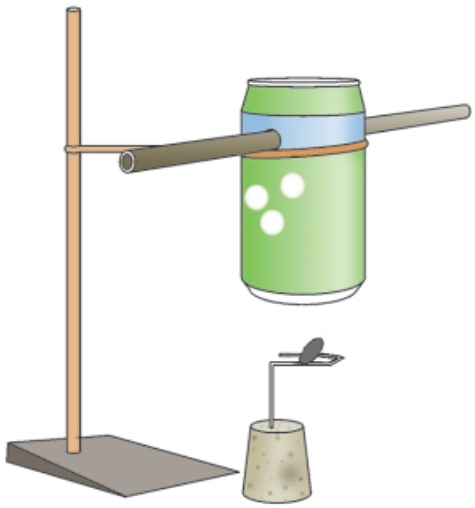
Medindo variações de energia

Para determinar o calor envolvido em processos químicos ou físicos, usamos um dispositivo denominado **calorímetro**.

Podemos medir essas quantidades de energia, sem muita precisão, usando um calorímetro "doméstico".

Material

1 lata de refrigerante vazia
1 rolha de cortiça
1 suporte universal com garra
1 clipe metálico
1 termômetro
1 vareta
Amendoins sem casca
Fósforos
Balança digital



De posse desses materiais, montaremos o equipamento, de acordo com a figura ao lado.

Procedimento

Coloque 200 mL de água na lata vazia. Determine e anote a temperatura da água. Com o auxílio de uma balança digital, determine e anote a massa de um amendoim.

A seguir, coloque o amendoim no suporte feito com a rolha, a aproximadamente 2 cm do fundo da lata. Use o fósforo para atear fogo no amendoim.

Enquanto o amendoim queima, agite a água contida na lata com o termômetro, o que provocará a homogeneização do sistema.

Quando a queima terminar, verifique a temperatura da água e anote. Determine também a massa final do amendoim e anote.

Para conhecer a quantidade de energia liberada na queima do amendoim, relacione a diminuição da sua massa com o aumento da temperatura da água.

Observação:

Você pode repetir esse procedimento usando outros materiais no lugar do amendoim e comparar a quantidade de calor liberada por grama de cada material. Sugestões: grão de soja; pedaço de gordura animal, de vela, de bife, de pão seco etc.

UNIDADE 13

Óxido-redução

INTRODUÇÃO

As reações que envolvem perda e ganho de elétrons são denominadas **reações de óxido-redução**. Algumas delas são muito importantes no mundo que nos cerca e estão presentes nos processos que permitem a manutenção da vida.

CEDOC



A foto mostra bolhas de oxigênio sendo liberadas por planta aquática.

A fotossíntese é um exemplo de reação de óxido-redução. As moléculas de clorofila utilizam energia luminosa para produzir o gás oxigênio:

$$6\ CO_2 + 6\ H_2O \longrightarrow C_6H_{12}O_6 + 6\ O_2$$

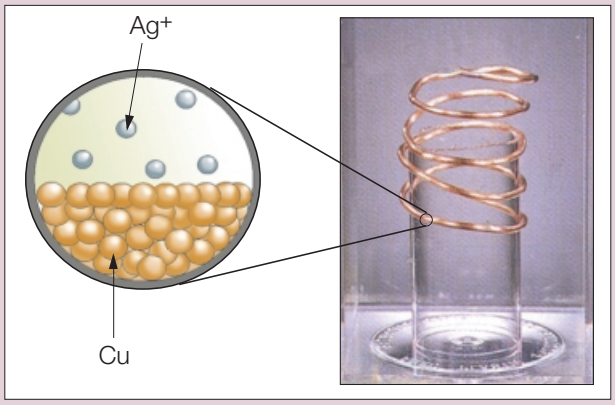
Tanto a fotossíntese como o metabolismo da glicose no organismo:

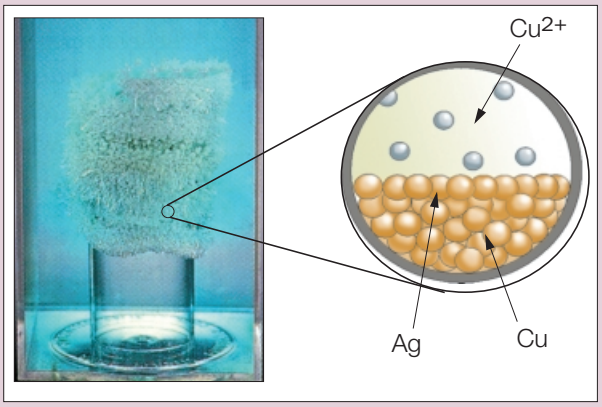
$$C_6H_{12}O_6 + 6\ O_2 \longrightarrow 6\ CO_2 + 6\ H_2O$$

são reações de óxido-redução.

Todas as reações de óxido-redução ocorrem com a transferência de elétrons. Esse processo de transferência de elétrons pode ser evidenciado por um experimento bastante simples.

Ao introduzirmos um fio de cobre (Cu) numa solução aquosa de nitrato de prata ($AgNO_3$), verificamos, após certo tempo, que ocorre a formação de um depósito de prata e que a solução adquire a cor azul, característica dos íons Cu^{2+}.





Fotos: Thales Trigo

Nas reações de óxido-redução, como a demonstrada na foto, ocorre transferência de elétrons.

As reações envolvidas podem ser representadas pelas equações:

$$Cu^0 \longrightarrow Cu^{2+} + 2\ e^-$$ perda de elétrons

$$2\ Ag^+ + 2\ e^- \longrightarrow 2\ Ag^0$$ ganho de elétrons

Neste exemplo, cada reação é denominada **semi-reação**.

Quando representamos a **reação global**, ou seja, a soma das duas semi-reações, cancelamos os elétrons:

$$Cu + 2\ Ag^{+} \longrightarrow Cu^{2+} + 2\ Ag$$

Podemos notar que, devido à transferência de elétrons, ocorreu uma mudança na carga elétrica das espécies químicas. Essas cargas elétricas são denominadas **número de oxidação** (**Nox**).

O conhecimento do número de oxidação é de grande importância para o entendimento dos processos de óxido-redução.

Vamos agora estudar as maneiras de determiná-lo.

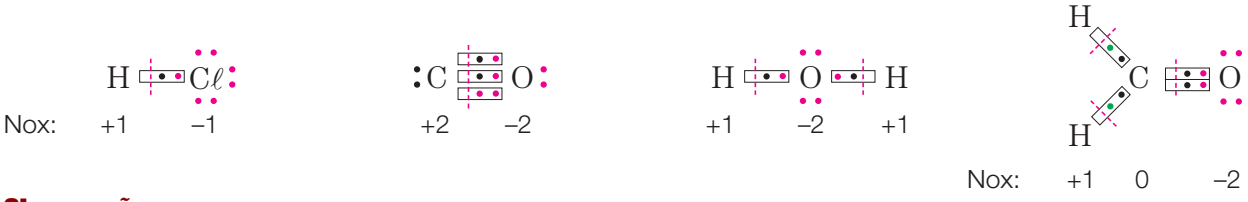
NÚMERO DE OXIDAÇÃO (Nox)

O número de oxidação nos ajuda a entender como os elétrons estão distribuídos entre os átomos que participam de um composto iônico ou de uma molécula.

Nos compostos iônicos, o Nox corresponde à própria carga do íon. Essa carga equivale ao número de elétrons perdidos ou recebidos na formação do composto.

Composto iônico	$Na^{+}\ C\ell^{-}$	$Ca^{2+}\ O^{2-}$	$A\ell^{3+}\ F_3^{-}$	$Fe_2^{3+}\ S_3^{2-}$
Nox	+1 −1	+2 −2	+3 −1	+3 −2

Nos compostos moleculares, não existe transferência definitiva de elétrons. Assim, o Nox corresponde à carga elétrica que o átomo iria adquirir se a ligação fosse rompida. Desse modo, o átomo de maior eletronegatividade receberia os elétrons do outro átomo:



Observações:

1. O Nox deve ser determinado para cada átomo, isoladamente.
2. Nos compostos iônicos, o Nox é a própria carga de cada íon.
3. Nos compostos moleculares, o Nox é uma carga imaginária, e o Nox negativo é atribuído ao átomo de maior eletronegatividade.

REGRAS PARA A DETERMINAÇÃO DO Nox

Veremos, a seguir, um conjunto de regras que permite a determinação dos números de oxidação de uma maneira bastante simples, sem que seja necessário construir as fórmulas eletrônicas dos compostos.

1. O Nox de cada átomo em uma substância simples é sempre **zero**.

Neste caso, como os átomos apresentam a mesma eletronegatividade, numa eventual quebra da ligação, nenhum perde ou ganha elétrons.

Exemplos:

$$O_2,\ O_3,\ P_4,\ S_8,\ C_{graf},\ C_{diam}$$

2. O Nox de um íon monoatômico é sempre igual à sua própria carga.

	K^{+}	Ba^{2+}	F^{-}	N^{3-}
Nox:	+1	+2	−1	−3

3. Existem elementos que apresentam Nox fixo em seus compostos.

	Nox	Exemplos
Metais alcalinos (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr)	+1	$NaC\ell$ (+1) K_2SO_4 (+1)
Metais alcalino-terrosos (Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra)	+2	CaO (+2) $MgC\ell_2$ (+2)
Zinco (Zn)	+2	$ZnSO_4$ (+2) ZnO (+2)
Prata (Ag)	+1	$AgC\ell$ (+1) Ag_2SO_4 (+1)
Alumínio ($A\ell$)	+3	$A\ell_2(SO_4)_3$ (+3) $A\ell_2O_3$ (+3)

4. O Nox do elemento hidrogênio (H) nas substâncias compostas é geralmente +1.

	HBr	H_2SO_4	$C_6H_{12}O_6$
Nox:	+1	+1	+1

Quando o hidrogênio estiver ligado a metal, formando hidretos metálicos, seu Nox é –1.

	NaH	CaH_2
Nox:	–1	–1

5. O Nox do elemento oxigênio (O), na maioria dos seus compostos, é –2.

	CO	H_2O	H_2SO_4	$C_6H_{12}O_6$
Nox:	–2	–2	–2	–2

No composto fluoreto de oxigênio (OF_2), como o flúor é mais eletronegativo, o Nox do oxigênio é +2:

	OF_2
Nox:	+2

Nos peróxidos $(O_2)^{2-}$, o Nox do oxigênio é –1.

	H_2O_2	Na_2O_2
Nox:	+1 | –1 +2 | –2	+1 | –1 +2 | –2
Soma dos Nox:	zero	zero

6. Os halogênios apresentam Nox = –1 quando formam compostos binários (2 elementos), nos quais são mais eletronegativos.

$HC\ell$	$MnBr_2$	CF_4
–1	–1	–1

7. A soma dos Nox de todos os átomos constituintes de um composto iônico ou molecular é sempre **zero**.

	$NaC\ell$	$HC\ell$	CaO	CO
Nox:	+1 –1	+1 –1	+2 –2	+2 –2
Soma dos Nox:	zero	zero	zero	zero

Conhecendo essas regras, podemos calcular o Nox de muitos outros elementos.

Vejamos dois exemplos:

- Determinação do Nox do fósforo (P) no H_3PO_4:

H_3PO_4

$H_3\ P\ O_4$

+1	x	–2
+3	x	–8

Elemento	Atomicidade	·	Nox do átomo		
H	3	·	+1	=	+3
P	1	·	x	=	x
O	4	·	–2	=	–8

(+3) + (x) + (–8) = 0

x = +5

O Nox do fósforo (P) é +5.

- Determinação do Nox do enxofre (S) no $A\ell_2(SO_4)_3$:

Uma das maneiras usadas para determiná-lo consiste em representar a fórmula sem o uso de parênteses. Assim, temos:

$A\ell_2(SO_4)_3 \Rightarrow A\ell_2\ S_3\ O_{12}$

+3	x	–2
+6	3x	–24

(+6) + (3x) + (–24) = 0 x = +6

O Nox do enxofre (S) é +6.

8. Num íon composto, o somatório dos Nox é igual à carga do íon.

- Determinação do Nox do cromo (Cr) no $(Cr_2O_7)^{2-}$:

$Cr_2O_7^{2-}$

x	–2
2x	–14

Elemento	Atomicidade	.	Nox do átomo		
Cr	2	.	x	=	2x
O	7	.	–2	=	–14

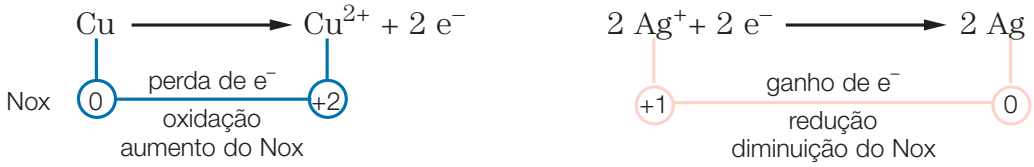
(2x) + (–14) = –2 (carga do íon)

x = +6

O Nox do cromo (Cr) é +6.

VARIAÇÃO DO NOX NAS REAÇÕES DE ÓXIDO-REDUÇÃO

Retomando o exemplo da reação entre o cobre e a solução aquosa de nitrato de prata e associando-o ao conceito de Nox, temos:



A semi-reação em que ocorre **perda de elétrons** é denominada **reação de oxidação**. A semi-reação em que ocorre **ganho de elétrons** é denominada **reação de redução**.

Neste exemplo, o cobre (**Cu**) **sofre oxidação** e é denominado **agente redutor**, pois, ao ceder elétrons aos íons prata (Ag^+), provoca sua redução.

Os íons prata (Ag^+) **sofrem redução** e agem como **agente oxidante**, pois, ao receberem elétrons do cobre (Cu), provocam sua oxidação.

Para esta reação, temos:

Cu: perde elétrons → sofre oxidação → agente redutor

Ag^+: ganha elétrons → sofre redução → agente oxidante

Exercícios de classe

1. O enxofre é um sólido amarelo encontrado livre na natureza, em regiões nas quais ocorreram fenômenos vulcânicos. Suas variedades alotrópicas são: (α) rômbico e (β) monoclínico.

O enxofre participa da constituição de várias substâncias e íons, tais como: S_8, H_2S, SO_2, H_2SO_3, SO_3, H_2SO_4, SO_4^{2-}, $Na_2S_2O_3$ e $A\ell_2(SO_4)_3$. Determine o Nox do enxofre em cada uma dessas espécies químicas.

2. (Puccamp-SP) Descobertas recentes da Medicina indicam a eficiência do óxido nítrico (NO) no tratamento de determinado tipo de pneumonia. Sendo facilmente oxidado pelo oxigênio e NO_2, quando preparado em laboratório, o ácido nítrico deve ser recolhido em meio que não contenha O_2. Os números de oxidação do nitrogênio no NO e NO_2 são, respectivamente:

a) +3 e +6.
b) +2 e +4.
c) +2 e +2.
d) zero e +4.
e) zero e +2.

3. (Vunesp-SP) No mineral perovsquita, de fórmula mínima $CaTiO_3$, o número de oxidação do titânio é:

a) +4.
b) +2.
c) +1.
d) –1.
e) –2.

4. (UFPA) Nas substâncias:

$C\ell_2$ KCℓ NaCℓO_4 A$\ell C\ell_3$

os números de oxidação do cloro são respectivamente:

a) 0, –1, +7, –3.
b) 0, –1, +7, –1.
c) –1, +1, –1, +7.
d) –1, 0, –7, +1.
e) 0, +1, –7, +3.

5. (Cesgranrio-RJ) Nas espécies químicas HF, HIO_3, HCℓO, $C\ell O_4^-$ e BrO_3^-, os números de oxidação dos halogênios são, respectivamente:

a) +1, +5, +1, +4, +3.
b) +1, +5, +1, –5, –1.
c) –1, +5, +1, +7, +5.
d) –1, –5, +1, –7, –3.
e) 0, +6, –1, +7, –5.

6. (Fuvest-SP) Na reação:

$$H_2S + I_2 \longrightarrow S + 2\ HI$$

as variações dos números de oxidação do enxofre e do iodo são, respectivamente:

a) +2 para zero e zero para +1.
b) zero para +2 e +1 para zero.
c) zero para –2 e –1 para zero.
d) zero para –1 e –1 para zero.
e) –2 para zero e zero para –1.

7. (UFRS) Por efeito de descargas elétricas, o ozônio pode ser formado, na atmosfera, a partir da seqüência de reações representadas a seguir:

I — $N_2 + O_2 \longrightarrow 2\ NO$
II — $2\ NO + O_2 \longrightarrow 2\ NO_2$
III — $NO_2 + O_2 \longrightarrow NO + O_3$

Considerando as reações no sentido direto, pode-se afirmar que ocorre oxidação do nitrogênio:

a) apenas em **I**.
b) apenas em **II**.
c) apenas em **I** e **II**.
d) apenas em **I** e **III**.
e) em **I**, **II** e **III**.

8. (Cesgranrio-RS) Observe a reação:

$$SnC\ell_2 + 2\ HC\ell + H_2O_2 \longrightarrow SnC\ell_4 + 2\ H_2O.$$

A partir dela, podemos afirmar corretamente que:

a) o Sn e o Cℓ sofrem oxidação.
b) o Sn sofre oxidação, e o O, redução.
c) o Sn sofre oxidação, e o HCℓ, redução.
d) a H_2O_2 sofre redução, e o Cℓ, oxidação.
e) a H_2O_2 sofre oxidação, e o Sn, redução.

9. Considere as informações:

I — Uma solução aquosa de $CuSO_4$ apresenta cor azul.
II — Uma solução aquosa de $NiSO_4$ apresenta cor verde.
III — Cobre metálico apresenta cor avermelhada.
IV — Numa solução aquosa de $CuSO_4$ existem os íons $Cu^{2+}_{(aq)}$ e $SO^{2-}_{4(aq)}$, e o íon $Cu^{2+}_{(aq)}$ é o responsável pela cor da solução.
V — Numa solução aquosa de $NiSO_4$ existem os íons $SO^{2-}_{4(aq)}$ e $Ni^{2+}_{(aq)}$, e este último é o responsável pela cor verde.

Escreva as semi-reações envolvidas no experimento a seguir:



Solução azul — Lâmina de $Ni_{(s)}$ — Solução verde

Em seguida determine quais espécies químicas sofreram oxidação e redução.

10. (UFRS) A cebola, por conter derivados de enxofre, pode escurecer talheres de prata. Este fenômeno pode ser representado pela equação:

$$4\ Ag_{(s)} + 2\ H_2S_{(g)} + O_{2(g)} \dashrightarrow 2\ Ag_2S_{(s)} + 2\ H_2O_{(\ell)}$$

A respeito deste fato, pode-se afirmar que:

a) a prata sofre redução.
b) a prata é o agente redutor.
c) o oxigênio sofre oxidação.
d) o H_2S é o agente oxidante.
e) o enxofre sofre redução.

BALANCEAMENTO DAS EQUAÇÕES DAS REAÇÕES DE ÓXIDO-REDUÇÃO

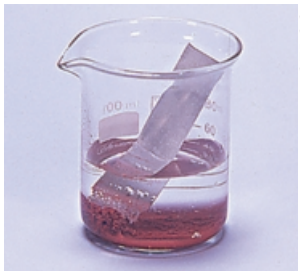
Como nas reações de óxido-redução ocorre transferência de elétrons, para balanceá-las devemos **igualar** o **número de elétrons perdidos** e **recebidos**. Para isso, devemos inicialmente determinar o número de elétrons perdidos ou recebidos para cada espécie química, que corresponde à variação do Nox (ΔNox).

A partir desse conhecimento, iremos determinar a quantidade necessária de cada espécie para obter a igualdade do número de elétrons. Vejamos alguns exemplos:

1º exemplo — Uma lâmina de alumínio ($A\ell$) foi mergulhada numa solução aquosa de sulfato de cobre ($CuSO_4$), ocorrendo a formação de cobre metálico (Cu) e de sulfato de alumínio [$A\ell_2(SO_4)_3$].

Thales Trigo



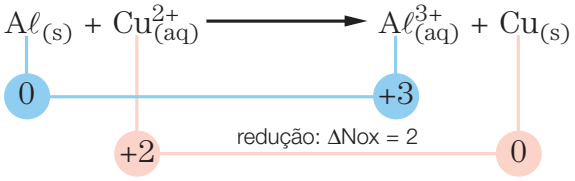


CEDOC

Essa reação pode ser representada, na forma iônica, da seguinte maneira:

$$A\ell_{(s)} + Cu^{2+}_{(aq)} \longrightarrow A\ell^{3+}_{(aq)} + Cu_{(s)}$$

Inicialmente devemos determinar o Nox de cada espécie e suas variações.



- cada $A\ell$ perde 3 e^- ΔNox = 3
- cada Cu^{2+} recebe 2 e^- ΔNox = 2

A seguir devemos igualar o número de elétrons:

1 átomo de $A\ell$ perde 3 e^- → 2 átomos de $A\ell$ perdem 6 e^-

1 íon de Cu^{2+} recebe 2 e^- → 3 íons de Cu^{2+} recebem 6 e^-

Esses números de átomos correspondem aos coeficientes dessas espécies; a partir deles determinamos os coeficientes das outras espécies, obtendo a equação balanceada:

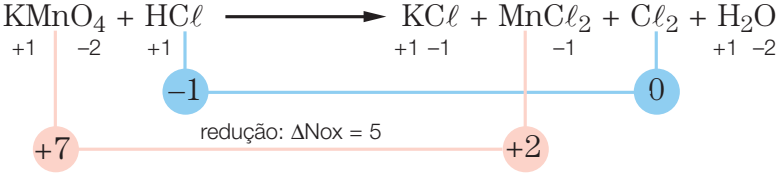
$$2\,A\ell_{(s)} + 3\,Cu^{2+}_{(aq)} \longrightarrow 2\,A\ell^{3+}_{(aq)} + 3\,Cu_{(s)}$$

2º exemplo — Quando uma solução aquosa de permanganato de potássio ($KMnO_4$), de cor violeta, é tratada com ácido clorídrico ($HC\ell$), ela sofre uma descoloração, ou seja, torna-se incolor.

A reação pode ser representada por:

$$KMnO_4 + HC\ell \longrightarrow KC\ell + MnC\ell_2 + C\ell_2 + H_2O$$

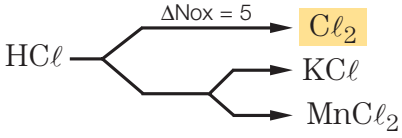
Inicialmente, determinamos a variação do Nox (ΔNox) de cada elemento:



Todo o manganês (Mn) presente no $KMnO_4$ sofreu redução, originando o $MnC\ell_2$:

$$KMnO_4 \xrightarrow{\Delta Nox = 5} MnC\ell_2$$

O cloro presente no $HC\ell$ originou $KC\ell$, $MnC\ell_2$ e $C\ell_2$, mas somente uma parte dos seus átomos oxidou-se, originando o $C\ell_2$, que é a parte que nos interessa:



Relacionando o ΔNox com a quantidade de $C\ell_2$ formada, notamos que cada cloro que forma $C\ell_2$ perde 1 elétron; como são necessários 2 cloros para formar cada $C\ell_2$, nessa formação foram perdidos 2 elétrons. Assim, temos:

- $KMnO_4$ = ΔNox = 5;
- $C\ell_2$ = 2 (ΔNox) = 2.

A seguir, determinamos os coeficientes para cada espécie em que houve variação do Nox, sabendo que isso pode ser feito simplesmente atribuindo o ΔNox de uma espécie como coeficiente da outra espécie. Assim, temos:

- $KMnO_4$ = ΔNox = 5 $\Rightarrow$ 5 será o coeficiente do $C\ell_2$;
- $C\ell_2$ = 2 (ΔNox) = 2 $\Rightarrow$ 2 será o coeficiente do $KMnO_4$.

Agora, conhecendo os coeficientes do $KMnO_4$ e do $C\ell_2$, podemos determinar os outros pelo método das tentativas, e teremos a equação balanceada:

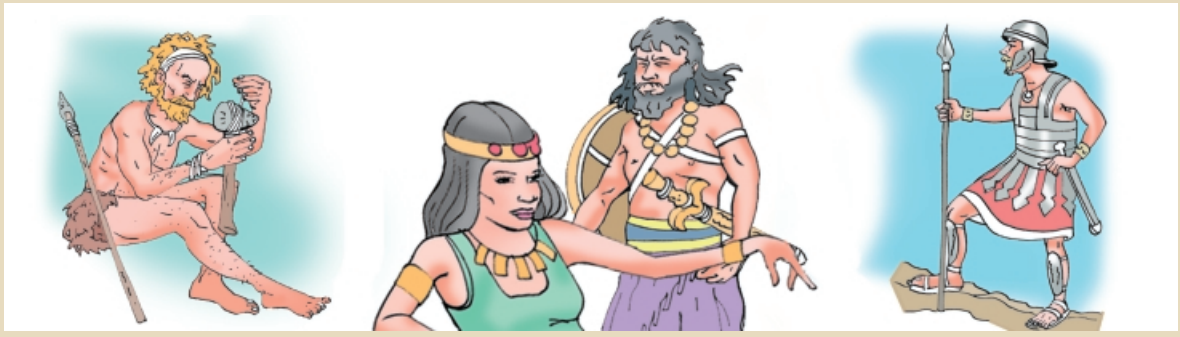
$$2\ KMnO_4 + 16\ HC\ell \longrightarrow 2\ KC\ell + 2\ MnC\ell_2 + 5\ C\ell_2 + 8\ H_2O$$



L E I T U R A

Metais

Há cerca de 10 mil anos os seres humanos viviam na chamada Idade da Pedra. Os objetos desse período eram feitos de pedra, madeira e ossos. Com a descoberta do bronze (há aproximadamente 6 mil anos) foram fabricados armamentos, bem como as jóias e as moedas de ouro. É a chamada Idade do Bronze. Contudo, uma nova descoberta propiciaria a fabricação de objetos mais duros e resistentes que o bronze: trata-se da descoberta do ferro (4 mil anos atrás).



Folha de S. Paulo, 26/09/01.

Idade da Pedra
(10 mil anos)



ferramentas feitas de pedra

Idade do Bronze
(6 mil anos)



armas feitas de bronze; jóias e moedas feitas de ouro

Idade do Ferro
(4 mil anos)



ligas de ferro são mais duras e resistentes que o bronze

Com o uso da eletricidade
(200 anos atrás)

obtenção de sódio, potássio e alumínio

A maioria dos metais aparece na crosta terrestre na forma de compostos, principalmente óxidos e sulfetos. Somente alguns deles — por exemplo, ouro (Au), prata (Ag), platina (Pt), cobre (Cu) e mercúrio (Hg) — são encontrados livres, no estado nativo.

Isso se deve ao fato de esses metais serem pouco reativos.

Muitos dos metais que utilizamos no dia-a-dia são obtidos a partir de seus minérios por meio de um processo chamado, genericamente, **metalurgia**. Na metalurgia, são utilizadas várias reações de óxido-redução.

Vejamos alguns minérios e os metais obtidos a partir deles.

hematita (Fe_2O_3)	→	Fe
bauxita ($A\ell_2O_3$)	→	$A\ell$
pirolusita (MnO_2)	→	Mn
cassiterita (SnO_2)	→	Sn
blenda (ZnS)	→	Zn
galena (PbS)	→	Pb

Reservas minerais no Brasil



Fonte: Mirian e Mirian. *Os recursos minerais e energéticos* — módulo 5. São Paulo, Nova Geração, 2000.

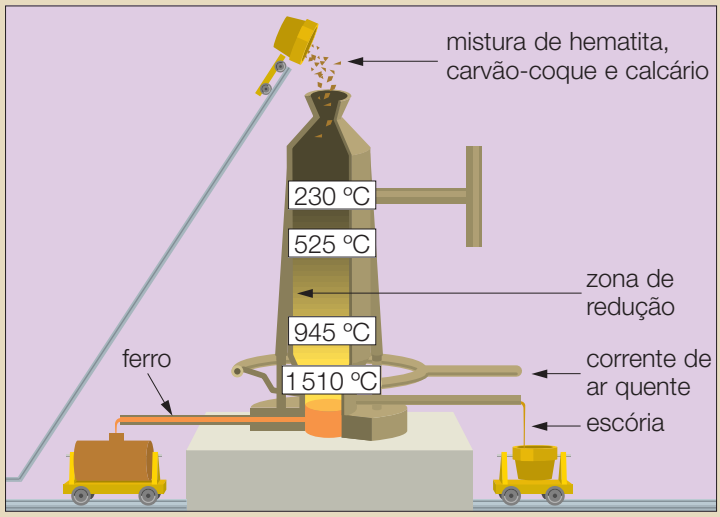
Obtenção do ferro

O processo mais utilizado na produção do ferro é o alto-forno.

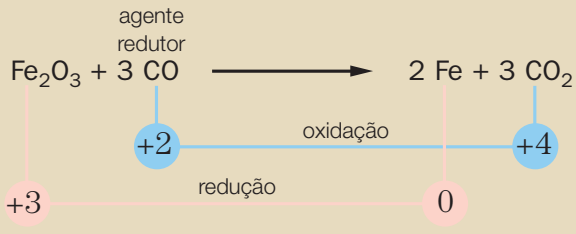
Nesse processo, deve-se inicialmente carregar o alto-forno com carvão-coque (C), que, através da combustão, irá aquecer o alto-forno antes de ele receber sucessivas camadas de minério.

O material que irá sofrer combustão é lançado no alto-forno pela parte superior e consiste em uma mistura formada por hematita (Fe_2O_3), carvão-coque (C) e calcário ($CaCO_3$), que serve como fundente, ou seja, uma substância que diminui o ponto de fusão do minério. Uma corrente de ar quente é injetada na parte inferior, o que favorece a combustão do carvão-coque:

$$2\ C + O_2 \xrightarrow{\Delta} 2\ CO$$



À medida que o monóxido de carbono (CO) se forma, ele reage com a hematita (Fe_2O_3), reduzindo-a. Dizemos, então, que o CO é o agente redutor do minério de ferro, e essa reação pode ser representada pela equação ao lado:



Na parte inferior do alto-forno obtém-se a escória — constituída de várias impurezas e metassilicato ($CaSiO_3$), que pode ser utilizada para produzir cimento; e o **ferro-gusa**, que contém de 2% a 5% de carbono. Para a fabricação do aço, que é uma liga contendo de 0,1 % a 1,7% de carbono, o ferro-gusa deve ser purificado, ou seja, deve-se diminuir o seu teor de carbono.

O quadro a seguir nos mostra a composição, a propriedade e o uso de alguns tipos de aço:

Tipo de aço	Composição	Propriedade	Uso
inox	73% Fe, 18% Cr, 8% Ni,1% C	resiste à corrosão	faqueiros, panelas
tungstênio	94% Fe, 5% W, 1% C	extremamente duro	ferramentas de corte
manganês	86% Fe,13% Mn, 1% C	dureza	trilhos

O manganês que entra na composição de alguns aços é obtido misturando-se a pirolusita com o alumínio em pó, os quais são aquecidos em forno; o manganês também pode ser obtido mediante processo eletrolítico.

EXERCÍCIO RESOLVIDO

(PUC-RS — mod.) A análise do ferro em um minério pode ser realizada por método volumétrico, utilizando-se dicromato de potássio.

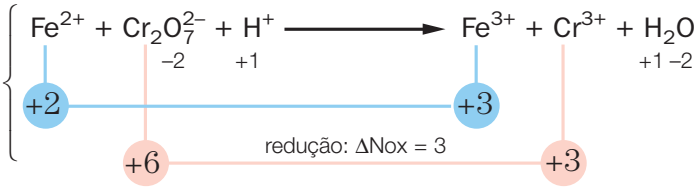
A reação envolvida nesse método, na sua forma iônica, pode ser expressa pela equação a seguir:

$$.... Fe^{2+} + ... Cr_2O_7^{2-} + ... H^+ \longrightarrow .... Fe^{3+} + ... Cr^{3+} + ... H_2O$$

Determine os menores coeficientes inteiros para todas as espécies envolvidas na reação.

SOLUÇÃO

Inicialmente devemos determinar o Nox de todos os elementos e verificar quais deles apresentaram variação do Nox:



Percebemos que:

- todo Fe^{2+} oxidou-se, originando Fe^{3+}:
  $Fe^{2+} \xrightarrow{\Delta Nox = 1} Fe^{3+}$
- cada Fe^{2+}, ao se oxidar a Fe^{3+}, perdeu 1 elétron:
  $Fe^{2+} = 1\ (\Delta Nox) = 1$
- todo crômio presente no $Cr_2O_7^{2-}$ reduziu-se, originando Cr^{3+}:
  $Cr_2O_7^{2-} \xrightarrow{\Delta Nox = 3} Cr^{3+}$
- cada crômio ganhou 3 elétrons; como há 2 crômios no $Cr_2O_7^{2-}$, o número total de elétrons recebidos é igual a 6:
  $Cr_2O_7^{2-} = 2\ (\Delta Nox) = 6$

Igualando-se o número de elétrons cedidos e recebidos, temos:

- Fe^{2+} —— 1 $(\Delta Nox) = 1 \Rightarrow$ 6 será o coeficiente do Fe^{2+}
- $Cr_2O_7^{2-}$ — 2 $(\Delta Nox) = 6 \Rightarrow$ 1 será o coeficiente do $Cr_2O_7^{2-}$

A partir desses coeficientes determinamos os demais:

$$6\ Fe^{2+} + 1\ Cr_2O_7^{2-} + 14\ H^+ \longrightarrow 6\ Fe^{3+} + 2\ Cr^{3+} + 7\ H_2O$$

Nas reações iônicas, podemos verificar se o balanceamento está correto pela comparação do total de cargas no lado dos reagentes e no lado dos produtos.

$$\underbrace{6(+2) \quad 1(-2) \quad 14(+1)}_{+24} = \underbrace{6(+3) \quad 2(+3) \quad 7(0)}_{+24}$$

Exercícios de classe

1. (UFV-MG — mod.) No processo de obtenção do aço, ocorre a reação representada por:

$$Fe_2O_3 + CO \longrightarrow CO_2 + Fe$$

I — Qual elemento sofre redução?
II — Qual elemento sofre oxidação?
III — Qual substância é o agente redutor?
IV — Qual substância é o agente oxidante?
V — Acerte os coeficientes da equação.

2. (UC-GO) Dada a reação:

$$MnO_2 + HC\ell \longrightarrow MnC\ell_2 + H_2O + C\ell_2$$

Após o balanceamento, qual será o coeficiente do agente oxidante?

3. (Cesgranrio-RJ) Dada a equação:

$MnO_2 + HC\ell + Zn \longrightarrow MnC\ell_2 + ZnC\ell_2 + H_2O$,

os coeficientes, na ordem em que aparecem **após o balanceamento**, são:

a) 1; 4; 2; 1; 2; 2.
b) 1; 4; 1; 1; 1; 2.
c) 2; 4; 2; 2; 2; 2.
d) 1; 2; 1; 1; 1; 2.
e) 2; 4; 1; 2; 1; 4.

4. (UFPE) A reação total da bateria de níquel-cádmio, usada em calculadoras de bolso, é:

$\mathbf{x}\ Cd_{(s)} + \mathbf{x}\ NiO_{2(s)} + \mathbf{y}\ H_2O \longrightarrow \mathbf{x}\ Cd(OH)_{2(s)} + \mathbf{x}\ Ni(OH)_{2(s)}$.

Se **x** = 26, qual o valor de **y**?

5. Dada a equação:

$$MnO_4^- + H^+ + C_2O_4^{2-} \longrightarrow Mn^{2+} + CO_2 + H_2O$$

responda:

I — Qual elemento se oxida?
II — Qual elemento se reduz?
III — Qual o agente oxidante?
IV — Qual o agente redutor?
V — Determine os menores coeficientes inteiros para a reação devidamente balanceada.

Exercícios propostos

• **Nox e agentes oxidantes e redutores**

1. Indique o número de oxidação do cloro nos seguintes compostos:

a) $C\ell_2$ c) $HC\ell O$ e) $HC\ell O_3$
b) $HC\ell$ d) $HC\ell O_2$ f) $HC\ell O_4$

2. (Unifor-CE) $I_2O_5 + 5\ CO \longrightarrow 5\ CO_2 + I_2$

Na reação representada, o número de oxidação do iodo varia de:

a) +7 para +2. d) +5 para zero.
b) +7 para zero. e) +5 para –2.
c) +5 para +2.

3. (Fuvest-SP — mod.) A decomposição térmica do $PbC\ell_4$ ocorre de acordo com a equação:

$$PbC\ell_4 \longrightarrow PbC\ell_2 + C\ell_2$$

As substâncias $PbC\ell_4$ e $PbC\ell_2$ podem ser caracterizadas conforme a tabela:

Substância	Nº de oxidação Pb	Nº de oxidação Cℓ
$PbC\ell_4$	X	–1
$PbC\ell_2$	+2	Y

Indique os valores de **X** e **Y** na tabela.

4. (UFGO) Observe as equações químicas a seguir:

$$2\ SO_{2(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2\ SO_{3(g)}$$
$$SO_{3(g)} + H_2O_{(\ell)} \longrightarrow H_2SO_{4(aq)}$$

Sobre essas equações é correto afirmar:

a) Não é possível ocorrer reações químicas entre substâncias no estado gasoso e substâncias no estado líquido.
b) Na molécula de ácido sulfúrico, os átomos de hidrogênio estão ligados aos de oxigênio por ligações iônicas.
c) O número de oxidação do enxofre no dióxido e no trióxido de enxofre é +4 e +6, respectivamente.
d) A poluição atmosférica pelo gás SO_2 pode provocar chuvas ácidas.
e) O SO_3 é chamado anidrido sulfúrico.

5. (UEFS-BA) Considere-se a reação:

$$Zn + PbSO_4 \longrightarrow ZnSO_4 + Pb$$

Pode-se afirmar que:

a) Zn sofre oxidação; portanto, é agente oxidante.
b) Zn sofre redução; portanto, é agente redutor.
c) Pb sofre redução; portanto, é agente oxidante.
d) Pb sofre oxidação; portanto, é agente redutor.
e) Zn é agente oxidante e Pb é agente redutor.

• **Balanceamento**

6. (AMAN-RJ) Ajuste, por oxi-redução, os coeficientes da reação:

$$H_2SO_4 + Cu \longrightarrow CuSO_4 + SO_2 + H_2O$$

Se você somar os coeficientes encontrados, obterá o seguinte valor:

a) 10.
b) 9.
c) 6.
d) 7.
e) 8.

7. (AMAN-RJ) Ajuste, por oxi-redução, os coeficientes da reação:

$$KMnO_4 + FeSO_4 + H_2SO_4 \dashrightarrow K_2SO_4 + MnSO_4 + H_2O + Fe_2(SO_4)_3$$

Se você somar os coeficientes encontrados, obterá o seguinte valor:

a) 13.
b) 36.
c) 22.
d) 11.
e) 9.

8. (IME-RJ) São dadas as equações químicas, não-ajustadas, a seguir:

I — $KC\ell O_3 + H_2SO_4 \dashrightarrow HC\ell O_4 + C\ell O_2 + K_2SO_4 + H_2O$

II — $KMnO_4 + HC\ell \dashrightarrow KC\ell + MnC\ell_2 + H_2O + C\ell_2$

Para cada uma dessas equações, determine:

a) os seus coeficientes, considerando os menores números inteiros possíveis;
b) o agente redutor;
c) o agente oxidante.

9. (Unicamp-SP) Nas salinas, após a remoção da maior parte dos sais da água do mar, sobra uma solução que contém ainda muitos componentes, como o brometo (Br^-). Borbulhando-se nessa solução uma corrente de gás cloro ($C\ell_2$), numa certa temperatura, obtêm-se vapores de bromo (Br_2).

a) Escreva a equação balanceada da reação do brometo com o cloro.
b) Indique qual o oxidante e qual o redutor.

10. A imersão de um fio de cobre num recipiente contendo solução aquosa de cloreto de mercúrio (II) provoca, depois de algum tempo, o aparecimento de gotículas de um líquido de brilho metálico no fundo do recipiente, e a solução que era inicialmente incolor adquire coloração azulada.

Sabendo que a reação global pode ser representada pelas seguintes equações:

$$HgC\ell_{2(aq)} + Cu_{(s)} \longrightarrow CuC\ell_{2(aq)} + Hg_{(\ell)}$$

ou

$$Hg^{2+}_{(aq)} + Cu_{(s)} \longrightarrow Cu^{2+}_{(aq)} + Hg_{(\ell)}$$

a) explique o que ocorreu do ponto de vista químico;
b) escreva as semi-reações envolvidas no processo.

11. (PUC-MG) Seja dada a seguinte equação de redox:

$$CrO_4^{-2} + I^- + H^+ \longrightarrow Cr^{+3} + I_2 + H_2O$$

A soma total dos coeficientes mínimos e inteiros das espécies envolvidas, após o balanceamento da equação, é igual a:

a) 24.
b) 26.
c) 29.
d) 35.
e) 37.

12. (UFMT) Seja a reação do íon Sn^{2+} com o íon Hg^{2+} na presença do íon cloreto, produzindo $Hg_2C\ell_2$ e Sn^{4+}, segundo a reação:

$$Sn^{2+} + Hg^{2+} + C\ell^- \longrightarrow Hg_2C\ell_2 + Sn^{4+}$$

Pede-se:

a) os coeficientes para reagentes e produtos nessa reação.
b) a atuação do íon Sn^{2+} em termos de oxi-redução.

13. (UFF-RJ) O ferro, importante elemento usado em pontes, estruturas, aço, ferramentas, entre outras aplicações, não é encontrado puro na natureza. É obtido pela redução da hematita (Fe_2O_3) nos altos-fornos, mediante a seguinte equação não-ajustada:

$$Fe_2O_3 + CO \longrightarrow Fe + CO_2$$

I — Ajuste a equação dada, utilizando o método da oxirredução, mostrando as variações eletrônicas do agente oxidante e do agente redutor.

II — Quantos mol de ferro são obtidos, quando 140 kg de CO reagem com Fe_2O_3, supondo rendimento de 100%?

Exercícios de contexto

Prata preta

É muito freqüente acontecer de, com o tempo, os objetos de prata perderem seu aspecto brilhante, tornando-se escuros. Isso ocorre porque os átomos de prata da superfície do objeto reagem com outras substâncias (por exemplo, derivados de enxofre, presentes em vários alimentos e no próprio ar), formando uma película escura de sulfeto de prata.

Esta película pode ser removida de várias maneiras: mediante o uso de produtos tipo "limpa-prata", como Kaol, Brasso, ou mediante a utilização de um metal que substitua a prata apenas na película. Neste caso, um dos metais que podem ser usados é o alumínio, que reage com o sulfeto de prata. Assim, a prata que havia sido retirada do objeto na forma de sulfeto de prata volta a se depositar sobre ele na forma de prata.

Para fazer a limpeza de objetos de prata, você pode proceder da seguinte maneira: pegue uma panela de alumínio, encha-a com água e adicione uma colher de sopa de bicarbonato de sódio. Mergulhe na panela os objetos de prata que você quer limpar. Para tornar esse processo mais rápido, aqueça a panela.

Com base no texto, responda às questões:

1. Considere que você decidiu utilizar um produto tipo “limpa-prata” para recuperar o brilho de uma corrente de prata, que ficou escurecida com o passar dos anos. Após a limpeza, a massa da corrente será maior, menor ou igual à massa inicial?

2. Escreva a fórmula da substância constituinte da película escura que recobre a prata.

3. Se colocarmos a corrente escurecida em um copo contendo água, a corrente continuará escurecida, sem brilho. Diante disso, o que se pode concluir a respeito do sal que a recobre?

4. Suponha que a massa de um objeto de prata seja 100 g e que 1% dela transforme-se, com o tempo, em sulfeto de prata. Determine a massa de prata que se transformou e a massa formada de sulfeto de prata.
(**Dados**: massas molares: Ag = 108 g/mol; S = 32 g/mol)

5. Equacione e faça o balanceamento da reação que ocorre entre o sulfeto de prata e o alumínio, a qual produz sulfeto de alumínio e prata.

6. Identifique o agente oxidante e o agente redutor presentes na equação anterior.

7. Para recuperarmos o brilho da corrente de prata, podemos também colocá-la em uma panela de alumínio contendo água e bicarbonato de sódio. A utilização desse método de limpeza provoca alteração na massa da corrente?

UNIDADE 14
Eletroquímica

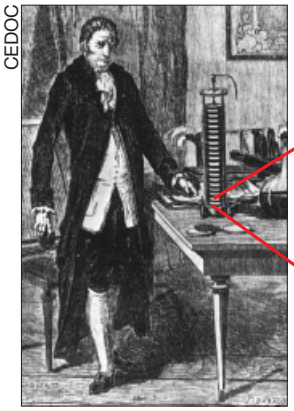
A eletroquímica é a parte da Química que estuda não só os fenômenos envolvidos na produção de corrente elétrica a partir da transferência de elétrons em reações de óxido-redução, mas também a utilização de corrente elétrica na produção dessas reações. O seu estudo pode ser dividido em duas partes: pilhas e baterias, e eletrólise.

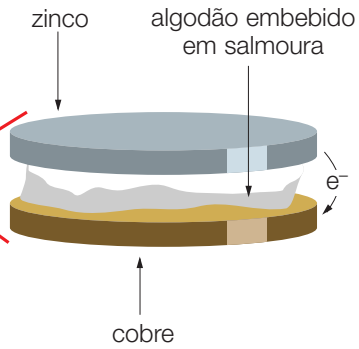
Pilhas e baterias são dispositivos nos quais uma reação espontânea de óxido-redução produz corrente elétrica.

Eletrólise é o processo no qual uma corrente elétrica produz uma reação de óxido-redução.

PILHAS

A primeira pilha elétrica foi criada em 1800 pelo cientista italiano Alessandro Volta.


CEDOC

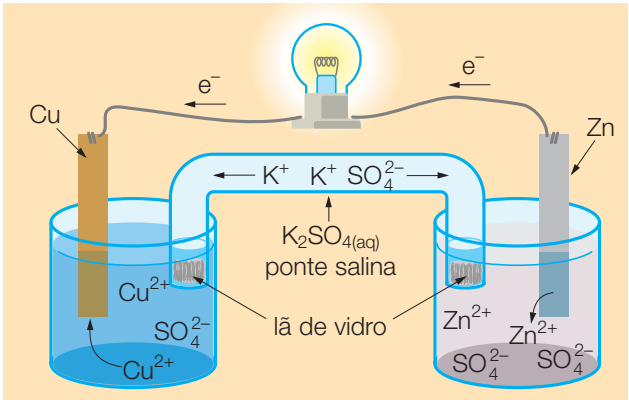


Essa pilha era constituída por um conjunto de duas placas metálicas, de zinco e cobre, chamadas **eletrodos** (do grego, percurso elétrico), e por algodão embebido em solução eletrolítica, ou seja, que conduz corrente elétrica. Cada conjunto de placas e algodão forma uma **célula** ou **cela eletrolítica**.

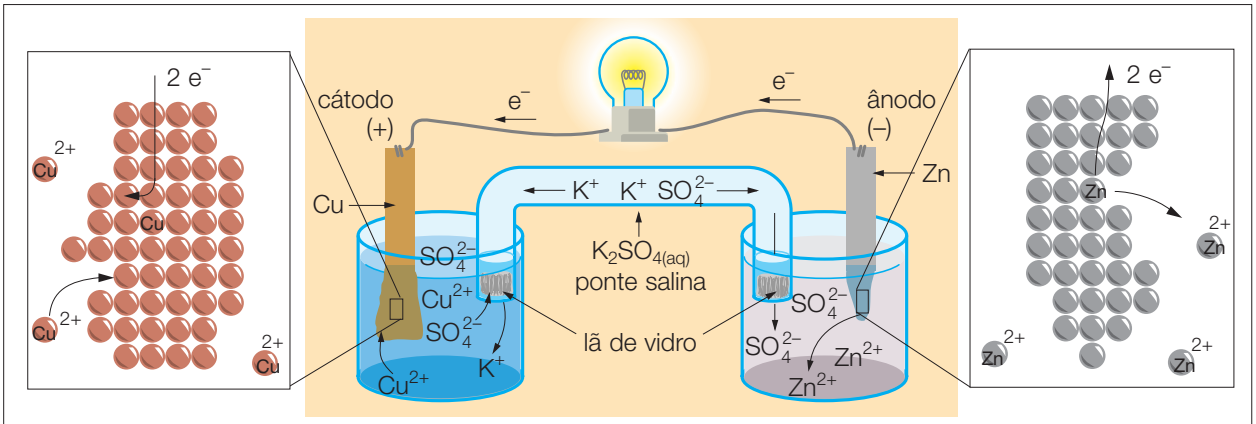
Nessa cela, os elétrons fluem da lâmina de zinco (Zn) para a de cobre (Cu), mantendo a lâmpada acesa durante um pequeno intervalo de tempo.

Essa descoberta foi aperfeiçoada em 1836 por John Frederick Daniell, que dividiu a cela eletrolítica de sua pilha em duas partes (duas semicelas).

Na pilha de Daniell, os dois eletrodos metálicos eram unidos externamente por um fio condutor, e as duas semicelas eram unidas por uma ponte salina, contendo uma solução saturada de $K_2SO_{4(aq)}$. Inicialmente, o sistema apresentava o aspecto ao lado:



Após certo tempo de funcionamento, a pilha apresenta o seguinte aspecto:



Modificações e explicações

eletrodo de cobre	eletrodo de zinco
• espessamento da lâmina de Cu • diminuição da cor azul Esses dois fatos podem ser explicados pela semi-reação de redução: $Cu^{2+}_{(aq)} + 2\ e^- \longrightarrow Cu_{(s)}$ solução → lâmina O eletrodo em que ocorre a **redução** é o **cátodo**.	• corrosão da lâmina de Zn Esse fato pode ser explicado pela semi-reação de oxidação: $Zn_{(s)} \longrightarrow Zn^{2+}_{(aq)} + 2\ e^-$ lâmina → solução O eletrodo em que ocorre a **oxidação** é o **ânodo**.

Pela análise dessas duas semi-reações, podemos concluir que os elétrons fluem, no **circuito externo**, do eletrodo de zinco para o eletrodo de cobre, ou seja, **os elétrons, por apresentarem carga negativa, migram para o eletrodo positivo (pólo positivo)**, que, nesse caso, é a lâmina de cobre.

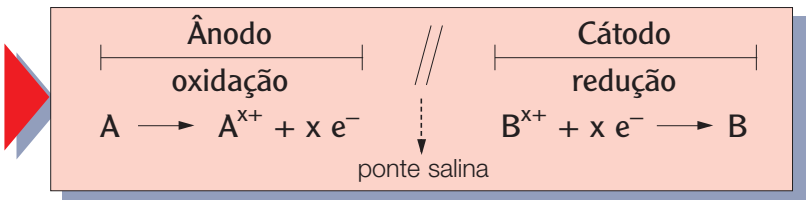
A equação global dos processos ocorridos nessa pilha pode ser obtida pela soma das duas semi-reações:

ânodo: $Zn_{(s)} \longrightarrow Zn^{2+}_{(aq)} + 2\ e^-$

cátodo: $Cu^{2+}_{(aq)} + 2\ e^- \longrightarrow Cu_{(s)}$ +

reação global: $Zn_{(s)} + Cu^{2+}_{(aq)} \longrightarrow Zn^{2+}_{(aq)} + Cu_{(s)}$

Oficialmente, por convenção mundial, as pilhas são representadas da seguinte maneira:

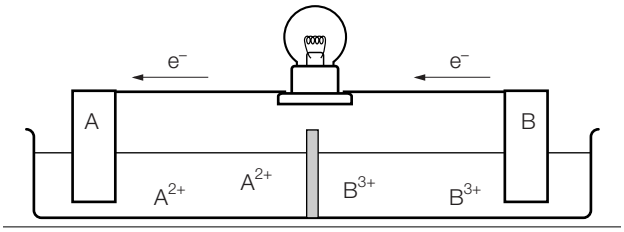


Usando essa notação, a pilha estudada pode ser representada por:

$$Zn \,/\, Zn^{2+} \,//\, Cu^{2+} \,/\, Cu^{0}$$

Exercícios de classe

Questões de **1** a **15**: Considere o esquema referente à pilha a seguir:



1. O eletrodo **B** está sofrendo uma oxidação ou uma redução?

2. O eletrodo **B** é denominado cátodo ou ânodo?

3. O eletrodo **B** é o pólo positivo ou o negativo?

4. Escreva a semi-reação que ocorre no eletrodo **B**.

5. A concentração (quantidade) de íons B^{3+} aumenta ou diminui?

6. Ocorre deposição sobre o eletrodo **B** ou sua corrosão?

7. O eletrodo **A** está sofrendo uma oxidação ou uma redução?

8. O eletrodo **A** é denominado cátodo ou ânodo?

9. O eletrodo **A** é o pólo positivo ou o negativo?

10. Escreva a semi-reação que ocorre no eletrodo **A**.

11. A concentração (quantidade) de íons A^{2+} aumenta ou diminui?

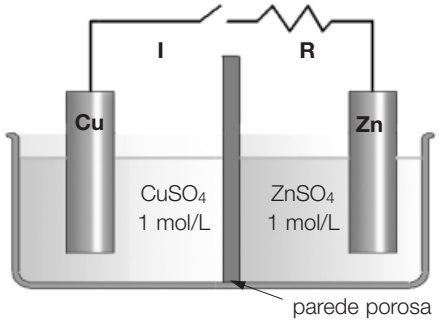
12. Ocorre deposição sobre o eletrodo **A** ou sua corrosão?

13. Escreva a equação que representa a reação global da pilha.

14. Escreva a notação oficial que representa a pilha.

15. A pilha é um processo espontâneo ou não-espontâneo?

16. (EFOA-MG) Considere a pilha esquematizada na figura a seguir, montada com barras metálicas de mesmas dimensões.



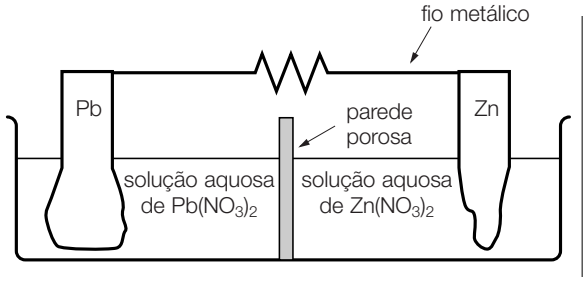
O interruptor **I** foi fechado e, após algum tempo de funcionamento do circuito, observou-se a diminuição da massa da lâmina de zinco e o aumento da massa da lâmina de cobre.

a) Explique, através de reações químicas, por que ocorrem variações das massas das duas lâminas.

b) Qual é o sentido do fluxo de elétrons pelo circuito externo que liga as lâminas de zinco e cobre? Justifique.

17. (Fuvest-SP) Deixando funcionar a pilha esquematizada na figura a seguir, a barra de zinco vai se desgastando e a de chumbo fica mais espessa, em conseqüência da deposição de átomos neutros de Pb.

No início do experimento, as duas barras apresentavam as mesmas dimensões. Represente, através de equações, o desgaste da barra de zinco e o espessamento da barra de chumbo. Indique o sentido do fluxo de elétrons no fio metálico.



POTENCIAL DAS PILHAS

Potencial de redução e oxidação

Na pilha de Daniell, os eletrodos são de zinco (Zn) e cobre (Cu). Tanto os íons $Zn^{2+}_{(aq)}$ como os íons $Cu^{2+}_{(aq)}$ têm uma certa tendência de receber elétrons; porém, os íons $Cu^{2+}_{(aq)}$ são os que sofrem redução.

Podemos concluir, então, que a tendência do $Cu^{2+}_{(aq)}$ em sofrer redução é maior que a do $Zn^{2+}_{(aq)}$.

Assim, dizemos que os íons **Cu^{2+} têm maior potencial de redução (E_{red})**.

$$Cu^{2+}_{(aq)} + 2\ e^- \longrightarrow Cu \qquad E_{red\ Cu^{2+}} > E_{red\ Zn^{2+}}$$

Nessa pilha, como os íons Cu^{2+} sofreram redução, o zinco sofrerá oxidação, o que nos permite concluir que ele apresenta maior **potencial de oxidação (E_{oxi})**.

$$Zn_{(s)} \longrightarrow Zn^{2+}_{(aq)} + 2\ e^- \qquad E_{oxi\ Zn} > E_{oxi\ Cu}$$

Em uma pilha, a espécie que apresenta maior E_{red} sofre redução e, portanto, a outra espécie, de maior E_{oxi}, sofre oxidação.

Medidas dos potenciais

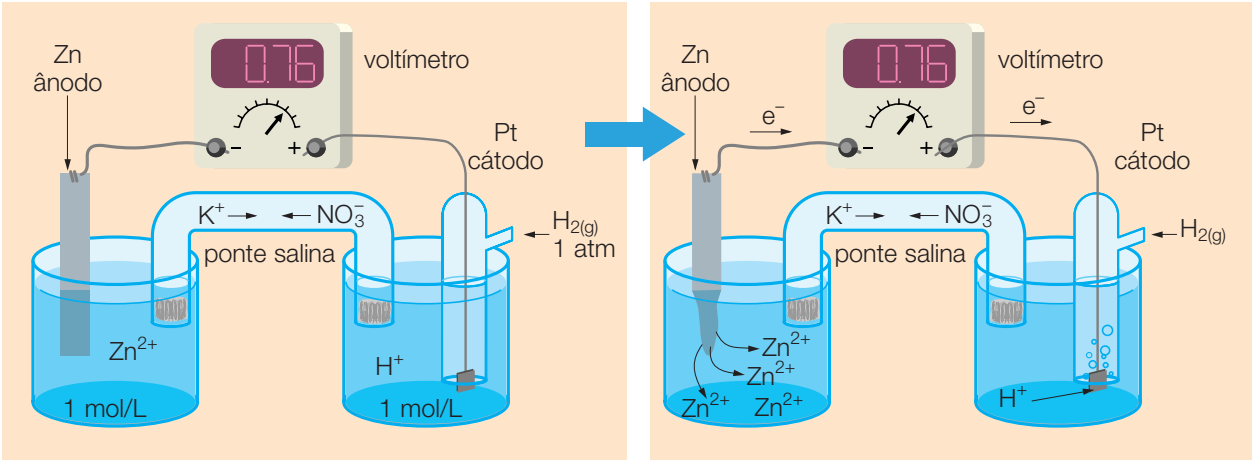
Para determinar os E_{red} e os E_{oxi} das diversas espécies, foi escolhido como padrão o eletrodo de hidrogênio, que consiste em um fio de platina (Pt) no interior de um tubo de vidro preenchido com gás hidrogênio (H_2)*. O fio de platina está ligado a uma placa de platina em que o $H_{2(g)}$ fica adsorvido, e a platina não participa da reação. O conjunto está imerso em uma solução ácida, em que a concentração dos íons H^+ é 1 mol/L, à pressão de 1 atm.

Por convenção, foi atribuído a este eletrodo o valor **zero**, tanto para seu E^0_{oxi} como para o E^0_{red}.

$$E^0_{H_{2(g)},\ H^+_{(aq)}} = 0 \qquad E^0_{H^+_{(aq)},\ H_{2(g)}} = 0$$

Vamos agora construir o esquema da pilha de zinco e hidrogênio, em que um dos eletrodos será o de hidrogênio, e assim poderemos determinar os E^0 das outras espécies.

Pilha de zinco e hidrogênio



* À pressão de 1 atm.

Eletrodo de Zn **ocorreu oxidação** ânodo	$Zn_{(s)} \longrightarrow Zn^{2+}_{(aq)} + 2\ e^-$
Eletrodo de H_2 **ocorreu redução** cátodo	$2\ H^+_{(aq)} + 2\ e^- \longrightarrow H_{2(g)}$
Reação global	$Zn_{(s)} + 2\ H^+_{(aq)} \longrightarrow Zn^{2+}_{(aq)} + H_{2(g)}$

Como o hidrogênio (H^+) se reduziu, seu potencial de redução, que por convenção tem valor zero, é maior que o potencial de redução do zinco (Zn^{2+}); portanto:

$$E^0_{Zn^{2+}_{(aq)},\ Zn_{(s)}} = -0{,}76\ V$$

Tomando como modelo o processo descrito, podemos também utilizar um eletrodo de hidrogênio para determinar os E^0_{red} de muitas espécies químicas. Esses potenciais estão relacionados numa tabela, juntamente com as semi-reações correspondentes:

Tabela de potenciais de redução (E^0_{red}) com solução aquosa a 25 °C (em V)

$Li^+_{(aq)} + e^-$	$\longrightarrow$	$Li_{(s)}$	–3,04
$K^+_{(aq)} + e^-$	$\longrightarrow$	$K_{(s)}$	–2,94
$Ca^{2+}_{(aq)} + 2\ e^-$	$\longrightarrow$	$Ca_{(s)}$	–2,87
$Mg^{2+}_{(aq)} + 2\ e^-$	$\longrightarrow$	$Mg_{(s)}$	–2,36
$A\ell^{3+}_{(aq)} + 3\ e^-$	$\longrightarrow$	$A\ell_{(s)}$	–1,68
$Zn^{2+}_{(aq)} + 2\ e^-$	$\longrightarrow$	$Zn_{(s)}$	–0,76
$Fe^{2+}_{(aq)} + 2\ e^-$	$\longrightarrow$	$Fe_{(s)}$	–0,41
$Ni^{2+}_{(aq)} + 2\ e^-$	$\longrightarrow$	$Ni_{(s)}$	–0,24
$Sn^{2+}_{(aq)} + 2\ e^-$	$\longrightarrow$	$Sn_{(s)}$	–0,14
$Pb^{2+}_{(aq)} + 2\ e^-$	$\longrightarrow$	$Pb_{(s)}$	–0,13
$2\ H^+_{(aq)} + 2\ e^-$	$\longrightarrow$	$H_{2(g)}$	0,00
$Sn^{4+}_{(aq)} + 2\ e^-$	$\longrightarrow$	$Sn^{2+}_{(aq)}$	+0,15
$Cu^{2+}_{(aq)} + e^-$	$\longrightarrow$	$Cu^+_{(aq)}$	+0,16
$Cu^{2+}_{(aq)} + 2\ e^-$	$\longrightarrow$	$Cu_{(s)}$	+0,34
$Fe^{3+}_{(aq)} + e^-$	$\longrightarrow$	$Fe^{2+}_{(aq)}$	+0,77
$Ag^+_{(aq)} + e^-$	$\longrightarrow$	$Ag_{(s)}$	+0,80
$Br_{2(\ell)} + 2\ e^-$	$\longrightarrow$	$2\ Br^-_{(aq)}$	+1,10
$O_{2(g)} + 4\ H^+_{(aq)} + 4\ e^-$	$\longrightarrow$	$2\ H_2O$	+1,23
$C\ell_{2(g)} + 2\ e^-$	$\longrightarrow$	$2\ C\ell^-_{(aq)}$	+1,36
$Au^{3+}_{(aq)} + 3\ e^-$	$\longrightarrow$	$Au_{(s)}$	+1,50
$F_{2(g)} + 2\ e^-$	$\longrightarrow$	$2\ F^-_{(aq)}$	+2,89

aumento da força oxidante

aumento da força redutora

Força de oxidantes e redutores

Pela análise da tabela, podemos perceber que o $Li^+_{(aq)}$ apresenta o menor potencial de redução ($E^0 = -3{,}04$ V) e que o $F_{2(g)}$ apresenta o maior potencial de redução ($E^0 = +2{,}89$ V).

$$\begin{array}{lll} Li^+_{(aq)} + e^- & \underset{\text{redução}}{\rightleftharpoons} & Li_{(s)} \quad E^0_{red} = -3{,}04 \text{ V} \\ F_{2(g)} + 2\,e^- & \underset{\text{redução}}{\rightleftharpoons} & 2\,F^-_{(aq)} \quad E^0_{red} = +2{,}89 \text{ V} \end{array}$$

agentes oxidantes

Como o $\mathbf{F_{2(g)}}$ apresenta o **maior potencial de redução**, ele é o **melhor oxidante**.

Por ser a redução um processo inverso à oxidação, quanto maior o E^0_{red} de uma espécie, menor será sua facilidade em sofrer oxidação, ou seja, quanto maior o E_{red}, menor será o E_{oxi}.

O E_{oxi} é numericamente igual ao E_{red}; porém, com sinal contrário.

$$\begin{array}{lll} Li^+_{(aq)} + e^- & \underset{\text{oxidação}}{\rightleftharpoons} & Li_{(s)} \quad E^0_{red} = -3{,}04 \text{ V} \quad E^0_{oxi} = +3{,}04 \text{ V} \\ F_{2(g)} + 2\,e^- & \underset{\text{oxidação}}{\rightleftharpoons} & 2\,F^-_{(aq)} \quad E^0_{red} = +2{,}89 \text{ V} \quad E^0_{oxi} = -2{,}89 \text{ V} \end{array}$$

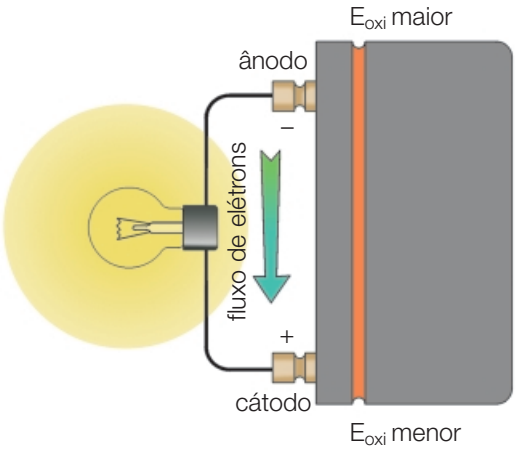
agentes redutores

Como o $\mathbf{Li_{(s)}}$ apresenta o **maior potencial de oxidação** ou, ainda, o **menor de redução**, ele é o **melhor redutor**.

Cálculo da voltagem (ΔE) das pilhas

Nas pilhas, os elétrons fluem do eletrodo em que ocorre oxidação (ânodo) para o eletrodo em que ocorre redução (cátodo), através do fio externo. Se colocarmos, nesse fio, um aparelho denominado **voltímetro**, conseguiremos medir a **força eletromotriz** (**fem** ou **E**) da pilha.

O valor indicado pelo voltímetro, em volts (V), corresponde à força eletromotriz da pilha. Nas pilhas comuns, este valor aparece indicado na embalagem externa da pilha.



Em Física, como característica de um gerador (pilha, bateria etc.), usamos a equação **U = E – r i**, em que:

U = diferença de potencial elétrico (ddp); **r** = resistência interna do gerador;
E = força eletromotriz do gerador; **i** = intensidade da corrente elétrica.

Em Química, consideramos que as pilhas são geradores ideais, com r = zero,

$$U = E$$

ou seja, a fem da pilha é igual à sua diferença de potencial ou ddp (ΔE).

A diferença de potencial ou ddp (ΔE) de uma pilha depende das espécies envolvidas, das suas concentrações e da temperatura. Por esse motivo, o ΔE é medido na chamada **condição-padrão**, que corresponde a espécies com concentração **1 mol/L** e possíveis gases envolvidos com pressão de **1 atmosfera** a 25 °C. Nessas condições, a diferença de potencial da pilha será representada por ΔE^0.

O ΔE^0 de uma pilha corresponde à diferença entre os potenciais de redução ou de oxidação das espécies envolvidas, e seu cálculo pode ser feito pelas equações a seguir:

$\Delta E^0 = (E^0_{\text{red maior}}) - (E^0_{\text{red menor}})$ ou $\Delta E^0 = (E^0_{\text{oxi maior}}) - (E^0_{\text{oxi menor}})$

Vamos considerar uma pilha formada por eletrodos de alumínio e cobre, cujos E^0_{red} são:

$E^0_{A\ell^{3+}_{(aq)},\, A\ell_{(s)}} = -1{,}68$ V $\qquad$ $E^0_{Cu^{2+}_{(aq)},\, Cu(s)} = +0{,}34$ V

Para efetuarmos o cálculo do ΔE^0 dessa pilha, podemos utilizar a equação:

$\Delta E^0 = (E^0_{\text{red maior}}) - (E^0_{\text{red menor}})$

$\Delta E^0 = (+0{,}34\text{ V}) - (-1{,}68\text{ V}) \Rightarrow \Delta E^0 = +2{,}02$ V

Observando os potenciais, podemos perceber que o cobre, por apresentar o maior potencial de redução, se reduz, ao passo que o alumínio se oxida:

$Cu^{2+}_{(aq)} + 2\ e^- \longrightarrow Cu_{(s)}$ $\qquad E^0_{red} = +0{,}34$ V

$A\ell_{(s)} \longrightarrow A\ell^{3+}_{(aq)} + 3\ e^-$ $\qquad E^0_{oxi} = +1{,}68$ V

A equação global da pilha pode ser obtida pelo uso de coeficientes que igualem o número de elétrons cedidos e recebidos nas semi-reações:

$3\ Cu^{2+}_{(aq)} + 6\ e^- \longrightarrow 3\ Cu_{(s)}$ $\qquad E^0_{red} = +0{,}34$ V

$2\ A\ell_{(s)} \longrightarrow 2\ A\ell^{3+}_{(aq)} + 6\ e^-$ $\qquad E^0_{oxi} = +1{,}68$ V

$2\ A\ell_{(s)} + 3\ Cu^{2+}_{(aq)} \longrightarrow 2\ A\ell^{3+}_{(aq)} + 3\ Cu_{(s)}$ $\qquad \Delta E^0 = +2{,}02$ V

Note que os valores dos E^0 não dependem do número de mol das espécies envolvidas e são sempre constantes nas condições-padrão para cada espécie.

Outro fato interessante é que podemos calcular o ΔE^0 da pilha utilizando a equação:

$\Delta E^0 = E^0_{oxi} + E^0_{red}$

$\Delta E^0 = E^0_{oxi\ A\ell_{(s)}} + E^0_{red\ Cu^{2+}_{(aq)}}$

$\Delta E^0 = (+1{,}68\text{ V}) + (+0{,}34\text{ V}) \Rightarrow \Delta E^0 = +2{,}02$ V

A representação desta pilha pode ser feita por:

$$A\ell_{(s)} / A\ell^{3+}_{(aq)} \,//\, Cu^{2+}_{(aq)} / Cu_{(s)}$$

Espontaneidade de uma reação

Todas as pilhas são reações espontâneas, e seu ΔE^0 sempre apresenta valor positivo.

Para determinarmos se uma reação é espontânea e, portanto, se pode constituir uma pilha, devemos separar a reação global nas duas semi-reações.

Vamos estudar a espontaneidade desta reação:

$Mg^{2+}_{(aq)} + Ni_{(s)} \longrightarrow Mg_{(s)} + Ni^{2+}_{(aq)}$

$Mg^{2+}_{(aq)} + 2\ e^- \longrightarrow Mg_{(s)}$

$Ni_{(s)} \longrightarrow Ni^{2+}_{(aq)} + 2\ e^-$

A primeira semi-reação corresponde à redução do magnésio e, pela tabela, seu $E^0_{red} = -2{,}36$ V. A segunda semi-reação corresponde à oxidação do níquel, e seu potencial de oxidação é igual ao inverso do potencial de redução presente na tabela, ou seja, +0,24 V. Considerando que o ΔE_{pilha} é igual à soma dos potenciais de oxidação e redução, temos:

$\Delta E_{pilha} = E^0_{oxi\ Ni} + E^0_{red\ Mg^{2+}}$

$\Delta E_{pilha} = (+0{,}24) + (-2{,}36) \Rightarrow \Delta E_{pilha} = -2{,}12$ V

Como o ΔE_{pilha} é negativo, concluímos que a reação entre Mg^{2+} e Ni^0 **não é espontânea** e, portanto, não caracteriza uma pilha.

EXERCÍCIO RESOLVIDO

Numa prova prática foi solicitado a um aluno que escolhesse, dentre três frascos metálicos de Aℓ, Fe e Cu, qual(is) dele(s) poderia(m) ser usado(s) para guardar uma solução aquosa de ácido clorídrico. Diga qual seria a escolha mais acertada. Justifique sua resposta.

Dados:

$Aℓ^{3+}_{(aq)} + 3\ e^- \rightleftharpoons Aℓ_{(s)}$ $\quad E^0 = -1{,}68$ V

$Fe^{2+}_{(aq)} + 2\ e^- \rightleftharpoons Fe_{(s)}$ $\quad E^0 = -0{,}41$ V

$2\ H^+_{(aq)} + 2\ e^- \rightleftharpoons H_{2(g)}$ $\quad E^0 = 0{,}00$ V

$Cu^{2+}_{(aq)} + 2\ e^- \rightleftharpoons Cu_{(s)}$ $\quad E^0 = +0{,}34$ V

SOLUÇÃO

O(s) frasco(s) escolhido(s) deve(m) ser aquele(s) no(s) qual(is) os íons $H^+_{(aq)}$ provenientes do ácido não reajam produzindo H_2, ou seja, em que os íons $H^+_{(aq)}$ não sofram redução. Para que essa redução não ocorra, o metal deve apresentar potencial de redução maior que o do hidrogênio.
Pelos dados percebemos que o único frasco conveniente para guardar o ácido clorídrico é o de cobre. Nos outros frascos ocorrerão reações.

Exercícios de classe

1. (PUC-MG) O valor do DE0 para a célula representada pela equação:

$2\ Ag^+_{(aq)} + Mg_{(s)} \longrightarrow 2\ Ag_{(s)} + Mg^{2+}_{(aq)}$

conhecendo-se os potenciais-padrão de redução:

$Ag^+ + e^- \longrightarrow Ag_{(s)}$ $\quad E^0 = +0{,}80$ volt

$Mg^{+2} + 2\ e^- \longrightarrow Mg_{(s)}$ $\quad E^0 = -2{,}37$ volts

é igual a:

a) +3,17 volts.
b) +1,57 volt.
c) +0,77 volt.
d) –3,17 volts.
e) –0,77 volt.

2. (PUC-PR) Uma célula galvânica é constituída de 2 eletrodos:

1º eletrodo: 1 lâmina de ferro metálico submersa numa solução de $FeSO_4$ 1 M.

2º eletrodo: 1 lâmina de prata metálica submersa numa solução de $AgNO_3$ 1 M.

Sabendo que os potenciais normais de redução desses dois elementos são:

$Fe^{+2} + 2\ e^- \rightleftharpoons Fe$ $\quad E^0 = -0{,}44$ V

$Ag^+ + 1\ e^- \rightleftharpoons Ag$ $\quad E^0 = +0{,}80$ V

o potencial dessa célula, quando os dois eletrodos são ligados entre si internamente por uma ponte salina e externamente por um fio de platina, será:

a) +0,36 V.
b) –0,36 V.
c) –1,24 V.
d) –1,36 V.
e) +1,24 V.

3. (IME-RJ) Dadas as reações de meia célula:

$Cu^{2+} + e^- \longrightarrow Cu^+$ $\quad E^0 = 0{,}153$ V

$I_2 + 2\ e^- \longrightarrow 2\ I^-$ $\quad E^0 = 0{,}536$ V

pede-se:

a) escrever a equação que representa a reação global da célula;
b) calcular o potencial de eletrodo global (E^0).

4. (FEI-SP) A pilha alcalina é constituída de uma barra de manganês metálico eletroliticamente puro, imerso numa pasta de hidróxido de zinco. Dela são conhecidos os respectivos potenciais-padrão de redução:

$Mn^{2+} + 2\ e^- \rightleftharpoons Mn^0$ $\quad E^0 = -1{,}18$ V

$Zn^{2+} + 2\ e^- \rightleftharpoons Zn^0$ $\quad E^0 = -0{,}76$ V

a) Qual a ddp da pilha?
b) Qual a equação global que nela ocorre?

5. (UFPR) Na pilha de Daniell, barras de cobre e zinco se encontram mergulhadas em soluções aquosas de sulfato de cobre (II) e sulfato de zinco, respectivamente. As duas soluções estão separadas por uma parede porosa. Sabendo que os potenciais-padrão de redução são:

$Cu^{2+}_{(aq)} + 2\ e^- \rightleftharpoons Cu_{(s)}$ $\quad E^0 = +0{,}34$

$Zn^{2+}_{(aq)} + 2\ e^- \rightleftharpoons Zn_{(s)}$ $\quad E^0 = -0{,}76$

a) escreva a reação espontânea que ocorre na pilha de Daniell;
b) calcule a diferença de potencial da pilha;
c) desenhe a pilha de Daniell indicando, através de setas, como os elétrons fluem através de um circuito externo que conecta os eletrodos.

6. (UFPE) Considere uma cela galvânica formada por semicelas-padrão de cobre e de zinco, cujos potenciais de redução são os seguintes:

$Cu^{2+} + 2\ e^- \longrightarrow Cu$ $\quad E^0 = 0{,}34\ V$

$Zn^{2+} + 2\ e^- \longrightarrow Zn$ $\quad E^0 = -0{,}76\ V$

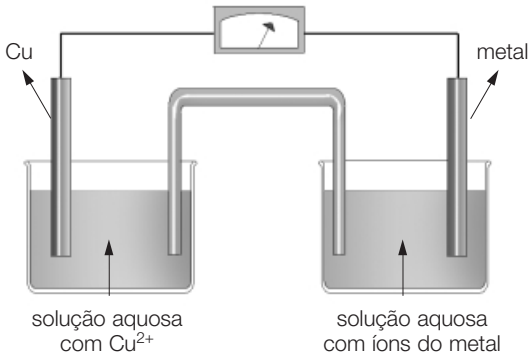
É correto afirmar que:

a) os elétrons no circuito externo fluirão do eletrodo de cobre para o eletrodo de zinco.
b) o potencial-padrão da cela é –0,42 V.
c) quando o equilíbrio for atingido não haverá diferença de potencial entre os eletrodos.
d) os íons zinco são reduzidos a zinco metálico.
e) o eletrodo de cobre é o cátodo.

7. (Fuvest-SP) Na montagem ao lado, dependendo do metal (junto com seus íons) tem-se as seguintes pilhas, cujo cátodo (onde ocorre redução) é o cobre:

pilha	ΔE* (volts)
cobre — alumínio	2,00
cobre — chumbo	0,47
cobre — magnésio	2,71
cobre — níquel	0,59

* Diferença de potencial elétrico nas condições-padrão.



Nas condições-padrão e montagem análoga, a associação que representa uma pilha em que os eletrodos estão indicados corretamente é:

	cátodo		ânodo
a)	níquel	—	chumbo.
b)	magnésio	—	chumbo.
c)	magnésio	—	alumínio.
d)	alumínio	—	níquel.
e)	chumbo	—	alumínio.



L E I T U R A

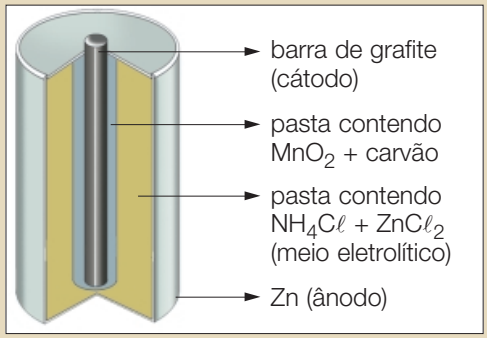
Uso e descarte de pilhas comerciais e baterias

Pilhas comerciais

Pilha seca comum

Esse tipo de pilha foi inventado em 1866 por George Leclanché e é atualmente utilizado em rádios portáteis, brinquedos, relógios, lanternas etc.

As reações que ocorrem quando o circuito está fechado são realmente complexas; porém, as mais prováveis são:



Esquema da pilha de Leclanché.

ânodo: $Zn \longrightarrow Zn^{2+} + 2\ e^-$

cátodo: $2\ NH_4^+ + 2\ e^- \longrightarrow 2\ NH_3 + H_2$

$H_2 + 2\ MnO_2 \longrightarrow Mn_2O_3 + H_2O$

$2\ NH_4^+ + 2\ MnO_2 + 2\ e^- \longrightarrow 2\ NH_3 + Mn_2O_3 + H_2O$

Pilha alcalina

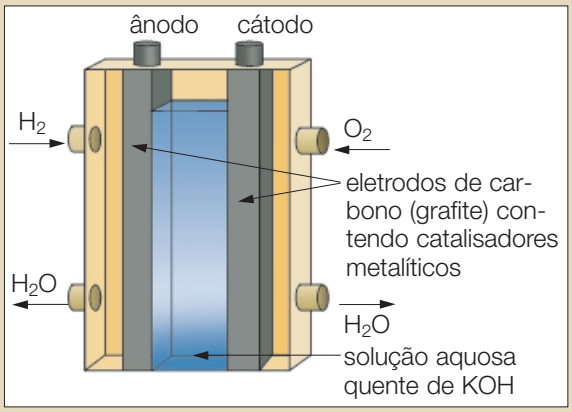
É semelhante à pilha de Laclanché. A diferença é que sua mistura eletrolítica contém hidróxido de potássio, uma base fortemente alcalina que substitui o $NH_4C\ell$ das pilhas comuns.

Pilha de mercúrio

É muito utilizada em relógios, câmeras fotográficas, aparelhos para melhorar a audição, calculadoras etc. A reação que ocorre nessas pilhas pode ser representada por:

$$Zn + HgO \longrightarrow ZnO + Hg$$

Pilhas de combustíveis



Este tipo de pilha utiliza combustíveis gasosos, como o gás hidrogênio (H_2) e o gás oxigênio (O_2), os quais irão reagir em um ambiente apropriado, podendo-se obter energia elétrica. Essas pilhas são muito utilizadas em veículos espaciais.

As pilhas de combustíveis apresentam três compartimentos separados uns dos outros por eletrodos porosos e inertes. O H_2 é injetado num compartimento e o O_2, em outro. Esses gases se difundem pelos eletrodos e reagem com uma solução eletrolítica de caráter básico contida no compartimento central.

Os eletrodos são inertes, formados de grafita e impregnados de platina. As semi-reações que ocorrem são:

cátodo: $O_2 + 2\,H_2O + 4\,e^- \longrightarrow 4\,OH^-$

ânodo: $2\,H_2 + 4\,OH^- \longrightarrow 4\,H_2O + 4\,e^-$

reação global: $2\,H_2 + O_2 \longrightarrow 2\,H_2O$

Todas as pilhas estudadas até agora não são recarregáveis. As pilhas recarregáveis são denominadas **baterias**.

Baterias

Baterias ou acumuladores de chumbo

A bateria comum de automóvel geralmente gera 6 ou 12 volts, dependendo do número de celas usadas em sua construção. Internamente, a bateria contém um certo número de celas, ligadas em série, cada uma gerando 2 volts.

Nessa bateria o ânodo é feito de chumbo e o cátodo, de óxido de chumbo IV (PbO_2), ambos mergulhados em uma solução aquosa de ácido sulfúrico [$H_2SO_{4(aq)}$], de concentração igual a 30% em massa, o que corresponde a uma densidade de 1,28 g/cm³.

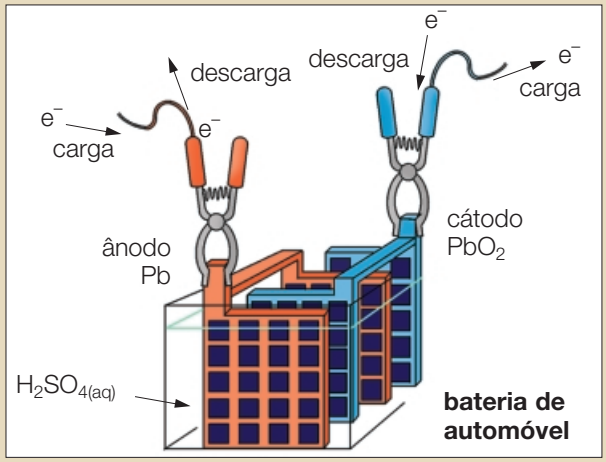
Quando o circuito externo está completo e a bateria está em operação (descarregando), ocorrem as seguintes reações:

ânodo: $Pb + SO_4^{2-} \longrightarrow PbSO_{4(s)} + 2\,e^-$

cátodo: $2\,e^- + PbO_2 + 4\,H^+ + SO_4^{2-} \longrightarrow PbSO_{4(s)} + 2\,H_2O$

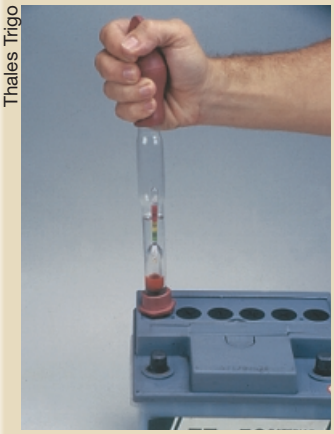
reação global na descarga: $Pb + PbO_2 + 4\,H^+ + 2\,SO_4^{2-} \longrightarrow 2\,PbSO_{4(s)} + 2\,H_2O$

O ácido sulfúrico é consumido durante a descarga e, com isso, a concentração da solução diminui gradativamente. Além disso, o $PbSO_4$ deposita-se, aos poucos, sobre os eletrodos. A recarga da bateria é feita pela aplicação de uma diferença de potencial de uma outra fonte, invertendo-se os pólos. Desse modo, grande parte do H_2SO_4 consumido na descarga será regenerada, o que é feito pelo dínamo ou alternador do automóvel.



A reação global que apresenta a descarga e a carga da bateria pode se representada pela equação:

$$Pb + PbO_2 + 4\,H^+ + 2\,SO_4^{2-} \underset{\text{carga}}{\overset{\text{descarga}}{\rightleftharpoons}} 2\,PbSO_4 + 2\,H_2O$$


Thales Trigo

Densímetro.

Para se poder estimar o grau de descarga de uma bateria, mede-se a densidade da solução ácida. Caso a bateria esteja descarregada, essa solução apresentará uma densidade inferior a 1,20 g/cm^3. A medida da densidade pode ser feita com a utilização de um densímetro.

Bateria de níquel-cádmio

É utilizada em filmadoras, aparelhos eletrônicos portáteis, telefones celulares etc. A reação global durante a sua descarga pode ser representada por:

$$Cd + 2\ Ni(OH)_3 \longrightarrow Cd(OH)_2 + 2\ Ni(OH)_2$$

Esse tipo de bateria é recarregável.

O descarte

O Conselho Nacional do Meio Ambiente — Conama, em sua Resolução de número 257, datada de 30 de junho de 1999, prevê a devolução, aos fabricantes, de pilhas e baterias que contenham metais pesados. Os fabricantes devem reciclá-las ou dar destino final e adequado a esses materiais, evitando assim o risco de contaminação ambiental. Essa medida, que se dirige principalmente ao setor industrial, vale também para os cidadãos consumidores de pilhas e baterias, usualmente utilizadas em automóveis, filmadoras, telefones celulares e outros aparelhos.

Ficou estabelecido, no artigo 11, o prazo de 12 meses, a partir da publicação da resolução, para que os fabricantes, os importadores, a rede autorizada de assistência técnica e os comerciantes de pilhas e baterias implantem os mecanismos operacionais para a sua coleta, o seu transporte e armazenamento.

Devem ser devolvidas ao fabricante ou importador:

- Baterias de chumbo ácido, aplicadas em indústrias, automóveis e filmadoras.
- Pilhas e baterias de níquel-cádmio, aplicadas em telefone celular, telefone sem fio e outros aparelhos que utilizem baterias recarregáveis.
- Pilhas e baterias de óxido de mercúrio, aplicadas em instrumentos de navegação e aparelhos de instrumentação e controle.

Os fabricantes estão obrigados a informar, nas embalagens, a necessidade ou não da devolução.

Podem ser descartadas em lixo comum:

- Baterias e pilhas comuns e alcalinas com zinco/manganês e alcalina/manganês utilizadas em brinquedos, lanternas, rádio, controle remoto, rádio-relógio, equipamento fotográfico, *pager*, *walkman*, glicosímetros etc.



Edgard Salvador

Na Alemanha, só é possível comprar bateria para máquinas fotográficas devolvendo-se a usada. Em países-membros do Mercado Comum Europeu, pode-se descartar pilhas e baterias em recipientes específicos, colocados nas ruas.

Na foto: recipiente para descarte colocado em rua de Madri, na Espanha.

CORROSÃO E PROTEÇÃO DE METAIS

Corrosão é a deterioração de metais pelo processo eletroquímico que ocorre nas reações de óxido-redução. Estima-se que aproximadamente 20% de todo o ferro produzido anualmente seja utilizado para reposição de equipamentos que sofreram corrosão, e isso ao custo de bilhões de dólares.

CORROSÃO DO FERRO

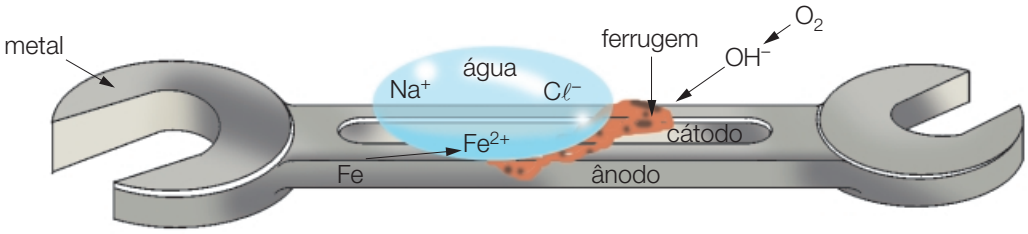
O ferro oxida-se facilmente quando exposto ao ar úmido.
As reações envolvidas na formação da ferrugem são:

oxidação do ferro (ânodo)

$$Fe_{(s)} \longrightarrow Fe^{2+} + 2\ e^-$$

redução do oxigênio (cátodo)

$$O_2 + 2\ H_2O + 4\ e^- \longrightarrow 4\ OH^-$$



A soma das duas semi-reações permite obter a reação global:

$$2\ Fe + O_2 + 2\ H_2O \longrightarrow 2\ Fe(OH)_2$$

O $Fe(OH)_2$ é normalmente oxidado a $Fe(OH)_3$:

$$4\ Fe(OH)_2 + O_2 + 2\ H_2O \longrightarrow 4\ Fe(OH)_3\ \text{(ferrugem)}$$

Muitas vezes, a ferrugem é representada por $Fe_2O_3 \cdot 3\ H_2O$.

Observação:

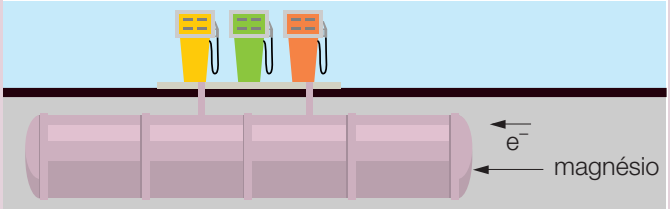
A presença de íons dissolvidos na água facilita o fluxo de elétrons, favorecendo a formação da ferrugem. Isto explica por que em regiões litorâneas a ferrugem se forma mais rapidamente.

PROTEÇÃO COM ELETRODO OU METAL DE SACRIFÍCIO

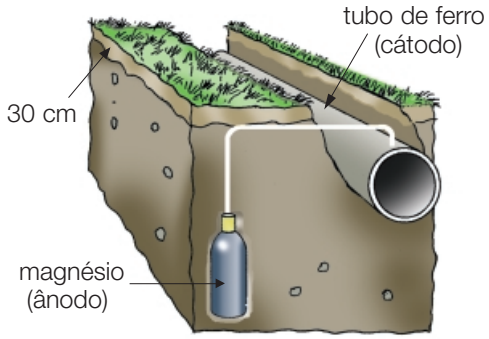
Para proteger o metal — ferro ou aço — da corrosão, podemos utilizar um metal que apresente maior tendência a perder elétrons (maior potencial de oxidação). Esse metal se oxida e evita a corrosão do ferro, sendo, por isso, chamado de **metal de sacrifício**.

Um metal normalmente utilizado com essa finalidade é o magnésio.

$$E^0_{oxi\ Mg} = +2{,}36\ V > E^0_{oxi\ Fe} = +0{,}44\ V$$



Tanques de aço contendo combustível apresentam placas de magnésio que os protegem. O mesmo acontece em navios e oleodutos, por exemplo.



De acordo com a equação:

$$Mg_{(s)} \longrightarrow Mg^{2+} + 2\ e^-$$

podemos perceber que o magnésio, quando se oxida, perde elétrons para o ferro, que permanece protegido. As placas de magnésio devem, portanto, ser substituídas por outras, esporadicamente.

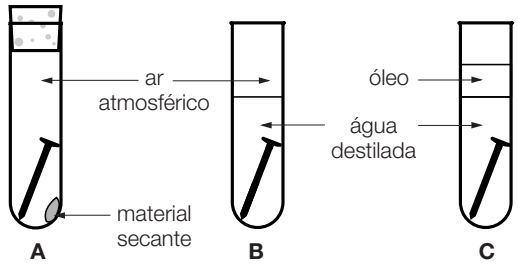
REVESTIMENTO DO FERRO

Uma maneira muito comum de proteger um metal da corrosão é a aplicação de uma fina camada de outro metal para revestimento.

Um dos metais mais utilizados para revestir o ferro é o zinco, que forma o ferro galvanizado. Outro metal utilizado é o estanho. Este tipo de revestimento é usado para a fabricação da **folha de flandres** ou **lata**.

Exercícios de classe

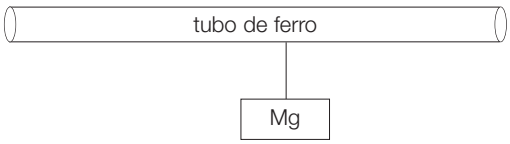
1. (Fuvest-SP)



Para estudar o aparecimento de ferrugem em pregos, foram preparados três tubos, como no esquema acima, usando sempre o mesmo tipo de prego de ferro.

a) O que se observará em cada caso, após certo tempo?
b) Escreva uma equação química que possa representar a formação de ferrugem no prego.

2. (Cefet-MG) Nos processos de transporte subterrâneo, as tubulações de ferro têm barras de magnésio ligadas, conforme o desenho abaixo.



Os potenciais normais de oxidação são:

$Mg \Leftrightarrow Mg^{2+} + 2\ e^-$ $\quad E^0 = 2{,}37$ V

$Fe \Leftrightarrow Fe^{2+} + 2\ e^-$ $\quad E^0 = 0{,}44$ V

a) Com base em seus conhecimentos sobre pilhas eletroquímicas, explique para que são utilizadas as barras de magnésio.
b) Escreva a reação global e calcule a diferença de potencial da pilha formada.

3. (UNI-RIO) A "ferrugem" apresentada pelos automóveis, na nossa cidade, é um processo denominado **corrosão**. Na presença de ar seco (ausência de umidade), o automóvel praticamente não enferruja. Numa cidade praiana, como o Rio de Janeiro, torna-se necessária a adoção de medidas que minimizem a corrosão. Uma delas é a **galvanização**, que significa revestir o ferro presente no automóvel com um metal redutor mais forte do que ele. Indique a opção que apresenta o metal redutor que permite a galvanização do ferro.
(**Dado:** $Fe^{2+}/Fe = -0{,}44$ V)

a) $Cd^{2+}_{(aq)} + 2\ e^- = Cd_{(s)}$
E^0 (V) = –0,40

b) $Co^{2+}_{(aq)} + 2\ e^- = Co_{(s)}$
E^0 (V) = –0,28

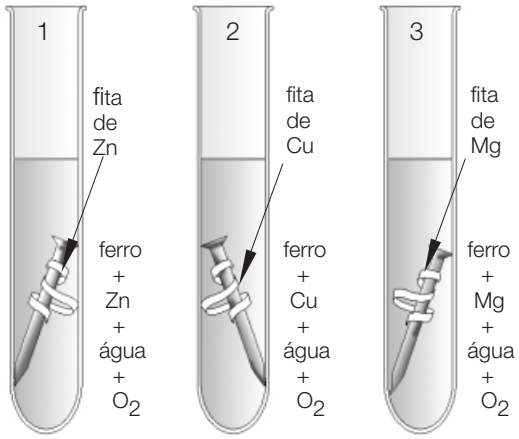
c) $Cu^{2+}_{(aq)} + 2\ e^- = Cu_{(s)}$
E^0 (V) = 0,34

d) $Ni^{2+}_{(aq)} + 2\ e^- = Ni_{(s)}$
E^0 (V) = –0,25

e) $Zn^{2+}_{(aq)} + 2\ e^- = Zn_{(s)}$
E^0 (V) = –0,76

4. (FMTM-MG) Considerando a ampla utilização dos metais no mundo moderno, a corrosão do metal ferro é um problema de grande importância nos países industrializados.

Estudos realizados sobre o assunto mostram que o contato com certos metais pode retardar, impedir ou acelerar a formação de ferrugem.
Considere a ilustração a seguir e os potenciais-padrão de redução fornecidos na tabela.



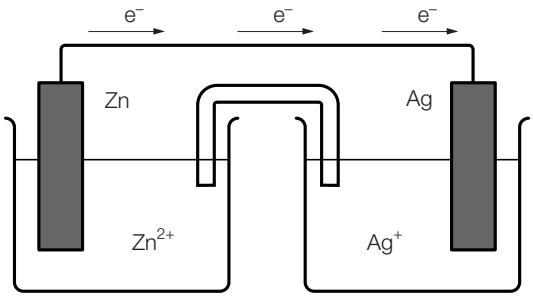
Potenciais-padrão de redução	E^0 (T = 298,18 K)
$Mg^{2+}_{(aq)} + 2\ e^- \longrightarrow Mg_{(s)}$	–2,37 V
$Zn^{2+}_{(aq)} + 2\ e^- \longrightarrow Zn_{(s)}$	–0,76 V
$Fe^{2+}_{(aq)} + 2\ e^- \longrightarrow Fe_{(s)}$	–0,44 V
$Cu^{2+}_{(aq)} + 2\ e^- \longrightarrow Cu_{(s)}$	+0,34 V
$1/2\ O_{2(g)} + H_2O_{(\ell)} + 2\ e^- \longrightarrow 2\ OH^-_{(aq)}$	+0,41 V

Ocorrerá corrosão do prego:
a) somente nos tubos **1** e **2**.
b) somente no tubo **2**.
c) somente nos tubos **1** e **3**.
d) nos tubos **1**, **2** e **3**.
e) somente no tubo **1**.

Exercícios propostos

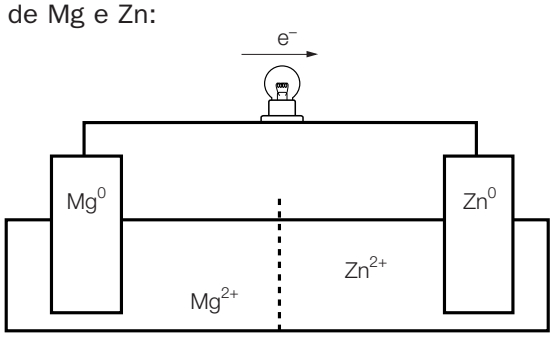
• Pilhas

1. (UFV-MG) Considere a pilha, em funcionamento, esquematizada a seguir:



A equação da reação total desta pilha é:
a) $Zn^0 + 2\ Ag^0 \longrightarrow Zn^{2+} + 2\ Ag^+$
b) $Zn^0 + 2\ Ag^+ \longrightarrow Zn^{2+} + 2\ Ag^0$
c) $Zn^{2+} + 2\ Ag^0 \longrightarrow Zn^0 + 2\ Ag^+$
d) $Zn^{2+} + 2\ Ag^+ \longrightarrow Zn^0 + 2\ Ag^0$
e) $Zn^0 + Zn^{2+} \longrightarrow 2\ Ag^0 + 2\ Ag^+$

2. (UFPI) Dado um sistema relativo a uma pilha de Mg e Zn:



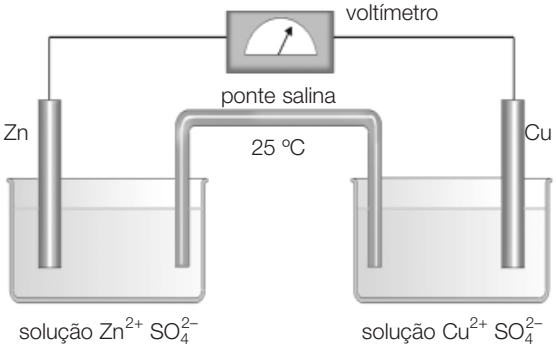
Sabendo-se que os elétrons fluem do eletrodo de magnésio para o eletrodo de zinco, podemos afirmar que:
a) a reação não é espontânea.
b) o eletrodo de magnésio é o pólo positivo.
c) o eletrodo de zinco é o cátodo.
d) o eletrodo de zinco sofre corrosão.
e) a concentração de Mg^{2+} diminui.

3. (FURRN) Na pilha eletroquímica

$$Zn^0 \ / \ Zn^{2+} \ // \ Cu^{2+} \ / \ Cu^0,$$

ocorrem reações de óxido-redução. Nesse sistema pode-se afirmar que:
a) no pólo negativo há oxidação de Cu^0 a Cu^{2+}.
b) no pólo negativo há oxidação de Zn^0 a Zn^{2+}.
c) no pólo positivo há oxidação de Cu^0 a Cu^{2+}.
d) no pólo positivo há oxidação de Zn^0 a Zn^{2+}.
e) no pólo positivo há redução de Zn^{2+} a Zn^0.

4. (FURRN) A figura dada representa uma pilha simples.



Com base nos conhecimentos sobre eletroquímica, é correto afirmar:
a) Os elétrons do cobre se depositam na lâmina de zinco.
b) O eletrodo Cu^{2+}/Cu^0 tem tendência à redução.
c) O eletrodo positivo é o ânodo.
d) O Cu^{2+} é o agente oxidante.
e) A temperatura e a pressão não influenciam no potencial do eletrodo.

5. (PUC-RJ) Um alquimista maluco descobriu que o chumbo metálico pode ceder elétrons espontaneamente em soluções de $AuC\ell_3$, e construiu a seguinte pilha:

$$| Pb^0 | Pb^{2+} || Au^{3+} | Au^0 |$$

Para esta pilha, é correto afirmar:

a) O Au^0 se reduz e o Au^{3+} se oxida.
b) O alquimista transformou chumbo em ouro.
c) O cátodo é o Au^0 e o ânodo é o Pb^0.
d) A solução de Pb^{2+} ficará mais diluída.
e) A solução de Au^{3+} ficará mais concentrada.

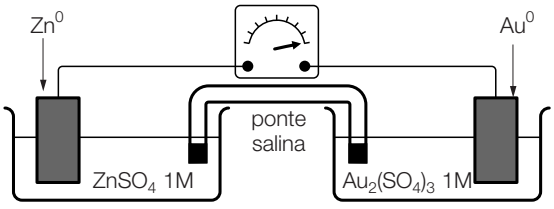
6. (Fuvest-SP) Objetos de prata escurecidos (devido principalmente à formação de Ag_2S) podem ser limpos eletroquimicamente, sem perda da prata, mergulhando-os em um recipiente de alumínio contendo solução quente de bicarbonato de sódio. Neste processo, a prata em contato com o Ag_2S atua como cátodo e o alumínio como ânodo de uma pilha. A semi-reação que ocorre no cátodo pode ser representada por:

a) $Ag_2S \longrightarrow 2\ Ag^+ + S^{2-}$
b) $Ag_2S + 2\ e^- \longrightarrow 2\ Ag + S^{2-}$
c) $Ag_2S \longrightarrow 2\ Ag + S^{2-} + 2\ e^-$
d) $Ag_2S + 2\ e^- \longrightarrow 2\ Ag + S$
e) $Ag_2S \longrightarrow 2\ Ag + S$

• Cálculo da voltagem

7. (PUC-MG) Dada a célula eletroquímica ilustrada, considere os seguintes potenciais-padrão de redução:

$E^0_{Zn^{2+}/Zn^0} = -0{,}76$ V; $E^0_{Au^{3+}/Au^0} = +1{,}50$ V



A partir dessas informações, responda:
a) Qual é a reação catódica?
b) Qual é a reação anódica?
c) Qual é a reação global da célula?
d) Qual é a ddp da pilha?
e) A célula é espontânea?

8. (Cesgranrio-RJ) Constrói-se uma pilha galvânica padrão usando-se como eletrodos:

I — fio de prata metálica mergulhado em solução de íons Ag^+,
II — fio de níquel metálico mergulhado em solução de íons Ni^{2+}.

Dados:

$Ni^{2+}_{(aq)} + 2\ e^- \longrightarrow Ni_{(s)}$ $\quad E^0 = -0{,}25$ V

$Ag^+_{(aq)} + e^- \longrightarrow Ag_{(s)}$ $\quad E^0 = 0{,}80$ V

O ânodo, o cátodo e o potencial-padrão da pilha são, respectivamente:
a) Ag; Ni; –1,05 V.
b) Ni; Ag; 1,05 V.
c) Ag; Ni; 1,35 V.
d) Ag; Ni; 1,30 V.
e) Ni; Ag; –0,55 V.

9. (UNI-RIO)

$Fe^{2+}_{(aq)} + 2\ e^- \longrightarrow Fe_{(s)}$ $\quad E^0 = -0{,}44$ V

$Cd^{2+}_{(aq)} + 2\ e^- \longrightarrow Cd_{(s)}$ $\quad E^0 = -0{,}40$ V

$Ni^{2+}_{(aq)} + 2\ e^- \longrightarrow Ni_{(s)}$ $\quad E^0 = -0{,}25$ V

$Cu^{2+}_{(aq)} + 2\ e^- \longrightarrow Cu_{(s)}$ $\quad E^0 = +0{,}34$ V

Indique a opção que contém a pilha com a maior diferença de potencial, de acordo com a tabela dada de potenciais-padrão em solução aquosa, a 25 °C:

	ânodo		**cátodo**
a)	Fe	——	Cu.
b)	Cu	——	Ni.
c)	Cd	——	Fe.
d)	Ni	——	Cd.
e)	Cd	——	Cu.

10. (UFPA) O potencial de uma pilha padrão formada por $Cu/Cu(NO_3)_2$ e $Fe/FeSO_4$ é 0,78 V. Dada a semi-reação e o potencial-padrão de redução:

$Cu^{2+} + 2\ e^- \longrightarrow Cu^0$ $\quad (E^0 = 0{,}34$ volts)

e sabendo-se que o eletrodo de Fe^0 se dissolve, pode-se afirmar que o potencial-padrão de redução de

$$Fe^{2+} + 2\ e^- \longrightarrow Fe^0$$

é:
a) –0,44.
b) –1,12.
c) +0,44.
d) +1,12.
e) +1,56.

11. (UFSC) Com base no diagrama da pilha Zn / Zn^{2+} (1 M) // Ag^{+1} (1 M) / Ag e nos potenciais-padrão de oxidação, a 25 °C, das semi-reações:

$Zn \rightleftharpoons Zn^{+2} + 2\ e^-$ $\quad E^0 = +0{,}76$ volts

$Ag \rightleftharpoons Ag^{+1} + 1\ e$ $\quad E^0 = -0{,}80$ volts

indique os itens corretos.

I — os átomos de zinco sofrerão oxidação;
II — os átomos de prata perderão elétrons;
III — o cátodo da pilha será o eletrodo de prata;
IV — entre os eletrodos de Zn e Ag existe uma diferença de potencial-padrão de 2,36 volts;
V — a massa do eletrodo de zinco diminui com o tempo;
VI — o sentido espontâneo do processo será:

$$Zn^{+2} + 2\ Ag \longrightarrow Zn + 2\ Ag^+$$

12. (Fuvest-SP) Dada a tabela de reatividade:

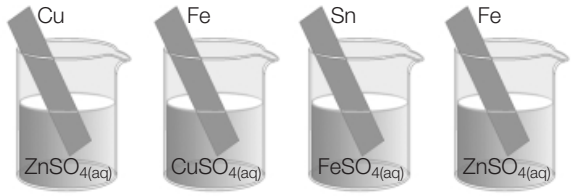
	Cu^0	Mg^0	Pb^0
$CuSO_4$	—	reage	reage
$MgC\ell_2$	não reage	—	não reage
$Pb(NO_3)_2$	não reage	reage	—

a) Disponha os metais citados em ordem crescente dos potenciais de redução. Explique.
b) Associe dois destes metais de modo que se forme uma pilha. Indique os pólos positivo e negativo.

13. (Fuvest-SP) Uma liga metálica, ao ser mergulhada em ácido clorídrico, pode permanecer inalterada, sofrer dissolução parcial ou dissolução total. Qual das situações dadas será observada com a liga de cobre e zinco (latão)? Justifique utilizando as informações da tabela a seguir:

Semi-reação	E^0 (volts)
$C\ell_2 + 2\ e^- \longrightarrow 2\ C\ell^-$	+1,36
$Cu^{2+} + 2\ e^- \longrightarrow Cu$	+0,34
$2\ H^+ + 2\ e^- \longrightarrow H_2$	0,00
$Zn^{2+} + 2\ e^- \longrightarrow Zn$	–0,76

14. (UFRJ) Os quatro frascos apresentados a seguir contêm soluções salinas de **mesma concentração molar**, a 25 °C. Em cada frasco, encontra-se uma placa metálica mergulhada na solução.



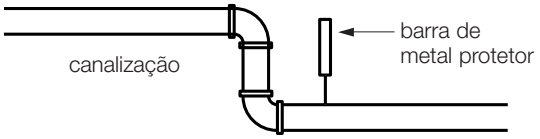
	E^0_{red} (V)
$Zn^{2+} + 2\ e^- \longrightarrow Zn$	–0,76
$Fe^{2+} + 2\ e^- \longrightarrow Fe$	–0,44
$Sn^{2+} + 2\ e^- \longrightarrow Sn$	–0,14
$Cu^{2+} + 2\ e^- \longrightarrow Cu$	+0,34

a) Identifique o frasco em que ocorre reação química espontânea e escreva a respectiva equação.
b) Sabendo que o frasco **III** contém 304 gramas de $FeSO_4$ em 2 litros de solução, determine a concentração, em g/L, da solução de $ZnSO_4$ no frasco **I**.

• Corrosão e proteção de metais

15. (Fuvest-SP) Mergulhando-se um prego de ferro, limpo, em água, observa-se com o passar do tempo um processo de corrosão superficial. Formule alguma das equações químicas representativas das transformações ocorridas na superfície do prego.

16. (Cesgranrio-RJ) A proteção catódica ilustrada na figura é um dos métodos utilizados para proteger canalizações metálicas subterrâneas contra a corrosão. Próxima à canalização e ligada a ela por um condutor, é colocada uma barra de metal para que sofra preferencialmente a ação do agente oxidante.



Considerando-se que a tubulação é de ferro, a melhor opção de elemento que pode ser utilizado como protetor é:
a) Cu.
b) Ag.
c) Mg.
d) Ni.
e) Pb.

Dados:

$Fe^{2+} + 2\ e^- \longrightarrow Fe \quad E^0 = -0,44\ V$
$Cu^{2+} + 2\ e^- \longrightarrow Cu \quad E^0 = +0,34\ V$
$Ag^+ + e^- \longrightarrow Ag \quad E^0 = +0,80\ V$
$Pb^{2+} + 2\ e^- \longrightarrow Pb \quad E^0 = -0,13\ V$
$Ni^{2+} + 2\ e^- \longrightarrow Ni \quad E^0 = -0,25\ V$
$Mg^{2+} + 2\ e^- \longrightarrow Mg \quad E^0 = -2,37\ V$

17. (Vunesp-SP) Encanamentos de ferro mergulhados em água sofrem corrosão, devido principalmente à reação:

$$Fe_{(s)} + 2\ H^+_{(aq)} \longrightarrow Fe^{2+}_{(aq)} + H_{2(g)}$$

Para proteger encanamentos nessas condições, costuma-se ligá-los a barras de outros metais, que são corroídos ao invés dos canos de ferro. Conhecendo os potenciais-padrões de redução:

$Cu^{2+} + 2\ e^- \longrightarrow Cu_{(s)} \quad E^0 = +0,34\ V$
$Fe^{2+} + 2\ e^- \longrightarrow Fe_{(s)} \quad E^0 = -0,44\ V$
$Mg^{2+} + 2\ e^- \longrightarrow Mg_{(s)} \quad E^0 = -2,37\ V$
$2\ H^+ + 2\ e^- \longrightarrow H_{2(g)} \quad E^0 = 0,0\ V$

e dispondo-se de barras de magnésio e cobre, propõe-se:

a) Qual metal deve ser utilizado para proteger o encanamento? Justifique.
b) Escreva as reações que ocorrem na associação do cano de ferro com a barra metálica escolhida, indicando o agente oxidante e o agente redutor.



Faça você mesmo

Uma pilha incomum

Este experimento demonstra que podemos utilizar fluxos de elétrons, obtidos a partir de reações químicas, para fazer um relógio funcionar.

Material

Relógio que funcione com uma pilha comum de 1,5 V

2 placas de cobre de aproximadamente 2 cm x 5 cm

2 eletrodos de magnésio, que podem ser encontrados em lojas de materiais para piscinas e costuma ser conhecido por eletrodo de sacrifício.

1,5 m de fio comum de cobre, cortado em três partes iguais

1 laranja

1 palha de aço

1 prego grosso

Martelo

Procedimento

Observação:

Antes do primeiro experimento e entre os seguintes, limpe bem os eletrodos com palha de aço comum (bombril).

Use prego e martelo para fazer um furo em cada eletrodo de cobre.

Depois, ligue os fios aos eletrodos, conforme indicado ao lado:

Em seguida, pegue a laranja e, antes de cortá-la em duas partes iguais, aperte-a um pouco para liberar o sumo. Feito isso, monte o sistema conforme indicado na figura seguinte.

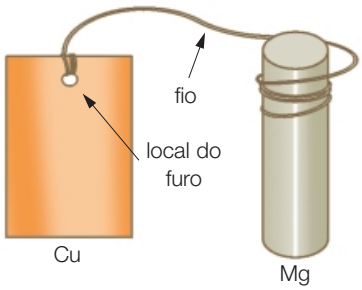


figura A

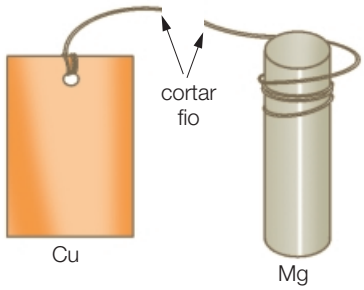
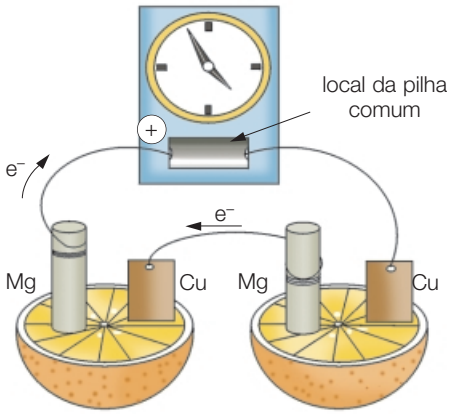


figura B

Para o relógio funcionar, coloque os eletrodos próximos um do outro em cada metade da laranja.



Observação:

Às vezes é necessário testar vários pontos de colocação dos eletrodos até encontrar o local adequado para fazer o relógio funcionar.

Resolva as questões:

a) Observe a indicação do fluxo de elétrons e equacione a semi-reação que ocorre com o magnésio.

b) A laranja é um meio eletrolítico ou não-eletrolítico? Justifique.

c) Indique pelo menos duas substâncias presentes na laranja.

d) Qual metal apresenta maior potencial de oxidação: o magnésio ou o cobre? Justifique.

e) Após certo tempo, o que deverá ocorrer com a lâmina de magnésio?

f) Repita o experimento utilizando pepino, batata e melancia.

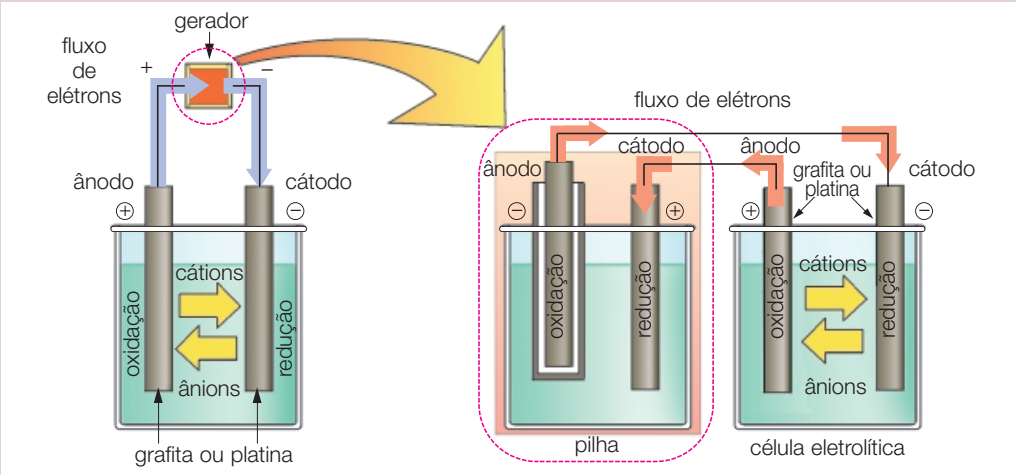
ELETRÓLISE

É um processo não-espontâneo, em que a passagem de uma corrente elétrica através de um sistema líquido, no qual existam íons, produz reações químicas.

As eletrólises são realizadas em cubas eletrolíticas, nas quais a corrente elétrica é produzida por um gerador (pilha).

Nesse sistema, os eletrodos são geralmente inertes, formados por platina ou grafita (carvão).

As substâncias que serão submetidas à eletrólise podem estar liquefeitas (fundidas) ou em solução aquosa. A seguir, vamos estudar essas duas possibilidades.



No processo de eletrólise, os elétrons emergem da pilha (gerador) pelo ânodo ⊖ e entram na célula eletrolítica pelo cátodo ⊖, no qual produzem redução. Na célula eletrolítica, os elétrons emergem pelo ânodo ⊕, no qual ocorre oxidação, e chegam à pilha pelo seu cátodo ⊕.

ELETRÓLISE ÍGNEA

Na eletrólise ígnea, a substância pura está no estado líquido (fundida), e não existe água no sistema. Vejamos, como exemplo desse tipo de eletrólise, a que ocorre com o cloreto de sódio ($NaC\ell$), utilizando eletrodos de platina.

$$NaC\ell \xrightarrow{\Delta} Na^+ + C\ell^-$$

As semi-reações que ocorrem nos eletrodos são:

$$\left.\begin{array}{l}\ominus\\ \text{cátodo}\\ \text{(redução)}\end{array}\right\} \quad Na^+ + e^- \longrightarrow Na \qquad\qquad \left.\begin{array}{l}\oplus\\ \text{ânodo}\\ \text{(oxidação)}\end{array}\right\} \quad 2\ C\ell^- \longrightarrow C\ell_2 + 2\ e^-$$

Estabelecendo a igualdade entre o número de elétrons perdidos e recebidos e somando as semi-reações, obtemos a reação global da eletrólise:

$$\begin{array}{lr} \text{cátodo:} & 2\ Na^+ + \cancel{2\ e^-} \longrightarrow 2\ Na \\ \text{ânodo:} & 2\ C\ell^- \longrightarrow C\ell_2 + \cancel{2\ e^-} \\ \hline \text{reação global:} & 2\ Na^+ + 2\ C\ell^- \longrightarrow 2\ Na + C\ell_2 \end{array}$$

Pela análise da reação global, podemos concluir que a eletrólise ígnea do cloreto de sódio produz sódio metálico (Na) e gás cloro ($C\ell_2$).

ELETRÓLISE EM MEIO AQUOSO

Nesse tipo de eletrólise devemos considerar não só os íons provenientes do soluto, mas também os da água, provenientes de sua ionização.

Genericamente, temos:

$$CA \longrightarrow C^+ + A^-$$
$$H_2O \longrightarrow H^+ + OH^-$$

Experimentalmente, verificou-se que somente um dos cátions e somente um dos ânions sofrem descarga nos eletrodos e que essa descarga segue a seguinte ordem de prioridade:

• Metais alcalinos (Li^+, Na^+, K^+ ...) • Metais alcalino-terrosos (Be^{2+}, Mg^{2+}, Ca^{2+} ...) • Alumínio ($A\ell^{3+}$)	**H^+**	• Demais metais (Mn^{2+}, Zn^{2+}, Fe^{2+}, Ni^{2+}, Cu^{2+}, Ag^{2+}, Hg^{2+}, Au^{3+} ...)
facilidade de descarga crescente		
• Ânions oxigenados (NO_3^-, SO_4^{2-}, $C\ell O_3^-$ ...) • Fluoreto (F^-)	**OH^-**	• Ânions não-oxigenados ($C\ell^-$, Br^-, I^-) • Hidrogeno-sulfato (HSO_4^-)

Vamos estudar, agora, duas eletrólises em meio aquoso.

1. Eletrólise aquosa do cloreto de sódio $NaC\ell_{(aq)}$

Na solução, temos:

$$NaC\ell \longrightarrow Na^+_{(aq)} + C\ell^-_{(aq)} \qquad H_2O \longrightarrow H^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

	cátodo	ânodo
migração de íons	H^+ e Na^+	$C\ell^-$ e OH^-
facilidade de descarga	$H^+ > Na^+$	$C\ell^- > OH^-$
semi-reação	redução $2\ H^+ + 2\ e^- \longrightarrow H_2$	oxidação $2\ C\ell^- \longrightarrow C\ell_2 + 2\ e^-$
íons presentes na solução	Na^+	OH^-

Somando as quatro equações, temos a reação global do processo:

$$2\ NaC\ell \longrightarrow 2\ Na^+ + 2\ C\ell^-$$
$$2\ H_2O \longrightarrow 2\ H^+ + 2\ OH^-$$
cátodo: $2\ H^+ + 2\ e^- \longrightarrow H_2$
ânodo: $2\ C\ell^- \longrightarrow C\ell_2 + 2\ e^-$

reação global: $2\ NaC\ell_{(aq)} + 2\ H_2O_{(\ell)} \longrightarrow \underbrace{2\ Na^+_{(aq)} + 2\ OH^-_{(aq)}}_{\text{solução}} + \underbrace{H_{2(g)}}_{\text{cátodo}} + \underbrace{C\ell_{2(g)}}_{\text{ânodo}}$

A eletrólise do $NaC\ell_{(aq)}$ é um processo que permite obter **soda cáustica** (NaOH), gás hidrogênio (H_2) e gás cloro ($C\ell_2$).

Note que a presença de OH^- na solução final da eletrólise caracteriza soluções **básicas**.

"Cloro líquido"



Thales Trigo

Nas condições ambientes, o cloro ($C\ell_2$) é um gás. Por isso, ao lermos a propaganda "temos cloro líquido" — muito comum em lojas de materiais para piscina —, devemos entender que o produto anunciado é o cloro gasoso dissolvido em água.

Note que o cloro gasoso, ao se dissolver em água, reage com ela:

$$C\ell_2 + H_2O \rightleftharpoons HC\ell + HC\ell O$$

Essa solução é utilizada na produção de desinfetantes e alvejantes domésticos.

Observação:

Em vez de escrevermos a descarga do H^+ proveniente da água, podemos escrever a descarga da própria água, cuja reação é dada por:

$$\ominus \text{ cátodo (redução)} \begin{cases} 2\ H_2O \longrightarrow 2\ H^+ + 2\ OH^- \\ 2\ H^+ + 2\ e^- \longrightarrow H_2 \\ \hline 2\ H_2O + 2\ e^- \longrightarrow H_2 + 2\ OH^- \end{cases}$$

2. Eletrólise aquosa do sulfato de cobre $CuSO_{4(aq)}$

Na solução, temos:

$CuSO_{4(aq)} \longrightarrow Cu^{2+}_{(aq)} + SO^{2-}_{4(aq)}$ $\qquad$ $H_2O_{(\ell)} \longrightarrow H^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$

	Cátodo	Ânodo
migração de íons	Cu^{2+} e H^+	OH^- e SO^{2-}_4
facilidade de descarga	$Cu^{2+} > H^+$	$OH^- > SO^{2-}_4$
semi-reação	redução $Cu^{2+}_{(aq)} + 2\ e^- \longrightarrow Cu_{(s)}$	oxidação $2\ OH^-_{(aq)} \longrightarrow H_2O_{(\ell)} + 1/2\ O_2 + 2\ e^-$
íons presentes na solução	H^+	SO^{2-}_4

Somando as quatro equações, temos a reação global do processo:

$CuSO_4 \longrightarrow Cu^{2+} + SO^{2-}_4$

$2\ H_2O \longrightarrow 2\ H^+ + 2\ OH^-$

cátodo: $Cu^{2+} + 2\ e^- \longrightarrow Cu$

ânodo: $2\ OH^- \longrightarrow H_2O + 1/2\ O_2 + 2\ e^-$

reação global: $CuSO_{4(aq)} + H_2O_{(\ell)} \longrightarrow \underbrace{2\ H^+_{(aq)} + SO^{2-}_{4(aq)}}_{\text{solução}} + \underbrace{Cu_{(s)}}_{\text{cátodo}} + \underbrace{1/2\ O_{2(g)}}_{\text{ânodo}}$

Note que, pela eletrólise do $CuSO_4$, obtivemos cobre metálico (Cu) e gás oxigênio (O_2), e que a solução final apresenta caráter ácido devido aos íons $H^+_{(aq)}$.

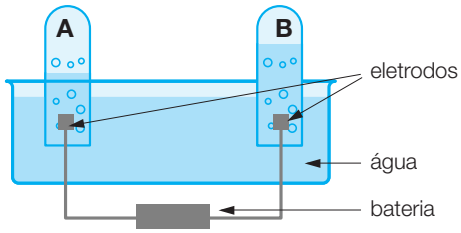
Observação:

Em vez de escrevermos a descarga do OH^- proveniente da água, podemos escrever a descarga da própria água, cuja reação é dada por:

$$\oplus \text{ ânodo (oxidação)} \begin{cases} 2\ H_2O \longrightarrow 2\ H^+ + 2\ OH^- \\ 2\ OH^- \longrightarrow H_2O + 1/2\ O_2 + 2\ e^- \\ \hline H_2O \longrightarrow 2\ H^+ + 1/2\ O_2 + 2\ e^- \end{cases}$$

EXERCÍCIO RESOLVIDO

(Unicamp-SP) Observe o esquema ao lado, representativo da eletrólise da água.



As semi-reações que ocorrem nos eletrodos são:

$$2\ H_2O_{(\ell)} + 2\ e^- \longrightarrow 2\ OH^-_{(aq)} + H_{2(g)}$$

$$2\ H_2O_{(\ell)} \longrightarrow 4\ H^+_{(aq)} + O_{2(g)} + 4\ e^-$$

A partir dessas informações:

a) Identifique os gases **A** e **B**.

b) Indique se, após um certo tempo de eletrólise, o meio estará ácido, básico ou neutro. Por quê?

SOLUÇÃO

a) Uma maneira de resolver seria pela análise das semi-reações, após estarem devidamente balanceadas, e da reação global, lembrando que:

nº de e^- cedidos = nº de e^- recebidos

redução: $4\ H_2O_{(\ell)} + 4\ e^- \longrightarrow 4\ OH^-_{(aq)} + 2\ H_{2(g)}$

oxidação: $2\ H_2O_{(\ell)} \longrightarrow 4\ H^+ + O_2 + 4\ e^-$

reação global: $6\ H_2O_{(\ell)} \longrightarrow 4\ H^+_{(aq)} + 4\ OH^-_{(aq)} + 2\ H_{2(g)} + O_{2(g)}$

Note que são produzidos 2 $H_{2(g)}$ para 1 $O_{2(g)}$; logo, o volume de H_2 produzido será maior que o de O_2. Então: gás **A** $\longrightarrow$ H_2 e gás **B** $\longrightarrow$ O_2.

b) Observando a equação da reação global, notamos que a quantidade (concentração) de H^+ é igual à de OH^-.

Assim, **pela equação**: $4\ H^+ \longleftrightarrow 4\ OH^-$, ou seja, a solução final é **neutra**.

Exercícios de classe

1. Equacione as reações que ocorrem na eletrólise ígnea das substâncias:

a) KI; b) $NiC\ell_2$.

2. (Fuvest-SP) Escreva a equação global das reações que ocorrem na eletrólise de cloreto de sódio fundido, em cadinho de platina e com eletrodos de platina.

3. Equacione as reações que ocorrem na eletrólise aquosa das substâncias a seguir, indicando os produtos formados nos eletrodos e na solução:

a) $CuBr_2$.
b) $AgNO_3$.
c) $CaC\ell_2$.
d) Na_2SO_4.

4. (EEM-SP) Um importante ramo da Química é aquele em que se faz a eletrólise de soluções aquosas de $NaC\ell$. Cite quatro importantes substâncias produzidas por este processo e escreva as equações químicas correspondentes.

5. (UFRS) Na eletrólise de nitrato de ferro II, em solução aquosa, ocorre:

a) redução no pólo negativo com formação de ferro metálico.
b) oxidação no pólo negativo com liberação de gás oxigênio.
c) redução no pólo positivo com liberação de gás oxigênio.
d) oxidação no pólo positivo com formação de gás NO_2.
e) redução no pólo negativo com formação de gás hidrogênio.

6. (UFF-RJ) Quando uma solução aquosa de Li_2SO_4 é eletrolisada, os produtos formados no ânodo e no cátodo são, respectivamente:

a) S e Li.
b) O_2 e Li.
c) SO_2 e H_2.
d) O_2 e H_2.
e) SO_2 e Li.

ASPECTOS QUANTITATIVOS DA ELETRÓLISE

Faraday descobriu que íons de um metal são depositados no estado sólido quando uma corrente elétrica circula através de uma solução iônica de um sal do metal. O metal prata (Ag), por exemplo, deposita-se quando usamos uma solução salina de nitrato de prata ($AgNO_3$), e o metal cobre (Cu) se deposita quando usamos uma solução salina de nitrato de cobre [$Cu(NO_3)_2$]. As semi-reações que representam as deposições desses metais são:

$$\underset{1\ mol}{1\ Ag^+_{(aq)}} + \underset{1\ mol}{1\ e^-} \longrightarrow \underset{1\ mol}{1\ Ag_{(s)}} \qquad \underset{1\ mol}{1\ Cu^{2+}_{(aq)}} + \underset{2\ mol}{2\ e^-} \longrightarrow \underset{1\ mol}{1\ Cu_{(s)}}$$

Note que 1 mol de elétrons provoca a deposição de 1 mol de $Ag^+_{(aq)}$, mas são necessários 2 mol de elétrons para depositar 1 mol de $Cu^{2+}_{(aq)}$. O número de elétrons que circula depende da corrente elétrica.

A unidade mais comumente usada para expressar a velocidade de fluxo de uma corrente elétrica é o **ampère (A)**, que se refere ao número de coulombs (carga) que passa por um ponto por unidade de tempo.

$$\text{corrente (i)} = \frac{\text{carga}}{\text{tempo}} \quad \frac{(Q)}{(t)} \Rightarrow A = \frac{\text{coulomb (C)}}{\text{segundo (s)}}$$

$$i(A) \cdot t(s) = Q\ (C)$$

Em 1909, Millikan determinou que a carga elétrica de um elétron é igual a $1{,}6 \cdot 10^{-19}$ C e, como sabemos que 1 mol de elétrons corresponde a $6{,}02 \cdot 10^{23}$ e^-, a quantidade de carga transportada pela passagem de 1 mol de elétrons é dada pelo produto entre esses dois valores, ou seja:

$$1{,}6 \cdot 10^{-19}\ C \cdot 6{,}02 \cdot 10^{23} = 9{,}65 \cdot 10^4\ C$$

Assim, $9{,}65 \cdot 10^4$ C ou 96 500 C é a quantidade de carga transportada por 1 mol de elétrons e essa quantidade é denominada **constante de Faraday** (1 F):

$$1\ \text{mol de elétrons}\ (= 6{,}02 \cdot 10^{23}\ e^-) \xrightarrow{\text{transporta}} 9{,}65 \cdot 10^4\ C = 1\ \text{faraday} = 1\ F$$

Vejamos alguns exemplos em que relacionamos os aspectos quantitativos da eletrólise.

1º exemplo

Uma peça de bijuteria recebeu um "banho de prata" (prateação) por um processo eletrolítico. Sabendo que nessa deposição o Ag^+ se reduz a Ag e a quantidade de carga envolvida no processo foi de 0,01 faraday, qual é a massa de prata depositada? (massa molar: Ag = 108 g mol^{-1})

$$Ag^+ + e^- \longrightarrow Ag$$

$$1\ \text{mol}\ e^- \qquad 1\ \text{mol}$$

$$1\ \text{faraday} \text{ ——— } 108\ g$$

$$0{,}01\ \text{faraday} \text{ ——— } x$$

$$x = \frac{0{,}01\ \cancel{F} \cdot 108\ g}{1\ \cancel{F}} \Rightarrow x = 1{,}08\ g\ \text{de prata}$$

2º exemplo

Se considerarmos que uma quantidade de carga igual a 9 650 C é responsável pela deposição de cobre quando é feita uma eletrólise de $CuSO_{4(aq)}$, qual será a massa de cobre depositada? (massa molar: Cu = 64 g mol^{-1})

$$CuSO_4 \longrightarrow Cu^{2+} + SO_4^{2-}$$

$$Cu^{2+} + 2\ e^- \longrightarrow Cu$$

$$2\ mol\ e^- \quad\quad 1\ mol$$

$$2\ (96\,500\ C) \text{ —— } 64\ g$$

$$9\,650\ C \text{ —— } x$$

$$x = \frac{9\,650\ \cancel{C} \cdot 64\ g}{2 \cdot 96\,500\ \cancel{C}} \Rightarrow x = 3{,}2\ g\ de\ Cu$$

3º exemplo

Numa pilha antiga de *flash*, o eletrólito está contido numa lata de zinco que funciona como um dos eletrodos. Que massa de Zn é oxidada a Zn^{2+} durante a descarga desse tipo de pilha, por um período de 30 minutos, envolvendo uma corrente de $5{,}36 \cdot 10^{-1}$ A? (massa molar: Zn = 65 g mol^{-1})

$i = 5{,}36 \cdot 10^{-1}$ A

$t = 30$ minutos $= 30 \cdot 60$ s $= 1\,800$ s

$Q = i \cdot t$

$Q = 5{,}36 \cdot 10^{-1}\ A \cdot 1\,800\ s$

$Q = 965\ C$

$$Zn \longrightarrow Zn^{2+} + 2\ e^-$$

$$1\ mol \quad\quad 2\ mol\ e^-$$

$$65\ g \text{ —— } 2\ (96\,500\ C)$$

$$x \text{ —— } 965\ C$$

$$x = \frac{965\ \cancel{C} \cdot 65\ g}{2 \cdot 96\,500\ \cancel{C}} \Rightarrow x = 3{,}25 \cdot 10^{-1}\ g\ de\ Zn$$

Exercícios de classe

1. (UFSE) Na eletrólise de uma solução aquosa de sulfato cúprico, tem-se a seguinte redução catódica:

$$Cu^{2+}_{(aq)} + 2\ e^- \longrightarrow Cu_{(s)}$$

Quantos mol de íons de $Cu^{2+}_{(aq)}$ são reduzidos por uma quantidade de eletricidade igual a 1,0 faraday?

a) 0,50.
b) 1,0.
c) 1,5.
d) 2,0.
e) 2,5.

2. (Fatec-SP) No intervalo de um jogo de futebol da seleção brasileira, para aliviar a tensão, Vinícius resolveu aplicar seus conhecimentos de Química e descobriu qual o desgaste da cápsula de zinco da pilha de seu rádio, durante os 90 minutos da partida.
(**Dados:** 1 F = 96 500 C; massa molar de Zn = 65,0 g/mol)

$$Zn \longrightarrow Zn^{2+} + 2\ e^-$$

Considerando que a quantidade de carga envolvida é igual a 1 930 C, a cápsula de zinco da pilha sofreu um desgaste de:

a) 0,1625 g.
b) 0,1300 g.
c) 0,3275 g.
d) 0,6500 g.
e) 0,7630 g.

3. (Puccamp-SP) O cobre com elevado grau de pureza é obtido pelo método eletrolítico que consiste na eletrólise de solução de sulfato cúprico e ácido sulfúrico. Utiliza-se cobre impuro como ânodo e cobre puro como cátodo e regula-se convenientemente a voltagem de forma que no cátodo ocorra apenas a redução:

$$Cu^{2+}_{(aq)} + 2\ e^- \longrightarrow Cu_{(s)}$$

A quantidade de elétrons, em mol, necessária para a obtenção de 254 g de cobre puro é:

a) 8,5.
b) 8,0.
c) 5,5.
d) 4,0.
e) 2,0.

4. (Unaerp-SP) Numa eletrólise, usando corrente de 10 ampères, qual é a massa de cobre que será liberada de uma solução de $CuSO_4$, após o tempo de 193 000 segundos?
(**Dados:** peso atômico do cobre = 63,5 u.m.a.; 1 faraday = 96 500 coulombs)

5. (FUC-MT) Tem-se três cubas eletrolíticas ligadas em série, contendo respectivamente $AgNO_3$, $CuSO_4$ e $ZnC\ell_2$.
Sabendo-se que na primeira cuba foram depositados 108 g de prata metálica, pode-se concluir que foram depositados também:
(massas atômicas: Ag = 108; Cu = 63,5; Zn = 65,4)
a) 31,75 g de cobre metálico.
b) 65,4 g de zinco metálico.
c) 63,5 g de cobre metálico.
d) 108 g de cobre metálico.
e) 108 g de zinco metálico.

Exercícios propostos

• Eletrólise

1. (FEI-SP) O alumínio é obtido industrialmente pela eletrólise ígnea da alumina ($A\ell_2O_3$). Indique a alternativa falsa:
a) O íon alumínio sofre redução.
b) O gás oxigênio é liberado no ânodo.
c) O alumínio é produzido no cátodo.
d) O metal alumínio é agente oxidante.
e) O íon O^{-2} sofre oxidação.

2. (Fuvest-SP) Na eletrólise da água, obtém-se no eletrodo negativo um gás que apresenta a propriedade característica de:
a) turvar a água de cal.
b) ser esverdeado e irritante.
c) ser combustível.
d) ser imiscível com o ar.
e) ter densidade maior que a do ar.

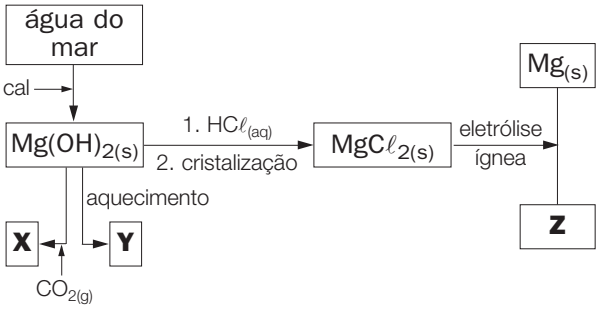
3. (Cefet-PR) Sobre o processo de eletrólise de uma solução aquosa de nitrato de prata com eletrodos inertes, é **incorreto** afirmar:
a) Nitrato de prata dissocia-se em água liberando íons Ag^{1+} e NO_3^{1-}.
b) No cátodo, há deposição de prata.
c) No ânodo, há formação de oxigênio.
d) A solução torna-se ácida devido à formação de HNO_3.
e) O fluxo de elétrons faz-se do cátodo para o ânodo.

4. (Fuvest-SP) É comum encontrar nas lojas de materiais para piscinas o anúncio:

"Temos cloro líquido"

a) Há erro no tal anúncio? Explique.
b) Quando se obtém cloro por eletrólise de solução aquosa de cloreto de sódio também se forma hidrogênio. Mostre como se formam o cloro e o hidrogênio nessa eletrólise.

5. (Fuvest-SP) Magnésio e seus compostos podem ser produzidos a partir da água do mar, como mostra o esquema a seguir:



a) Identifique **X**, **Y** e **Z**, dando suas respectivas fórmulas.
b) Escreva a equação que representa a formação do composto **X** a partir do $Mg(OH)_{2(s)}$. Esta equação é de uma reação de oxirredução? Justifique.

• **Aspectos quantitativos da eletrólise**

6. (Unifor-CE) Na obtenção industrial do alumínio ocorre a seguinte reação catódica:

$$A\ell^{3+} + 3\ e^- \longrightarrow A\ell$$

Sabendo-se que 1 F (faraday) é a carga de 1 mol de elétrons, quantos faradays provocam a deposição de 9 quilogramas de alumínio? (**Dado:** MA = 27 u)

a) 3.
b) 30.
c) 100.
d) 300.
e) 1000.

7. (Unicamp-SP) O cobre metálico, para ser utilizado como condutor elétrico, precisa ser muito puro, o que se consegue por via eletrolítica. Neste processo, os íons cobre II são reduzidos, no cátodo, a cobre metálico, ou seja,

$$Cu^{2+}_{(aq)} + 2\ e^- \longrightarrow Cu_{(s)}$$

Qual a massa de cobre que se obtém por mol de elétrons que atravessa a cuba eletrolítica? (massa atômica relativa do cobre = 64)

8. (UFPB) A massa de metal depositada quando uma corrente de 10 A atravessa uma solução de $AgNO_3$, durante 16 minutos e 5 segundos, é: (MA do Ag = 108)

a) 9,8 g
b) 14,16 g
c) 18,5 g
d) 4,9 g
e) 10,8 g

9. (UFRN) Em uma eletrólise, a corrente elétrica (suposta constante) necessária para que em 965 segundos ocorra a redução:

$1\ mol\ Ag^+ + 1\ mol\ de\ elétrons \longrightarrow 1\ mol\ de\ Ag$

é igual a:

a) 1,0 ampère.
b) $1{,}0 \cdot 10^1$ ampères.
c) $1{,}0 \cdot 10^2$ ampères.
d) $1{,}0 \cdot 10^3$ ampères.
e) $1{,}0 \cdot 10^4$ ampères.

10. (UFRS) Qual é a massa de ferro depositada no cátodo de uma célula eletrolítica, contendo solução aquosa de $FeC\ell_3$, quando através dela passa a carga de 0,1 faraday? (MA do Fe = 55,8)

a) 1,86 g
b) 5,41 g
c) 5,58 g
d) 16,23 g
e) 54,10 g

11. (PUC-PR) Uma corrente elétrica de 5 A atravessa uma solução de cloreto de ouro ($AuC\ell_3$), durante 30 min. Sabendo-se que o peso atômico do ouro é 197 e a constante de Faraday é igual a 96500 C, o ouro depositado no cátodo é:

a) 18,36 g
b) 12,24 g
c) 0,106 g
d) 0,20 g
e) 6,12 g

12. (UFPE) Pela eletrólise do nitrato de prata ($AgNO_3$) obtém-se 107,9 g de prata metálica por hora, utilizando uma corrente elétrica de 27 A. Calcule a corrente, em ampères, para se obter 26,98 g/hora de alumínio metálico, a partir de uma solução de cloreto de alumínio ($A\ell C\ell_3$).

13. (ITA-SP) Uma cuba eletrolítica com eletrodos de cobre e contendo solução aquosa de $Cu(NO_3)_2$ é ligada em série com outra provida de eletrodos de prata e contendo solução aquosa de $AgNO_3$. Este conjunto de cubas em série é ligado a uma fonte durante certo intervalo de tempo. Neste intervalo de tempo, um dos eletrodos de cobre teve um incremento de massa de 0,64 g. O incremento de massa em um dos eletrodos da outra célula deve ter sido:

(massas molares: Cu = 64 g mol^{-1}; Ag = 108 g mol^{-1})

a) 0,32 g
b) 0,54 g
c) 0,64 g
d) 1,08 g
e) 2,16 g

14. (UERJ) As novas moedas de centavos, que começaram a circular no mercado, apresentam uma tonalidade avermelhada obtida por eletrodeposição de cobre a partir de uma solução de sulfato de cobre II.

Para recobrir um certo número de moedas foi efetuada a eletrólise, com uma corrente elétrica de 5 ampères, em 1 L de solução 0,10 mol $\cdot\ L^{-1}$ em $CuSO_4$, totalmente dissociado.

a) Escreva a equação química que representa a dissociação do sulfato de cobre II e calcule a concentração dos íons sulfato, em mol $\cdot\ L^{-1}$, na solução inicial.
b) Determine o tempo necessário para a deposição de todo o cobre existente na solução, considerando 1 F = 96500 C.



Faça você mesmo

Cobreação

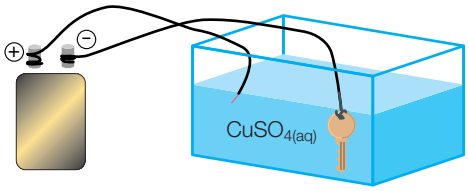
Material

Bateria conectada a dois fios
Sulfato de cobre ($CuSO_4$)
Chave
Frasco transparente

ATENÇÃO Oriente-se com o seu professor sobre os equipamentos e procedimentos de segurança necessários à realização do experimento.

Procedimento

No frasco, prepare uma solução de $CuSO_4$ o mais concentrada possível. A seguir, prenda a chave ao fio ligado ao pólo negativo da bateria, introduzindo-a na solução. Finalmente, introduza a ponta do outro fio (pólo positivo) na solução.



Observe a cor da solução no início e no fim do processo e o que ocorre na chave. Resolva as questões:

a) Equacione as semi-reações que ocorrem no cátodo e no ânodo.

b) Descreva o que ocorreu com o fio imerso na solução.

c) Descreva o que ocorreu com a chave.

d) Equacione a reação global do processo.

e) A concentração de $Cu^{2+}_{(aq)}$ sofreu alguma alteração? Baseie sua resposta pelas semi-reações e pela cor da solução.

f) Suponha que na cobreação da chave tenha ocorrido a deposição de 0,64 g de cobre, após um tempo de 30 minutos. Determine a quantidade da corrente, em ampères, que circulou nesse processo. (massa molar: Cu = 64 g mol^{-1})

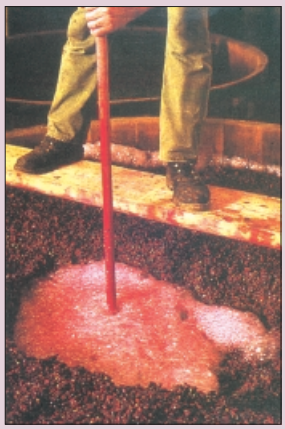
UNIDADE 15

Cinética-química

INTRODUÇÃO

O conhecimento e o estudo da velocidade das reações, além de ser muito importante em termos industriais, também está relacionado ao nosso dia-a-dia, por exemplo, quando guardamos alimentos na geladeira para retardar sua decomposição ou usamos panela de pressão para aumentar a velocidade de cozimento dos alimentos. As reações químicas ocorrem com velocidades diferentes e estas podem ser alteradas.

CEDOC



A fermentação do suco de uva, usado na produção de vinho, pode demorar meses para ser completada.

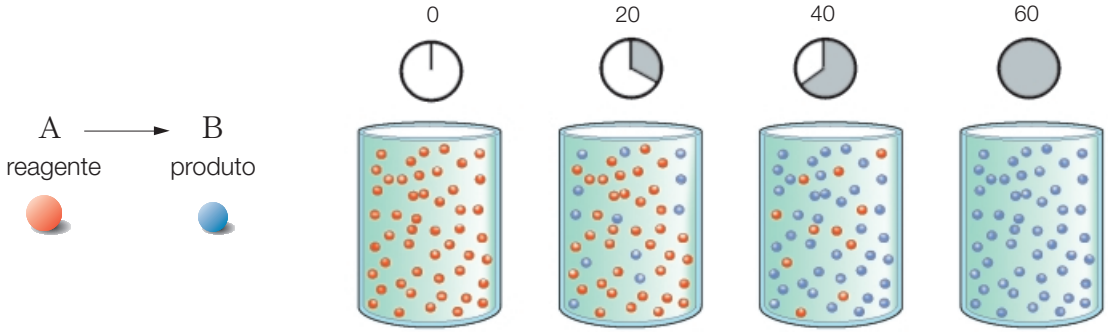
Corbis



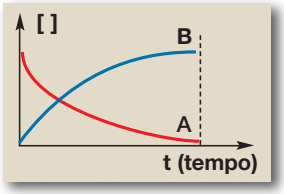
Os gases hidrogênio e oxigênio são usados na propulsão de foguetes. A interação entre esses gases é instantânea, em condições apropriadas.

O exemplo mais simples de uma reação é quando um único reagente se transforma em um único produto.

Genericamente, temos:



Pelas figuras podemos perceber que no instante inicial a concentração ou a quantidade do reagente **A** é máxima e vai diminuindo com o decorrer do tempo. Já a concentração do produto **B**, no instante inicial, é igual a zero e vai aumentando com o decorrer do tempo. Normalmente, a concentração é indicada em $mol \cdot L^{-1}$ (molaridade), sendo representada por um colchete ([ ]), que contém a fórmula da substância.



Podemos representar, em um único gráfico, as variações ocorridas na concentração dos participantes das reações em função do tempo:

Velocidade média de uma reação

Habitualmente trabalhamos com a velocidade média de uma reação em que relacionamos a variação da concentração e o intervalo de tempo (Δt).

$$V_m = \text{velocidade média de uma reação} = \frac{\text{variação da concentração}}{\text{variação de tempo (intervalo)}}$$

A expressão da velocidade média será dada por:

$$V_m = \frac{\Delta [\ ]}{\Delta t} = \frac{\Delta [\ ]}{\Delta t} = \frac{[\text{final}] - [\text{inicial}]}{t_{final} - t_{inicial}}$$

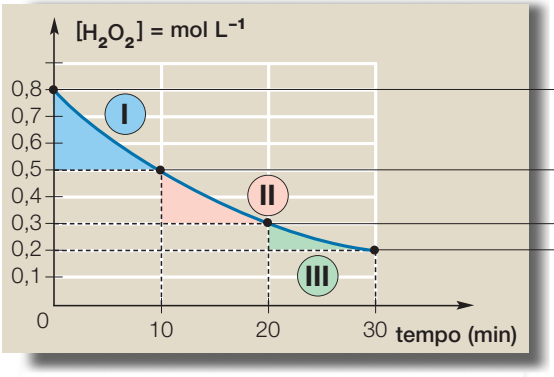
Ao calcularmos o Δ [reagentes], notamos que ele apresenta um valor menor do que zero, ou seja, um valor negativo, pois a concentração final é menor do que a inicial. Para não trabalhar com valores negativos, usamos –Δ [reagentes] na expressão da velocidade média dos reagentes.

Assim, a velocidade média é expressa por:

$$V_m = \frac{-\Delta\,[\text{reagentes}]}{\Delta t} \quad \text{ou} \quad V_m = \frac{\Delta\,[\text{produtos}]}{\Delta t}$$

Vejamos um exemplo de aplicação dessa expressão. O gráfico a seguir mostra a variação da concentração em mol/L da água oxigenada em função do tempo. A decomposição da água oxigenada é dada pela equação:

$$2\ H_2O_{2(aq)} \longrightarrow 2\ H_2O_{(\ell)} + O_{2(g)}$$



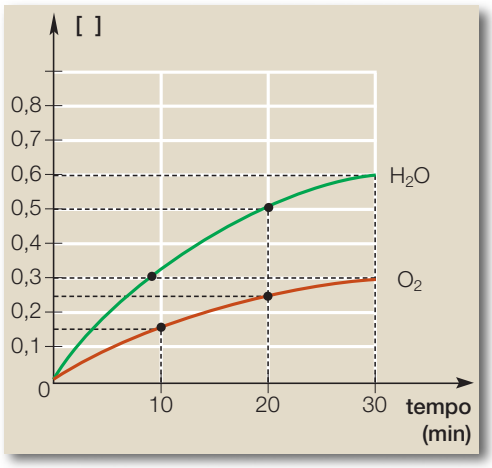
	–Δ[ ]	Δt (min)	V mol L^{-1} min^{-1}
I	0,3	10	0,03
II	0,2	10	0,02
III	0,1	10	0,01

Ao analisarmos os valores das velocidades médias de consumo do H_2O_2, percebemos que eles não são constantes e que o valor máximo é encontrado no início da reação. Concluímos, então, que a velocidade média diminui de acordo com a diminuição da concentração.

A partir do gráfico e conhecendo a estequiometria da reação, em que a decomposição de 2 mol de H_2O_2 produz 2 mol de H_2O e 1 mol de O_2, podemos construir um novo gráfico, que indique a concentração em mol/L dos produtos.

$2\ H_2O_{2(aq)} \longrightarrow 2\ H_2O_{(\ell)} + 1\ O_{2(g)}$

t = 0 min	0,8 mol/L	0	0
Trecho I	gastos	formados	formados
	0,3 mol/L	0,3 mol/L	0,15 mol/L
t = 10 min	0,5 mol/L	0,3 mol/L	0,15 mol/L
Trecho II	gastos	formados	formados
	0,2 mol/L	0,2 mol/L	0,1 mol/L
t = 20 min	0,3 mol/L	0,5 mol/L	0,25 mol/L
Trecho III	gastos	formados	formados
	0,1 mol/L	0,1 mol/L	0,05 mol/L
t = 30 min	0,2 mol/L	0,6 mol/L	0,3 mol/L



Analisando a velocidade média das três substâncias envolvidas na reação num mesmo intervalo de tempo, por exemplo, de 0 a 10 min ($\Delta t = 10$ min), temos:

consumo de H_2O_2

$$V_m = \frac{-(0,5 - 0,8)}{10}$$

$V_m = 0,03\ mol\ L^{-1}\ min^{-1}$

formação de H_2O

$$V_m = \frac{(0,3 - 0)}{10}$$

$V_m = 0,03\ mol\ L^{-1}\ min^{-1}$

formação de O_2

$$V_m = \frac{(0,15 - 0)}{10}$$

$V_m = 0,015\ mol\ L^{-1}\ min^{-1}$

Concluímos, então, que os valores das velocidades médias obedecem à proporção estequiométrica da reação: 2 : 2 : 1.

Se dividirmos os valores das velocidades médias pelos respectivos coeficientes estequiométricos, encontraremos um mesmo valor, que será considerado o valor da velocidade média da reação.

$$V_{m\ reação} = \frac{V_{m\ H_2O_2}}{2} = \frac{V_{m\ H_2O}}{2} = \frac{V_{m\ O_2}}{1} = 0,015\ mol\ L^{-1}\ min^{-1}$$

Genericamente, para a reação dada:

$$a\ A + b\ B \longrightarrow c\ C$$

temos:

$$V_{m\ reação} = \frac{V_{m\ A}}{a} = \frac{V_{m\ B}}{b} = \frac{V_{m\ C}}{c}$$

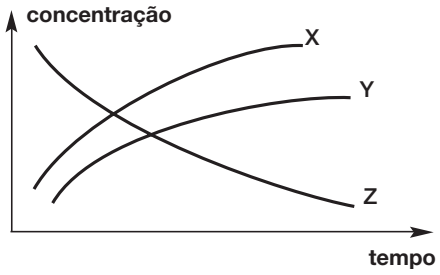
Essa definição foi convencionada pela IUPAC e permite calcular a velocidade média de uma reação sem especificar a substância participante.

Exercícios de classe

1. (Cesgranrio-RJ) O gráfico ao lado representa a variação das concentrações das substâncias **X**, **Y** e **Z** durante a reação em que elas tomam parte.

A equação que representa a reação é:

a) $X + Z \longrightarrow Y$
b) $X + Y \longrightarrow Z$
c) $X \longrightarrow Y + Z$
d) $Y \longrightarrow X + Z$
e) $Z \longrightarrow X + Y$



2. A relação a seguir mostra a variação da concentração de uma substância **A**, em função do tempo, em uma reação química:

$$a\,\mathbf{A} + b\,\mathbf{B} \rightleftharpoons c\,\mathbf{C} + d\,\mathbf{D}$$

t (min)	0,0	2,0	4,0	6,0	8,0	10,0	12,0	14,0	16,0	18,0
[A] mol/L	11,0	7,0	4,3	3,0	2,0	1,0	0,5	0,3	0,2	0,2

Qual será o valor da velocidade média da reação de **A** correspondente ao intervalo entre 4 e 14 minutos?

3. Durante a realização de um experimento de decomposição da amônia (NH_3), um estudante montou uma tabela que apresenta o número de mol dos participantes em função do tempo:

	$2\,NH_3 \longrightarrow$	N_2 +	$3\,H_2$
início t = 0	10 mol	**a**	**b**
	consumidos (**c**)	formados (**d**)	formados (**e**)
t = 20 min	6 mol	**f**	**g**

Utilizando as informações, resolva:

a) Indique os valores numéricos correspondentes às letras **a**, **b**, **c**, **d**, **e**, **f**, **g** que completam corretamente a tabela.
b) Construa um gráfico representando o número de mol dos participantes da reação na ordenada e o tempo, em minutos, na abscissa.
c) Determine a velocidade média de consumo da amônia (NH_3) e de formação do N_2 e do H_2.
d) Determine a velocidade média da reação.

4. (UFV-MG) A formação do dióxido de carbono (CO_2) pode ser representada pela equação:

$$C_{(s)} + O_{2(g)} \longrightarrow CO_{2(g)}$$

Se a velocidade de formação do CO_2 for de 4 mol/minuto, o consumo de oxigênio, em mol/minuto, será:

a) 8. c) 2. e) 4.
b) 16. d) 12.

5. (Puccamp-SP) A combustão do butano corresponde à equação:

$$C_4H_{10} + 6{,}5\,O_2 \longrightarrow 4\,CO_2 + 5\,H_2O$$

Se a velocidade da reação for 0,05 mol butano/minuto, qual a massa de CO_2 produzida em meia hora? (C = 12, H = 1, O = 16)

CONDIÇÕES PARA OCORRÊNCIA DE REAÇÕES

Vários fatores são responsáveis pela ocorrência de uma reação química. Entre os reagentes deve existir uma tendência à reação (afinidade química) e, além disso, eles devem estar em contato, o que permitirá a colisão entre suas moléculas, acarretando quebra de ligações e formação de novas ligações.

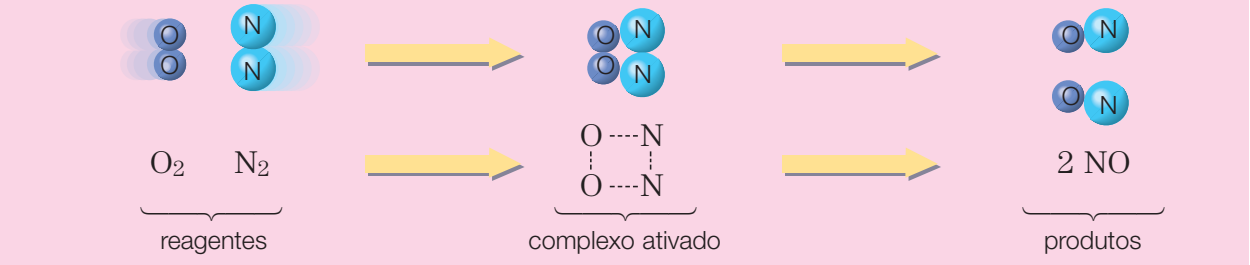
TEORIA DA COLISÃO

Em todas as reações, os átomos que formam os reagentes se rearranjam, originando os produtos. No entanto, nem todos os choques entre as partículas que compõem os reagentes dão origem a produtos (**choques não-eficazes**). Os choques que resultam em quebra e formação de novas ligações são denominados **eficazes** ou **efetivos**.

No momento em que ocorre o choque em uma posição favorável, forma-se uma estrutura intermediária entre os reagentes e os produtos denominada complexo ativado.

Complexo ativado é o estado intermediário (estado de transição) formado entre reagentes e produtos, em cuja estrutura existem ligações enfraquecidas (presentes nos reagentes) e formação de novas ligações (presentes nos produtos).

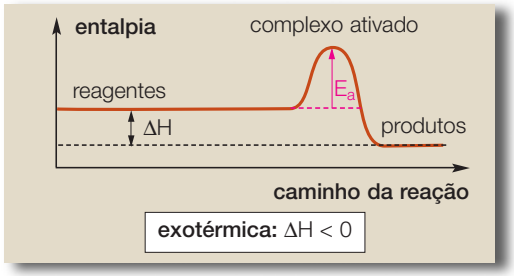
Vejamos um exemplo que ilustra a formação do complexo ativado:

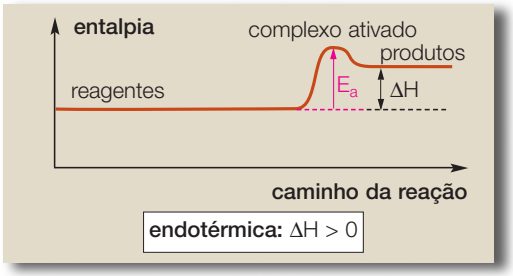


Para que ocorra a formação do complexo ativado, as moléculas dos reagentes devem apresentar energia suficiente, além da colisão em geometria favorável. Essa energia denominamos energia de ativação (E_a).

Energia de ativação (E_a) é a menor quantidade de energia necessária que deve ser fornecida aos reagentes para a formação do complexo ativado e, conseqüentemente, para a ocorrência da reação.

Esse fato ocorre tanto para as reações exotérmicas quanto para as endotérmicas, e seus diagramas, indicando o caminho da reação e a entalpia, podem ser representados por:





Experimentalmente, temos que reações diferentes apresentam energias de ativação diferentes, sendo que as reações que exigem uma **menor energia de ativação** ocorrem mais rapidamente, ou seja, ocorrem com **maior velocidade**.

A energia de ativação pode ser fornecida aos reagentes de várias maneiras.

Thales Trigo



Os fósforos que usamos diariamente só entram em combustão quando atritados; nesse caso, a E_a é obtida a partir do atrito.

CEDOC



A faísca é usada para fornecer a E_a a um dispositivo usado em carros para proteger os motoristas, o *airbag*.

O *airbag*, por exemplo, é inflado pelo gás nitrogênio (N_2) produzido numa reação praticamente instantânea que ocorre entre o nitreto de sódio e o óxido de ferro III:

$$6\ NaN_3 + Fe_2O_3 \xrightarrow{\text{faísca}} 3\ Na_2O + 2\ Fe + 9\ N_2$$

FATORES QUE INFLUENCIAM A VELOCIDADE DE UMA REAÇÃO

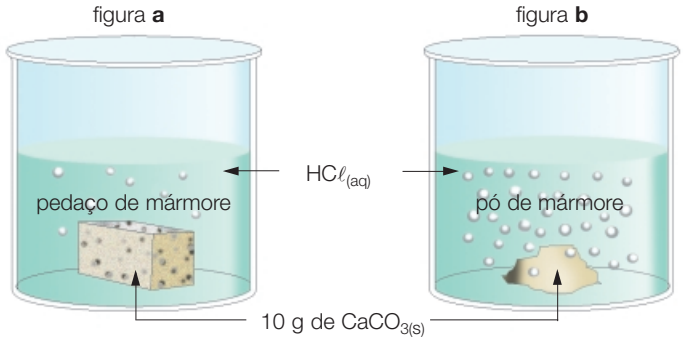
Superfície de contato

Quando um reagente está no estado sólido, a reação ocorrerá na sua superfície. Assim, quanto mais fragmentado (disperso) for esse reagente, maior será o número de choques, e maior será a velocidade da reação.

Quanto maior a superfície de contato dos reagentes, maior a velocidade da reação.

Para investigar o efeito da superfície de contato na velocidade, vamos considerar a reação a seguir:

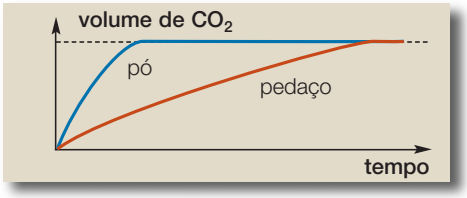
$$CaCO_{3(s)} + 2\ HC\ell_{(aq)} \longrightarrow CaC\ell_{2(aq)} + H_2O_{(\ell)} + CO_{2(g)}\uparrow$$



A efervescência no $CaCO_{3(s)}$ na forma de pó é mais acentuada (maior superfície de contato).

O aumento da superfície intensificou a velocidade da reação, mas não a quantidade do produto formado. Portanto, o volume de CO_2 produzido será o mesmo ao final das duas reações.

Graficamente, temos:



Temperatura

Um alimento cozinha mais rapidamente numa panela de pressão (a água ferve a uma temperatura maior), o que favorece o cozimento. Para melhor conservação dos alimentos, devemos guardá-los em *freezers*; **diminuindo a temperatura** estaremos **diminuindo a velocidade** das reações responsáveis pela decomposição.



Opção Fotoarquivo

Em um ambiente em que a perda de calor é pequena — como em uma floresta —, a temperatura do ambiente aumenta e provoca também um aumento na velocidade da reação de combustão. É isso o que torna os incêndios, especialmente os florestais, tão devastadores.

O primeiro cientista a relacionar a variação de temperatura e a velocidade das reações foi Jacobus Van't Hoff, no final do século XIX. Ele estabeleceu a seguinte regra:

Regra de Van't Hoff: um aumento de 10 °C faz com que a velocidade da reação dobre.

Assim, temos, por exemplo:

Temperatura	5 °C	15 °C	25 °C
Velocidade	V	2 V	4 V

Catalisador

Nosso sistema digestório converte os nutrientes em substâncias que podem ser absorvidas e utilizadas pelas células. Essa transformação é feita por **enzimas**, que constituem **catalisadores biológicos**, e são altamente específicas.

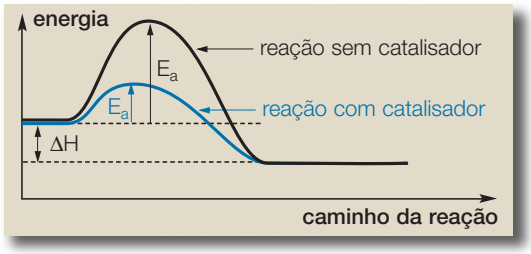


Chriatof Gunkel

Alguns produtos de limpeza contêm enzimas que facilitam a quebra de moléculas de substâncias responsáveis por manchas nos tecidos.

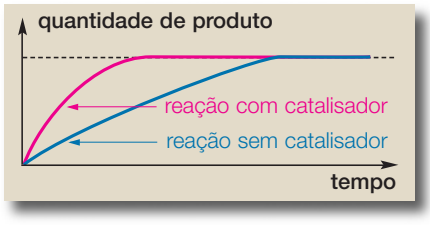
Catalisadores: substâncias capazes de acelerar uma reação sem sofrerem alteração permanente, isto é, não são consumidas durante a reação.

Os catalisadores criam um caminho alternativo, que exige menor energia de ativação, fazendo com que a reação se processe de maneira mais rápida.



Observações:

1. Um catalisador acelera a reação, mas não aumenta seu rendimento, isto é, ele produz a mesma quantidade de produto, mas num período de tempo menor.
2. O catalisador não altera o ΔH da reação.
3. Um catalisador acelera tanto a reação direta quanto a inversa, pois diminui a energia de ativação de ambas.

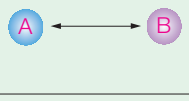
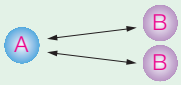
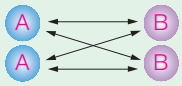
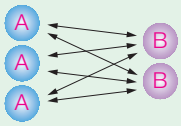


Concentração dos reagentes

A velocidade de uma reação depende também da concentração dos reagentes, pois ela está relacionada com o número de choques entre as moléculas. Vamos aplicar esse conceito a uma reação genérica:

$$1\ A + 1\ B \longrightarrow 1\ AB$$

O número de choques e, conseqüentemente, a velocidade irão depender das concentrações de **A** e **B**. Vamos considerar quatro situações em que varia o número de moléculas de **A** e **B**, num mesmo volume e numa mesma temperatura:

	1ª situação	2ª situação	3ª situação	4ª situação
				
possibilidades de colisão entre **A** e **B**	1	2	4	6
		Ao dobrar a concentração de **B**, o nº de colisões dobra.	Ao dobrar as concentrações de **A** e **B**, o nº de colisões aumenta 4 vezes.	Ao dobrar a concentração de **B** e triplicar a concentração de **A**, o nº de colisões aumenta 6 vezes.

Essa relação demonstra que o número de colisões e, conseqüentemente, a velocidade da reação são proporcionais ao produto das concentrações.

Observação:

Em reações envolvendo reagentes gasosos, quando se aumenta a pressão, ocorre uma diminuição de volume e conseqüentemente há aumento nas concentrações dos reagentes.

A expressão matemática que relaciona a velocidade de uma reação com a concentração dos reagentes é denominada **lei da velocidade** ou **lei cinética**.

LEI DA VELOCIDADE

Para uma reação genérica $a\,A + b\,B \longrightarrow c\,C$, temos a seguinte expressão da lei da velocidade:

$$v = k\,[A]^x \cdot [B]^y$$

- v = velocidade da reação
- k = constante da velocidade (a uma dada temperatura)
- [A] e [B] = concentrações em mol/L dos reagentes
- x e y = expoentes determinados **experimentalmente**, denominados **ordem da reação**

Quando a reação ocorre numa **única etapa**, dizemos que se trata de uma **reação elementar**; nesse caso, os expoentes x e y correspondem aos coeficientes estequiométricos a e b.

Assim: $v = k\,[A]^a\,[B]^b$

- ordem da reação em relação a A = a
- ordem da reação em relação a B = b
- ordem total da reação = a + b

No entanto, a grande maioria das reações não é elementar, ou seja, ocorre em mais de uma etapa.

O conjunto de etapas por meio das quais ocorre uma reação é denominado **mecanismo de reação**.

Genericamente, temos:

$$2\ A + B \longrightarrow A_2B$$

• mecanismo:

etapa lenta ⇒ $A + A \longrightarrow A_2$

etapa rápida ⇒ $A_2 + B \longrightarrow A_2B$

Nesse tipo de reação, a equação da velocidade é determinada pela **etapa lenta do mecanismo de reação**.

Logo, a equação da velocidade será:

$$v = k\,[A]\,[A] \quad \text{ou} \quad v = k\,[A]^2$$

Observação:

Em Química utiliza-se o termo **molecularidade** para designar a soma do número de mol (coeficientes) dos reagentes:

$$1\,H_2 + 1\,I_2 \longrightarrow 2\ HI$$ reação bimolecular

EXERCÍCIO RESOLVIDO

(UNI-RIO — mod.) Num laboratório, foram efetuadas diversas experiências para a reação:

$$2\ H_{2(g)} + 2\ NO_{(g)} \longrightarrow N_{2(g)} + 2\ H_2O_{(g)}$$

Com os resultados das velocidades iniciais obtidos, montou-se a seguinte tabela:

Experimento	$[H_2]$	[NO]	v (mol L^{-1} s^{-1})
1	0,10	0,10	0,10
2	0,20	0,10	0,20
3	0,10	0,20	0,40

Escreva a equação da Lei da velocidade.

SOLUÇÃO

Vamos comparar os experimentos **1** e **2**:

	$[H_2]$		[NO]		velocidade	
1.	0,10	x2	0,10	constante	0,10	x2
2.	0,20		0,10		0,20	

Percebemos que a [NO] permaneceu constante e que a $[H_2]$ dobrou, provocando um aumento de duas vezes na velocidade. Logo, a reação é de **1ª ordem** em relação ao H_2.

$$v = k\,[H_2]\ \ldots$$

Vamos agora comparar os experimentos **1** e **3**:

	$[H_2]$		[NO]		velocidade	
1.	0,10	constante	0,10	x2	0,10	x4
3.	0,20		0,20		0,40	

Notamos que a $[H_2]$ permaneceu constante e que a [NO] dobrou, provocando um aumento de quatro vezes na velocidade. Logo, a reação é de **2ª ordem** em relação ao NO.

Assim, a equação da velocidade desta reação é:

$$v = k\,[H_2]\,[NO]^2$$

Exercícios de classe

• Energia de ativação

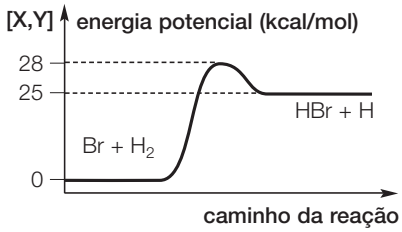
1. (Fuvest-SP) Dada a seguinte equação:

reagentes ⇄ complexo ativado ⇄ produto + calor,

representar em um gráfico (entalpia em ordenada e caminho de reação em abscissa) os níveis das entalpias de reagentes, complexo ativado e produtos.

2. (UFBA) Considere o diagrama abaixo para a seguinte reação:

$Br + H_2 \rightleftharpoons HBr + H$

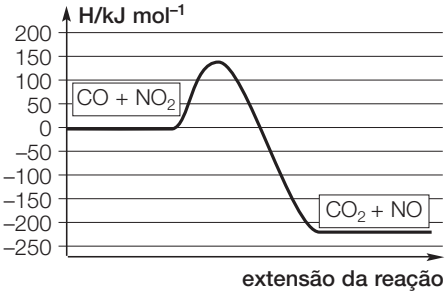


A entalpia da reação e a energia de ativação representadas são, respectivamente:

a) 3 kcal/mol e 28 kcal/mol.
b) 28 kcal/mol e 25 kcal/mol.
c) 28 kcal/mol e 3 kcal/mol.
d) 25 kcal/mol e 28 kcal/mol.
e) 25 kcal/mol e 3 kcal/mol.

3. (UFMG) O gráfico a seguir representa a variação de energia potencial quando o monóxido de carbono (CO) é oxidado a CO_2 pela ação do NO_2, de acordo com a equação:

$CO_{(g)} + NO_{2(g)} \rightleftharpoons CO_{2(g)} + NO_{(g)}$



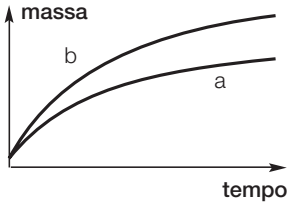
Com relação a esse gráfico e à reação dada, a afirmativa **falsa** é:

a) A energia de ativação para a reação direta é cerca de 135 kJ · mol^{-1}.
b) A reação inversa é endotérmica.
c) Em valor absoluto, o ΔH da reação direta é cerca de 225 kJ · mol^{-1}.
d) Em valor absoluto, o ΔH da reação inversa é cerca de 360 kJ · mol^{-1}.
e) O ΔH da reação direta é negativo.

• Superfície de contato e temperatura

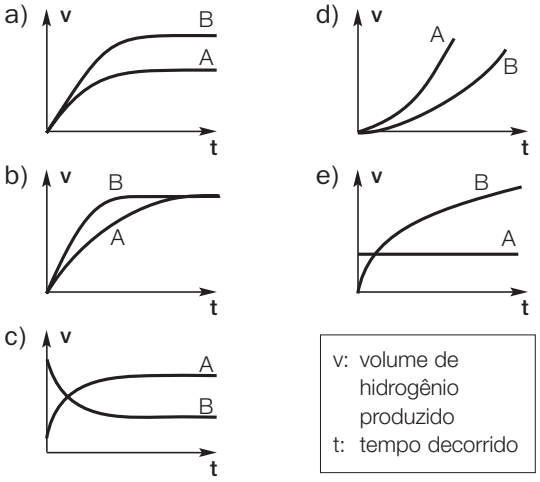
4. (Fuvest-SP) Em presença de ar e à mesma temperatura, o que queima mais rapidamente: 1 kg de carvão em pó ou 1 kg de carvão em pedaços? Justifique sua resposta.

5. (Unicamp-SP) O gráfico a seguir representa as variações das massas de um pequeno pedaço de ferro e de uma esponja de ferro (palha de aço usada em limpeza doméstica) expostos ao ar (mistura de nitrogênio — N_2 —, oxigênio — O_2 — e outros gases, além de vapor d'água).



a) Por que as massas da esponja e do pedaço de ferro aumentam com o tempo?
b) Qual das curvas diz respeito à esponja de ferro? Justifique.

6. (Fuvest-SP) O zinco reage com ácidos, ocorrendo liberação do gás hidrogênio. Adicionam-se quantidades iguais de ácido em duas amostras de mesma massa de zinco, uma delas em raspas (**A**) e a outra em pó (**B**). Para esta experiência, o gráfico que deve representar a produção de hidrogênio em função do tempo de reação é:

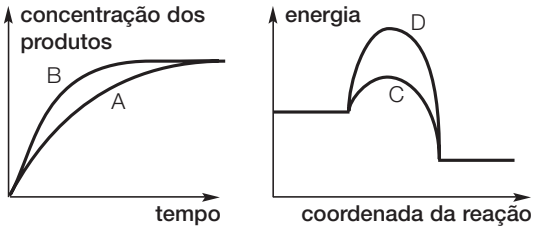


7. (Vunesp-SP) Explique os seguintes fatos experimentais:

a) A limalha de ferro dissolve-se mais rapidamente em ácido clorídrico se a mistura for submetida à agitação.
b) A hidrólise alcalina de acetato de etila é mais rápida a 90 °C do que à temperatura ambiente.

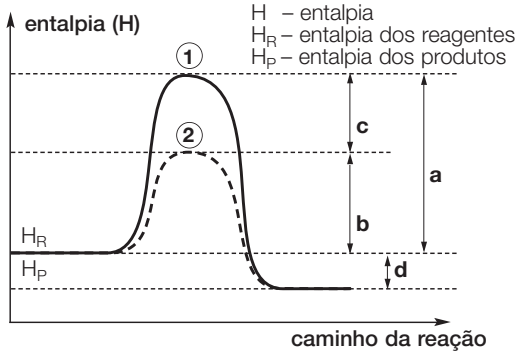
• **Catalisador**

8. (Unicamp-SP) Observe os diagramas **1** e **2** representativos de uma mesma reação química.



Para cada curva do diagrama **1** há uma curva correspondente no diagrama **2**. Quais curvas representam a reação na presença de um catalisador? Explique.

9. (UNI-RIO) O gráfico a seguir refere-se ao diagrama energético de uma reação química (reagentes ⟶ produtos), onde se vêem destacados dois caminhos de reação.



Após uma análise das entalpias dos reagentes, dos produtos e dos valores **a**, **b**, **c** e **d**, podemos afirmar que a:

a) reação é endotérmica e a presença do catalisador diminuiu o ΔH de **a** para **b**.
b) reação é endotérmica e **a** representa o ΔH com a presença do catalisador.
c) reação é exotérmica e a energia de ativação, sem a presença do catalisador, é representada por **c**.
d) presença do catalisador diminuiu o ΔH da reação representada por **c**.
e) presença do catalisador diminuiu a energia de ativação de **a** para **b** e mantém constante o ΔH da reação representada por **d**.

• **Lei da velocidade**

10. Considere as reações elementares:

a) $2\ HC\ell_{(g)} \longrightarrow H_{2(g)} + C\ell_{2(g)}$
b) $H_{2(g)} + I_{2(g)} \longrightarrow 2\ HI_{(g)}$
c) $2\ CO_{(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2\ CO_{2(g)}$
d) $2\ NH_{3(g)} \longrightarrow N_{2(g)} + 3\ H_{2(g)}$
e) $N_{2(g)} + 3\ H_{2(g)} \longrightarrow 2\ NH_{3(g)}$

Escreva as equações de velocidade dessas reações.

11. (UFRJ) A hidrazina (N_2H_4) é utilizada, junto com alguns dos seus derivados, como combustível sólido nos ônibus espaciais. Sua formação ocorre em várias etapas:

a) $NH_{3(aq)} + OC\ell^-_{(aq)} \longrightarrow NH_2C\ell_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$ (rápida)
b) $NH_2C\ell_{(aq)} + NH_{3(aq)} \longrightarrow N_2H^+_{5(aq)} + C\ell^-_{(aq)}$ (lenta)
c) $N_2H^+_{5(aq)} + OH^-_{(aq)} \longrightarrow N_2H_{4(aq)} + H_2O_{(\ell)}$ (rápida)

Indique a opção que contém a expressão de velocidade para a reação de formação da hidrazina.

a) $v = k\ [NH_2C\ell]\ [NH_3]$
b) $v = k\ [NH_3]\ [OC\ell^-]$
c) $v = k\ [NH_3]^2\ [OC\ell^-]$
d) $v = k\ [N_2H_4]\ [C\ell^-]\ [H_2O]$
e) $v = k\ [N_2H^+_5]\ [OH^-]$

12. (ITA-SP) Uma certa reação química é representada pela equação:

$$2\ \mathbf{A}_{(g)} + 2\ \mathbf{B}_{(g)} \longrightarrow \mathbf{C}_{(g)}$$

em que **A**, **B** e **C** significam as espécies químicas que são colocadas para reagir. Verificou-se experimentalmente numa certa temperatura que a velocidade desta reação quadruplica com a duplicação da concentração da espécie **A**, mas não depende das concentrações das espécies **B** e **C**. Indique a opção que contém, respectivamente, a expressão **correta** da velocidade e o valor **correto** da ordem da reação:

a) $v = k\ [A]^2\ [B]^2$ e 4.
b) $v = k\ [A]^2\ [B]^2$ e 3.
c) $v = k\ [A]^2\ [B]^2$ e 2.
d) $v = k\ [A]^2$ e 4.
e) $v = k\ [A]^2$ e 2.

13. (UECE) Os dados da tabela a seguir referem-se à decomposição do aldeído acético:

$$X\ CH_3CHO_{(g)} \longrightarrow \text{Produtos}$$

em que **X** é o coeficiente do aldeído acético.

$[CH_3CHO]$ mol/litro	Velocidade da reação (v) mol/litro . segundo^{-1}
0,1	0,2
0,2	0,8
0,3	1,8
0,6	7,2

A equação da velocidade desta reação é:

a) $v = k\ [CH_3CHO]$
b) $v = k\ [CH_3CHO]^3$
c) $v = k\ [CH_3CHO]^2$
d) $v = k\ [CH_3CHO]^4$

14. (Cesgranrio-RJ) Foram obtidos os seguintes dados experimentais para a reação X + Y⟶Z:

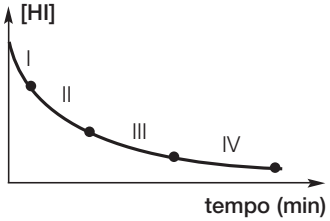
[X] (mol/L)	[Y] (mol/L)	Velocidade de formação de Z (mol/L . s)
0,30	0,15	$9{,}00 \cdot 10^{-3}$
0,60	0,30	$3{,}60 \cdot 10^{-2}$
0,30	0,30	$1{,}80 \cdot 10^{-2}$

Qual o valor da constante de velocidade dessa reação?

Exercícios propostos

• Velocidade média de uma reação

1. (Fuvest-SP) O gráfico mostrado a seguir foi construído com dados obtidos no estudo da decomposição de iodeto de hidrogênio, à temperatura constante. Em qual dos quatro trechos assinalados na curva a reação ocorre com maior velocidade média?



2. (UECE) Seja a reação: X ⟶ Y + Z. A variação na concentração de **X** em função do tempo é:

X (mol/L)	1,0	0,7	0,4	0,3
tempo (s)	0	120	300	540

Determine a velocidade média da reação no intervalo de 2 a 5 minutos.

3. (Unicamp-SP) Amostras de magnésio foram colocadas em soluções de ácido clorídrico a diversas concentrações e temperaturas, havendo total dissolução do metal e desprendimento de hidrogênio gasoso. Observaram-se os seguintes resultados:

Número da amostra	Massa de magnésio dissolvida	Tempo para dissolver
I	2,00 g	10,0 min
II	0,40 g	2,0 min
III	0,40 g	1,0 min
IV	0,50 g	1,0 min

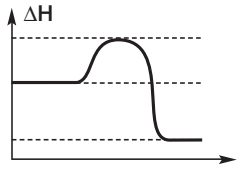
a) Em qual dos casos a velocidade média da reação foi maior?
b) Em qual dos casos desprendeu-se maior quantidade de hidrogênio? Mostre como você chegou a essas conclusões.

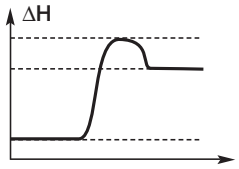
• Energia de ativação

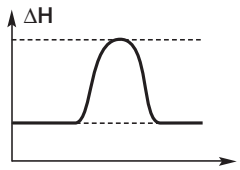
4. (UFMG) Considere a reação química representada pela equação:

$PC\ell_{5(g)} \longrightarrow PC\ell_{3(g)} + C\ell_{2(g)} \quad \Delta H = +32{,}8$ kcal

Entre os diagramas dados, escolha aquele que pode representar a variação de entalpia desta reação. No diagrama escolhido, represente a posição dos reagentes (R), a posição dos produtos (P), a variação de entalpia (ΔH) e a energia de ativação (E).







5. (Fuvest-SP) Considere a reação A ⇄ B que pode ocorrer nos dois sentidos. Sabendo que as energias de ativação para a reação de formação e de decomposição de B, representadas nos sentidos (⟶) e (⟵) nessa equação, são respectivamente 25,0 e 30,0 kJ/mol, qual será a variação de energia (ΔH) da reação direta? Justifique sua resposta com o auxílio de um gráfico.

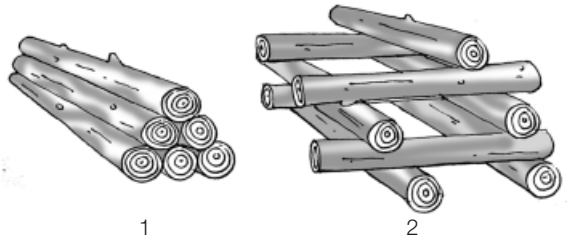
6. (MACK-SP) Uma mistura de vapor de gasolina e ar, à temperatura ambiente, não reage. Entretanto, no motor de carros, em presença de faísca elétrica, ocorre a combustão da gasolina. Dessa constatação, são feitas as seguintes afirmações:

I — A faísca fornece à mistura a energia necessária para iniciar a reação.
II — A faísca é a única responsável pela combustão da gasolina, uma vez que ela ocorre mesmo em total ausência de ar.
III — A reação que ocorre é exotérmica.
IV — A faísca faz com que as moléculas de oxigênio se separem do ar e reajam com a gasolina.

Das afirmações feitas, somente são corretas:
a) I e IV. c) III e IV. e) I, III e IV.
b) II e III. d) I e III.

• Superfície de contato e temperatura

7. (Puccamp-SP) Considere as duas fogueiras representadas a seguir, feitas, lado a lado, com o mesmo tipo e quantidade de lenha.



1 2

A rapidez da combustão da lenha será:

a) maior na fogueira **1**, pois a superfície de contato com o ar é maior.
b) maior na fogueira **1**, pois a lenha está mais compactada, o que evita a vaporização de componentes voláteis.
c) igual nas duas fogueiras, uma vez que a quantidade de lenha é a mesma e estão no mesmo ambiente.
d) maior na fogueira **2**, pois a lenha está menos compactada, o que permite maior retenção de calor pela madeira.
e) maior na fogueira **2**, pois a superfície de contato com o ar é maior.

8. (UFMG) Três experimentos foram realizados para investigar a velocidade da reação entre HCℓ aquoso diluído e ferro metálico. Para isso, foram contadas, durante 30 segundos, as bolhas de gás formadas imediatamente após os reagentes serem misturados.
Em cada experimento, usou-se o mesmo volume de uma mesma solução de HCℓ e a mesma massa de ferro, variando-se a forma de apresentação da amostra de ferro e a temperatura. O quadro indica as condições em que cada experimento foi realizado:

Experimento	Ferro (2 g)	Temperatura
I	prego	40 °C
II	prego	20 °C
III	palhinha de aço	40 °C

Identifique a alternativa que apresenta os experimentos na ordem crescente do número de bolhas observado

a) II, I, III.
b) III, II, I.
c) I, II, III.
d) II, III, I.

9. (Fuvest-SP) Para remover uma mancha de um prato de porcelana, fez-se o seguinte: cobriu-se a mancha com meio copo de água fria, adicionaram-se algumas gotas de vinagre e deixou-se por uma noite. No dia seguinte, a mancha havia clareado levemente.
Usando apenas água e vinagre, sugira duas alterações no procedimento, de tal modo que a remoção da mancha possa ocorrer em menor tempo. Justifique cada uma das alterações propostas.

10. (UFPE) Você está cozinhando batatas e fazendo carne grelhada, tudo em fogo baixo, num fogão a gás. Se você passar as duas bocas do fogão para fogo alto, o que acontecerá com o tempo de preparo?

a) Diminuirá para os dois alimentos.
b) Diminuirá para a carne e aumentará para as batatas.
c) Não será afetado.
d) Diminuirá para as batatas e não será afetado para a carne.
e) Diminuirá para a carne e permanecerá o mesmo para as batatas.

• Catalisador

11. (UFPE — mod.) Considere os seguintes diagramas de energia de reação nas mesmas condições de temperatura e pressão e em função deles indique a alternativa correta:

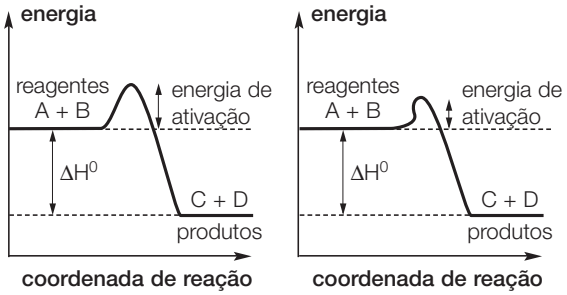
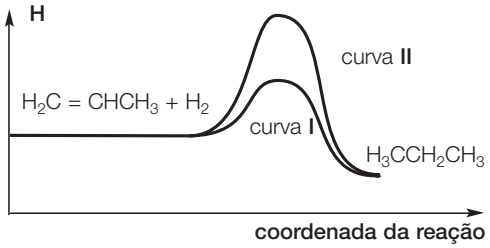


diagrama 1 diagrama 2

a) As concentrações de **C** e **D** serão maiores no caso do diagrama **1**.
b) A reação **A** + **B** ⟶ **C** + **D** é endotérmica.
c) A variação de entalpia padrão da reação é maior no caso do diagrama **1**.
d) No caso do diagrama **2**, tem-se a presença de um catalisador.
e) No caso do diagrama **1**, a reação é mais rápida.

12. (UFMG) As curvas **I** e **II** representam caminhos possíveis para a reação de hidrogenação do propeno.

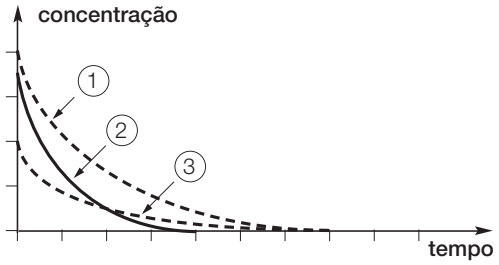


a) Indique a curva que corresponde ao caminho da reação mais rápida.
b) Escreva o fator responsável por essa diferença de velocidade.
c) Compare as energias dos complexos ativados formados nos dois caminhos da reação.

13. (Unicamp-SP) Soluções aquosas de água oxigenada (H_2O_2) decompõem-se, dando água e gás oxigênio. A figura que segue representa a decomposição de três soluções de água oxigenada em função do tempo, sendo que uma delas foi catalisada por óxido de ferro (III) (Fe_2O_3).

a) Qual das curvas representa a reação mais lenta? Justifique em função do gráfico.

b) Qual das curvas representa a reação catalisada? Justifique em função do gráfico.



14. (Fuvest-SP)

$O_3 + C\ell \longrightarrow O_2 + C\ell O$ (**I**) $\Delta H = -120$ kJ/mol de O_2

$C\ell O + O \longrightarrow C\ell + O_2$ (**II**) $\Delta H = -270$ kJ/mol de O_2

$O_3 + O \longrightarrow 2\ O_2$ (**III**)

A seqüência das reações **I** e **II** é proposta para explicar a destruição do ozônio da estratosfera. Os átomos de $C\ell$ se formam pela ação de radiação de alta energia sobre os clorofluorcarbonos (CFC).

a) Pode-se dizer que os átomos de cloro atuam como catalisadores na destruição do ozônio. Explique o porquê.

b) A destruição do ozônio representada pela equação **III** é favorecida por baixas ou altas temperaturas? Justifique com base no ΔH da reação.

• Lei da velocidade

15. (UFPA) Experimentalmente, observou-se que a velocidade de formação da substância **C**, através da reação:

$$2\ A_{(g)} + B_{(g)} \longrightarrow C_{(g)}$$

é independente da concentração de **B** e quadruplica quando a concentração de **A** é dobrada. A expressão de velocidade (v) da reação, admitindo-se que k é a velocidade específica, é:

a) $v = [A]^4$
b) $v = [A]\ [B]$
c) $v = k\ [C] / [A]^2\ [B]$
d) $v = k\ [A]^2$
e) $v = k\ [2A]^2\ [B]$

16. (Cesgranrio-RJ) A equação $X + 2\ Y \longrightarrow XY_2$ representa uma reação, cuja equação da velocidade é:

$$v = k\ [X]\ [Y]$$

Indique o valor da constante de velocidade, para a reação dada, sabendo que, quando a concentração de **X** é 1 M e a de **Y** é 2 M, a velocidade da reação é de 3 mol/L · m:

a) 3,0.
b) 1,5.
c) 1,0.
d) 0,75.
e) 0,5.

17. (PUC-MG) A seguir, estão representadas as etapas da reação:

$$H_2 + Br_2 \longrightarrow 2\ HBr$$

I — $Br_2 \longrightarrow Br\bullet + Br\bullet$ (etapa rápida)
II — $H_2 + Br\bullet \longrightarrow HBr + H\bullet$ (etapa lenta)
III — $H\bullet + Br_2 \longrightarrow HBr + Br\bullet$ (etapa rápida)
IV — $Br\bullet + Br\bullet \longrightarrow Br_2$ (etapa rápida)
V — $H\bullet + H\bullet \longrightarrow H_2$ (etapa rápida)

A velocidade da reação é determinada pela etapa:

a) I.
b) II.
c) III.
d) IV.
e) V.

18. (Cefet-PR) A reação:

$$NO_{2(g)} + CO_{(g)} \longrightarrow CO_{2(g)} + NO_{(g)}$$

é de segunda ordem em relação ao $NO_{2(g)}$ e de ordem zero em relação ao $CO_{(g)}$. Em determinadas condições de pressão e temperatura, essa reação ocorre com velocidade v. Se triplicarmos a concentração de $NO_{2(g)}$ e duplicarmos a concentração de $CO_{(g)}$, a nova velocidade de reação v_1 será igual a:

a) 3 v
b) 6 v
c) 9 v
d) 12 v
e) 18 v

19. (UFPB) A tabela que segue indica valores das velocidades de reação e as correspondentes molaridades dos reagentes em idênticas condições, para o processo químico representado pela equação:

$$3\ X + 2\ Y \longrightarrow Z + 5\ W$$

v (mol/L^{-1} . min^{-1})	[X]	[Y]
10	5	10
40	10	10
40	10	20

A equação de velocidade desse processo é:

a) $v = k\ [X]^3\ [Y]^2$
b) $v = k\ [X]^2\ [Y]^2$
c) $v = k\ [X]^0\ [Y]^2$
d) $v = k\ [X]^2\ [Y]^0$
e) $v = k\ [X]^2\ [Y]^3$



Faça você mesmo

Imaginando explicações (hipóteses)

Material

1 comprimido de antiácido inteiro

1 comprimido de antiácido triturado (em pó)

2 copos com água

Procedimento

Em um dos copos, adicione o comprimido inteiro e no outro, o comprimido triturado. Adicione o mesmo volume de água em ambos os copos a uma mesma temperatura.

Faça os procedimentos na seqüência, descreva detalhadamente o que você observou em cada um e resolva:

a) Por que usamos as mesmas quantidades, tanto de antiácido quanto de água, nos dois procedimentos?

b) Por que devemos realizar os dois procedimentos na mesma temperatura?

c) Seria válido fazer uma comparação dos procedimentos usando diferentes quantidades de antiácido, triturado ou inteiro? Por quê?

d) A efervescência indica que o sistema está fervendo? Justifique sua resposta.

e) Crie uma explicação que justifique a diferença de comportamento dos comprimidos.

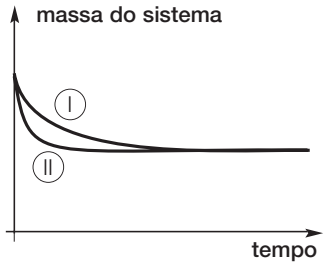
f) Qual gás é liberado nesse experimento?

g) Uma reação que provavelmente ocorre nesse experimento pode ser representada pela equação:

$$HCO_{3(aq)}^{-} + H_{(aq)}^{+} \longrightarrow H_2O_{(\ell)} + \mathbf{X}_{(g)}$$

Escreva a fórmula da substância **X**.

h) Considere o diagrama a seguir:



Associe as curvas representadas com cada um dos experimentos realizados.

UNIDADE 16

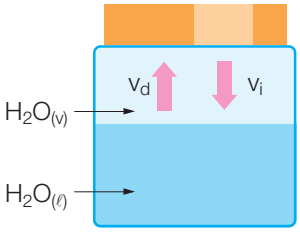
Equilíbrios químicos

INTRODUÇÃO

Muitas reações ocorrem completamente, ou seja, até que pelo menos um dos reagentes seja totalmente consumido. Um exemplo desse tipo de reação é a que acontece quando queimamos um palito de fósforo.

Existem sistemas, no entanto, em que as reações direta e inversa ocorrem simultaneamente. Esses sistemas são denominados reversíveis e representados por $\rightleftharpoons$. Essa situação acontece tanto em processos químicos como em processos físicos.

Um exemplo de processo reversível é o que ocorre com a água líquida contida num frasco fechado. Nesse sistema, temos moléculas de água passando continuamente do estado líquido para o de vapor e do de vapor para o líquido.

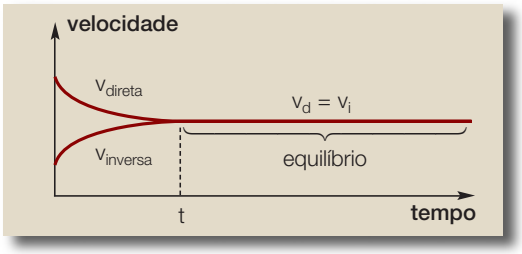


$$H_2O_{(\ell)} \underset{v_i}{\overset{v_d}{\rightleftharpoons}} H_2O_{(v)}$$

v_d = velocidade de vaporização

v_i = velocidade de condensação

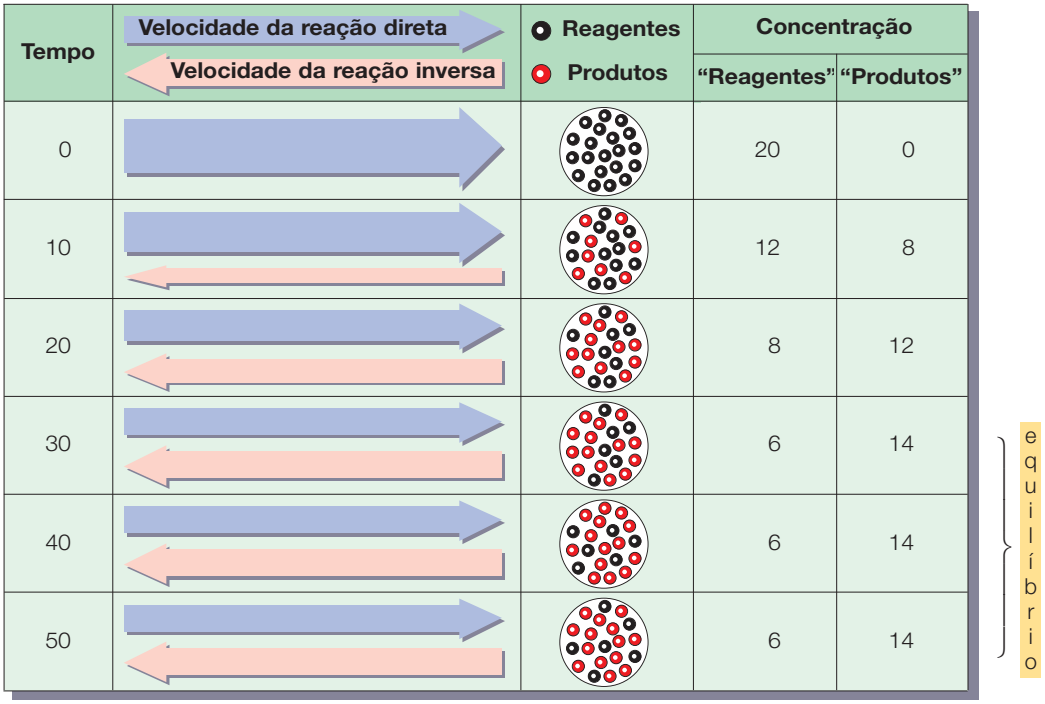
Quando a velocidade de vaporização (v_d) se iguala à de condensação (v_i), dizemos que o sistema atingiu o equilíbrio. Graficamente, podemos representar esse e outros equilíbrios por:



Uma conseqüência importante do fato de as duas velocidades serem iguais na situação de equilíbrio é que as quantidades dos participantes são constantes, porém não obrigatoriamente iguais.

Nas reações químicas reversíveis, a velocidade inicial (t = 0) da reação direta é máxima, pois a concentração em mol/L do reagente também é máxima. Com o decorrer do tempo, a velocidade da reação direta diminui ao passo que a velocidade da inversa aumenta. Ao atingir o equilíbrio, essas velocidades se igualam.

O esquema a seguir ilustra uma reação reversível do seu início até o estabelecimento do equilíbrio.



CONSTANTE DE EQUILÍBRIO EM TERMOS DE CONCENTRAÇÃO

Acabamos de analisar o aspecto qualitativo que envolve uma situação de equilíbrio. Vamos, agora, abordar os aspectos quantitativos, tomando como exemplo a seguinte reação:

Num frasco de 1 L, mantido a 100 °C, são introduzidos 10 mol de N_2O_4. Estabelecido o equilíbrio, nota-se a existência de 4 mol de NO_2 e parte do N_2O_4.

início		**equilíbrio**
10 mol de N_2O_4	após atingir o equilíbrio →	N_2O_4 e 4 mol de NO_2
1 L a 100 °C		1 L a 100 °C

Com base nestes dados, vamos construir uma tabela:

	$N_2O_4 \rightleftharpoons 2\ NO_2$	
início	10 mol	0
proporção	gasta **x** mol	forma **y** mol
equilíbrio	**z** mol	4 mol

Como a quantidade de NO_2 no início era igual a zero e no equilíbrio há 4 mol, podemos concluir que ocorreu um consumo de 2 mol de N_2O_4, pois a proporção estequiométrica é de:

$$1\ N_2O_4 \rightleftharpoons 2\ NO_2$$

proporção 1 : 2

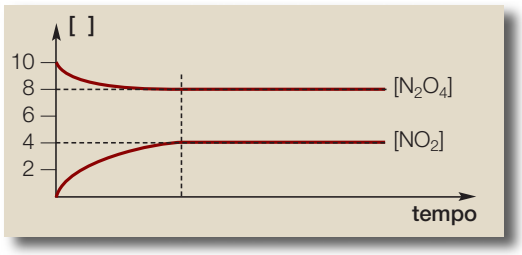
Assim, temos:

	$N_2O_4 \rightleftharpoons 2\ NO_2$	
início	10 mol	0
proporção	gasta 2 mol	forma 4 mol
equilíbrio	8 mol	4 mol

Logo, as concentrações em mol/L no equilíbrio são:

$$[N_2O_4] = \frac{8\ mol}{1\ L} = 8\ mol\ L^{-1}$$

$$[NO_2] = \frac{4\ mol}{1\ L} = 4\ mol\ L^{-1}$$



Na situação de equilíbrio, a velocidade da reação direta é igual à da reação inversa:

$$\left.\begin{array}{l} v_d = k_d\,[N_2O_4] \\ v_i = k_i\,[NO_2]^2 \end{array}\right\} v_d = v_i \Rightarrow k_d\,[N_2O_4] = k_i\,[NO_2]^2$$

$$\frac{k_d}{k_i} = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]} \therefore \frac{k_d}{k_i} = \frac{(4\ mol\ L^{-1})^2}{(8\ mol\ L^{-1})} = 2\ mol\ L^{-1}$$

A razão k_d/k_i origina uma nova constante, denominada **constante de equilíbrio**, que é representada por K_e ou por K_c (constante de equilíbrio em termos de concentração).

$$K_c = \frac{k_d}{k_i} = K_c = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]} = 2\ mol\ L^{-1}$$ ou simplesmente 2

Observação:

No Ensino Superior, a dedução do K_c envolve conceitos termodinâmicos mais profundos, que evidenciam que K_c é adimensional (não tem unidade). Devido a isso, você notará que o K_c aparecerá em vários exercícios como um número puro.

O cálculo da constante de equilíbrio foi formulado pela primeira vez pelos noruegueses Guldberg e Waage em 1863 e enunciado como a **lei de ação das massas**.

Para um equilíbrio homogêneo genérico representado por:

$$a\ A + b\ B \rightleftharpoons c\ C + d\ D$$

a expressão da constante de equilíbrio (K_c) é dada por:

$$K_c = \frac{[C]^c\,[D]^d}{[A]^a\,[B]^b}$$

Veja dois exemplos de representação do K_c em equilíbrios homogêneos:

- $2\ SO_{3(g)} \rightleftharpoons 2\ SO_{2(g)} + O_{2(g)}$

$$K_c = \frac{[SO_2]^2 \cdot [O_2]}{[SO_3]^2}$$

- $H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightleftharpoons 2\ HI_{(g)}$

$$K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2] \cdot [I_2]}$$

Em equilíbrios heterogêneos em que existam participantes **sólidos**, eles **não devem ser representados na expressão da constante de equilíbrio** (K_c), pois suas concentrações são sempre constantes. Logo, nos equilíbrios a seguir, temos:

- $C_{(s)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons CO_{2(g)}$ $\quad K_c = \dfrac{[CO_2]}{[O_2]}$
- $CaO_{(s)} + CO_{2(g)} \rightleftharpoons CaCO_{3(s)}$ $\quad K_c = \dfrac{1}{[CO_2]}$

Em equilíbrios que ocorrem em meio aquoso, no qual um dos participantes é a água líquida, a concentração da água, em mol/L, não varia; portanto, ela não fará parte da constante de equilíbrio.

No equilíbrio:

$$\underset{\text{sacarose}}{C_{12}H_{22}O_{11(aq)}} + \underset{\text{líquido puro}}{H_2O_{(\ell)}} \rightleftharpoons \underset{\text{glicose}}{C_6H_{12}O_{6(aq)}} + \underset{\text{frutose}}{C_6H_{12}O_{6(aq)}}$$

a expressão do K_c é:

$$K_c = \frac{[C_6H_{12}O_6] \cdot [C_6H_{12}O_6]}{[C_{12}H_{22}O_{11}]}$$

Observação:

O volume de uma solução aquosa diluída é praticamente igual ao volume da água. 1 L de água tem massa aproximada 1 000 g.

Assim, podemos calcular a concentração em mol/L da água (H_2O: massa molar = 18 g mol^{-1}):

$$\text{M} = \frac{1\,000 \text{ g}}{18 \text{ g mol}^{-1}\ 1 \text{ L}} = 55{,}5 \text{ mol L}^{-1}$$

Esse valor é uma constante.

INTERPRETAÇÃO DO VALOR DE K_c E EXTENSÃO DA REAÇÃO

Considere as seguintes situações de equilíbrio e as respectivas constantes:

$2\ NO_{(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2\ NO_{2(g)}$

$K_c = \dfrac{[NO_2]^2}{[NO]^2 \cdot [O_2]} \Rightarrow K_c = 6{,}45 \cdot 10^5$

$K_c > 1$ a concentração dos "produtos" (indicados no numerador) é maior que a dos "reagentes" (indicados no denominador), informação que nos permite observar que a reação direta prevalece sobre a inversa.

$N_{2(g)} + 3\ H_{2(g)} \rightleftharpoons 2\ NH_{3(g)}$

$K_c = \dfrac{[NH_3]^2}{[N_2] \cdot [H_2]^3} \Rightarrow K_c = 2{,}37 \cdot 10^{-3}$

$K_c < 1$ a concentração dos "reagentes" (denominador) é maior que a dos "produtos" (numerador), o que nos indica que a reação inversa prevalece sobre a direta.

Genericamente:

Quanto maior for o valor de K_c, maior será a extensão da ocorrência da reação direta.
Quanto menor for o valor de K_c, maior será a extensão da ocorrência da reação inversa.

QUOCIENTE DE EQUILÍBRIO (Q_c)

O quociente de equilíbrio (Q_c) é a relação entre as concentrações em mol/L dos participantes em qualquer situação, mesmo que o equilíbrio ainda não esteja estabelecido. É expresso da mesma maneira que a constante de equilíbrio (K_c).

Se estabelecermos uma relação entre Q_c e K_c, podemos ter:

$\frac{Q_c}{K_c} = 1$ O sistema está em equilíbrio.

$\frac{Q_c}{K_c} \neq 1$ O sistema não está em equilíbrio.

Vamos considerar o equilíbrio a seguir, a 100 °C e o valor da sua constante igual a 0,2:

$$N_2O_{4(g)} \rightleftharpoons 2\ NO_{2(g)}$$

Considerando três experimentos realizados à temperatura de 100 °C, temos:

	$[NO_2]$	$[N_2O_4]$
experimento I	2 mol/L	2 mol/L
experimento II	0,2 mol/L	0,2 mol/L
experimento III	0,1 mol/L	0,1 mol/L

Analisando os experimentos, vamos calcular o quociente de equilíbrio $Q_c = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]}$ e relacionar seus valores com K_c.

Experimento I	Experimento II	Experimento III
$Q_c = \frac{(2)^2}{2} = 2$ $K_c = 0,2$	$Q_c = \frac{(0,2)^2}{0,2} = 0,2$ $K_c = 0,2$	$Q_c = \frac{(0,1)^2}{0,1} = 0,1$ $K_c = 0,2$
$\frac{Q_c}{K_c} = \frac{2}{0,2} = 10$	$\frac{Q_c}{K_c} = \frac{0,2}{0,2} = 1$	$\frac{Q_c}{K_c} = \frac{0,1}{0,2} = 0,5$

Podemos então concluir que:

- no experimento II, o sistema está em equilíbrio ($K_c = Q_c$);
- no experimento I, o sistema não está em equilíbrio; para atingi-lo, o valor de $Q_c = 2$ deve igualar-se ao do K_c; isso ocorrerá com a diminuição da $[NO_2]$ e o aumento da $[N_2O_4]$;
- no experimento III, o sistema também não está em equilíbrio; para este ser atingido, o valor de $Q_c = 0,1$ deve igualar-se ao do $K_c = 0,2$; isso ocorrerá com o aumento da $[NO_2]$ e a diminuição da $[N_2O_4]$.

CONSTANTE DE EQUILÍBRIO EM TERMOS DE PRESSÃO

Até agora, a expressão do equilíbrio foi dada em termos de concentração em mol/L (K_c). No entanto, em equilíbrios nos quais pelo menos um dos participantes é um **gás**, a constante de equilíbrio pode ser expressa em termos de pressões parciais dos gases envolvidos e, nesse caso, será representada por K_p.

Assim, as expressões de K_c e K_p para os equilíbrios a seguir são dadas por:

- $2\,CO_{(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2\,CO_{2(g)}$ $\qquad K_c = \dfrac{[CO_2]^2}{[CO]^2 \cdot [O_2]}$ $\qquad K_p = \dfrac{(P_{CO_2})^2}{(P_{CO})^2 \cdot (P_{O_2})}$

  em que P_{CO}, P_{O_2} e P_{CO_2} são as pressões parciais dos gases.

- $C_{(s)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons CO_{2(g)}$ $\qquad K_c = \dfrac{[CO_2]}{[O_2]}$ $\qquad K_p = \dfrac{(P_{CO_2})}{(P_{O_2})}$

Observações:

1. Na expressão de K_c, não devem ser representados os componentes **sólidos** e **$H_2O_{(\ell)}$ para reações em meio aquoso**.
2. Na expressão de K_p, só devem ser representados os componentes **gasosos**.
3. A relação entre K_c e K_p é dada pela expressão $K_p = K_c\,(RT)^{\Delta n}$, em que Δn é a variação do número de mol.
4. Tanto K_c quanto K_p (constantes de equilíbrio) só variam com a temperatura.

EXERCÍCIO RESOLVIDO

(Fuvest-SP) A produção industrial de metanol envolve o equilíbrio representado por:

$$CO_{(g)} + 2\,H_{2(g)} \rightleftharpoons CH_3OH_{(g)}$$

Numa experiência de laboratório colocaram-se 2 mol de CO e 2 mol de CH_3OH num recipiente vazio de 1 L. Em condições semelhantes às do processo industrial foi alcançado o equilíbrio. Quando a concentração de equilíbrio de H_2 for **x** mol/L, quais serão as concentrações de equilíbrio do CO e do CH_3OH?

SOLUÇÃO

São conhecidos:

- nº de mol no início $\begin{cases} CO = 2\text{ mol}; \\ CH_3OH = 2\text{ mol}; \\ H_2 = \text{zero}; \end{cases}$

- nº de mol no equilíbrio $\Rightarrow H_2 = x$ mol.
  $[H_2] = x$ mol/L

Para determinarmos as concentrações em mol/L no equilíbrio, devemos construir uma tabela, conforme modelo ao lado:

	$CO_{(g)}$ +	$2\,H_{2(g)} \rightleftharpoons$	$CH_3OH_{(g)}$
início	2 mol	0	2 mol
proporção			
equilíbrio		**x** mol	

Note que, no início, não ocorrerá a reação direta, pois não existe H_2 (zero mol). Logo, devemos considerar que o $CH_3OH_{(g)}$ é que deve ser consumido para formar o $CO_{(g)}$ e o $H_{2(g)}$.
Assim, a tabela será (ver modelo ao lado):

	$CO_{(g)}$ +	$2\,H_{2(g)} \rightleftharpoons$	$CH_3OH_{(g)}$
início	2 mol	0	2 mol
proporção	forma $\frac{x}{2}$ mol	forma **x** mol	gasta $\frac{x}{2}$ mol
equilíbrio	$(2 + \frac{x}{2})$ mol	**x** mol	$(2 - \frac{x}{2})$ mol

E as concentrações em mol/L serão:

$$[CO] = \frac{2 + \frac{x}{2}\text{ mol}}{1\text{ L}} = 2 + \frac{x}{2}\text{ mol L}^{-1} \qquad [CH_3OH] = \frac{2 - \frac{x}{2}\text{ mol}}{1\text{ L}} = 2 - \frac{x}{2}\text{ mol L}^{-1}$$

Exercícios de classe

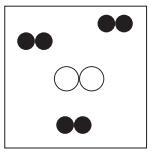
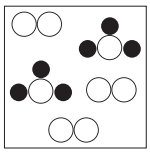
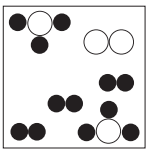
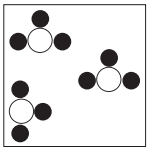
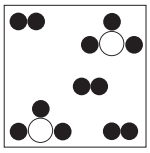
1. (UFRS) Uma reação química atinge o equilíbrio químico quando:

a) ocorre simultaneamente nos sentidos direto e inverso.
b) as velocidades das reações direta e inversa são iguais.
c) os reagentes são totalmente consumidos.
d) a temperatura do sistema é igual à do ambiente.
e) a razão entre as concentrações de reatantes e produtos é unitária.

2. (Fuvest-SP) Em condições industrialmente apropriadas para se obter amônia, juntaram-se quantidades estequiométricas dos gases N_2 e H_2:

$$N_{2(g)} + 3\ H_{2(g)} \rightleftharpoons 2\ NH_{3(g)}$$

Depois de alcançado o equilíbrio químico, uma amostra da fase gasosa poderia ser representada corretamente por:

a) 
c) 
e) 
b) 
d) 



3. Escreva a expressão da constante de equilíbrio em termos de concentração (K_c) dos seguintes equilíbrios:

a) $2\ NO_{(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2\ NO_{2(g)}$;
b) $PC\ell_{5(g)} \rightleftharpoons PC\ell_{3(g)} + C\ell_{2(g)}$;
c) $4\ HC\ell_{(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2\ H_2O_{(g)} + 2\ C\ell_{2(g)}$;
d) $C_{(s)} + H_2O_{(g)} \rightleftharpoons CO_{(g)} + H_{2(g)}$;
e) $Mg_{(s)} + 2\ H^+_{(aq)} \rightleftharpoons Mg^{2+}_{(aq)} + H_{2(g)}$;
f) $CrO^{2-}_{4(aq)} + 2\ H^+_{(aq)} \rightleftharpoons Cr_2O^{2-}_{7(aq)} + H_2O_{(\ell)}$.

4. Escreva as expressões das constantes de equilíbrio em termos de concentração (K_c) e pressão (K_p):

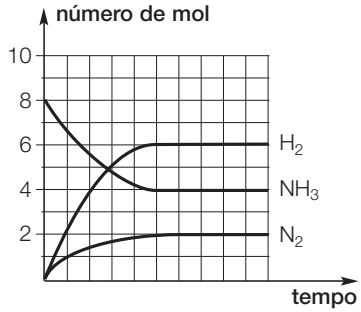
a) $2\ NH_{3(g)} \rightleftharpoons N_{2(g)} + 3\ H_{2(g)}$;
b) $3\ Fe_{(s)} + 4\ H_2O_{(g)} \rightleftharpoons Fe_3O_{4(s)} + 4\ H_{2(g)}$;
c) $2\ BaO_{2(s)} \rightleftharpoons 2\ BaO_{(s)} + O_{2(g)}$.

5. (PUC-SP) Em determinadas condições de temperatura e pressão, existe 0,5 mol/L de N_2O_4 em equilíbrio com 2 mol/L de NO_2, segundo a equação $N_2O_{4(g)} \rightleftharpoons 2\ NO_{2(g)}$. Qual o valor da constante (K_c) desse equilíbrio, nas condições da experiência?

6. (UECE) São colocados 8,0 mol de amônia num recipiente fechado de 5,0 litros de capacidade. Acima de 450 °C, estabelece-se, após algum tempo, o equilíbrio:

$$2\ NH_{3(g)} \rightleftharpoons 3\ H_{2(g)} + N_{2(g)}$$

Sabendo que a variação do número de mol dos participantes está registrada no gráfico, podemos afirmar que, nestas condições, a constante de equilíbrio, K_c, é igual a:



a) 27,00.
b) 5,40.
c) 1,08.
d) 2,16.

7. (UFV-MG) Considere a seguinte equação de oxi-redução:

$$Ce^{4+} + Fe^{2+} \rightleftharpoons Ce^{3+} + Fe^{3+}$$

A constante de equilíbrio desta reação é igual a $2{,}0 \cdot 10^{11}$.

a) Escreva a expressão que representa a constante de equilíbrio.
b) Calcule a concentração de íons Ce^{4+} que existe em equilíbrio em uma solução cuja concentração de Ce^{3+} é 0,1 mol L^{-1}, de Fe^{3+} é 0,1 mol L^{-1} e de Fe^{2+} é 0,1 mol L^{-1}.

8. (Cefet-PR) Dois mol de $CO_{(g)}$ reagem com dois mol de $NO_{2(g)}$, conforme a equação:

$$CO_{(g)} + NO_{2(g)} \underset{2}{\overset{1}{\rightleftharpoons}} CO_{2(g)} + NO_{(g)}\ (200\ °C)$$

Quando se estabelece o equilíbrio, verifica-se que 3/4 de cada um dos reagentes foram transformados em $CO_{2(g)}$ e $NO_{(g)}$. A constante de equilíbrio para a reação é:

a) 0,11.
b) 0,56.
c) 1,77.
d) 9,00.
e) 10,50.

9. (ITA-SP) Num recipiente de volume constante igual a 1,00 litro, inicialmente evacuado, foi introduzido 1,00 mol de pentacloreto de fósforo gasoso e puro. O recipiente foi mantido a 250 °C e no equilíbrio final foi verificada a existência de 0,47 mol de gás cloro. Qual das opções a seguir contém o valor aproximado da constante (K_c) do equilíbrio estabelecido dentro do cilindro e representado pela seguinte equação química:

$$PC\ell_{5(g)} \rightleftharpoons PC\ell_{3(g)} + C\ell_{2(g)}?$$

a) 0,179.
b) 0,22.
c) 0,42.
d) 2,38.
e) 4,52.

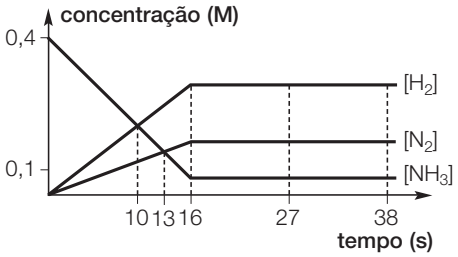
10. (Vunesp-SP) O equilíbrio gasoso $N_2O_4 \rightleftharpoons 2\ NO_2$ apresenta, a uma dada temperatura, constante de equilíbrio $K_c = 2$. Nesta temperatura foram feitas duas misturas diferentes, **A** e **B**, cada uma acondicionada em recipiente fechado, isolado e distinto. As condições iniciais estão mostradas na tabela a seguir:

Mistura	$[NO_2]$ mol/L	$[N_2O_4]$ mol/L
A	$2 \cdot 10^{-2}$	$2 \cdot 10^{-4}$
B	$2 \cdot 10^{-1}$	$1 \cdot 10^{-3}$

a) Efetue os cálculos necessários e conclua se a mistura **A** se encontra ou não em situação de equilíbrio.
b) Efetue os cálculos necessários e conclua se a mistura **B** se encontra ou não em situação de equilíbrio.

Exercícios propostos

1. (UFCE) Um estudante introduziu 0,4 mol de NH_3 gasoso em um recipiente fechado de 1,0 L a 25 °C e observou as variações de concentração das espécies que participam do equilíbrio químico $2\ NH_{3(g)} \rightleftharpoons 3\ H_{2(g)} + N_{2(g)}$, ilustradas no gráfico a seguir:



Com base nestas observações, é correto afirmar que o equilíbrio é inicialmente estabelecido no tempo:

a) t = 10 s.
b) t = 0 s.
c) t = 13 s.
d) t = 16 s.
e) t = 27 s.

2. (UFRS) O equilíbrio químico representado por:

$$SO_{2(g)} + 1/2\ O_{2(g)} \rightleftharpoons SO_{3(g)}$$

corresponde a uma das etapas possíveis na formação de chuva ácida.
Indique a expressão da constante do equilíbrio K_c para a equação dada.

a) $\dfrac{[SO_2] \cdot [O_2]}{[SO_2]}$
b) $\dfrac{[SO_3]}{[SO_2]}$
c) $\dfrac{[SO_2] \cdot [O_2]^{1/2}}{[SO_3]}$
d) $\dfrac{[SO_3]}{[SO_2] \cdot [O_2]^{1/2}}$
e) $\dfrac{[SO_3]}{[SO_2] \cdot 1/2\ [O_2]}$

3. (Fuvest-SP) A temperatura e pressão ambientes, considere n_1 mol de oxigênio em equilíbrio com n_2 mol de ozônio, em um volume V:

a) Escreva a equação química representativa da transformação do ozônio em oxigênio.
b) Escreva a constante desse equilíbrio em função da concentração de oxigênio e de ozônio.

4. (Puccamp-SP) Para o sistema em equilíbrio:

$$CaCO_{3(s)} \rightleftharpoons CaO_{(s)} + CO_{2(g)}$$

o valor da constante de equilíbrio (K_p) é calculado pela expressão:

a) $K_p = \dfrac{p_{CaO}}{p_{CaCO_3}}$
b) $K_p = p_{CO_2}$
c) $K_p = p_{CaO} \cdot p_{CO_2}$
d) $K_p = p_{CaCO_3}$
e) $K_p = p_{CaO}$

5. (UEPI) Os ésteres são compostos orgânicos derivados de ácidos e com larga aplicação como flavorizantes para doces e balas. O flavorizante de maçã (acetato de etila) pode ser produzido conforme a equação no equilíbrio:

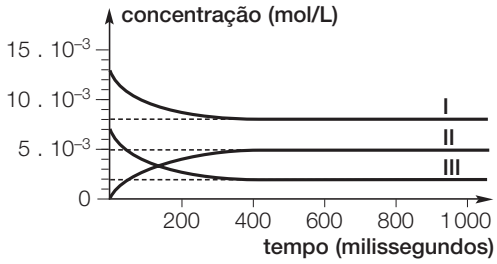
$$\underset{\substack{\text{ácido acético}\\0,3\ mol/L}}{CH_3COOH_{(\ell)}} + \underset{\substack{\text{álcool etílico}\\0,3\ mol/L}}{C_2H_5OH_{(\ell)}} \rightleftharpoons \underset{\substack{\text{acetato de etila}\\0,6\ mol/L}}{CH_3COOC_2H_{5(\ell)}} + \underset{\substack{\text{água}\\0,6\ mol/L}}{H_2O_{(\ell)}}$$

Conhecendo-se as quantidades do número de mol/L no equilíbrio, especificado na equação, calcule o valor da constante de equilíbrio (K_c).

6. (Unicamp-SP) A reação de íons de ferro (III) com íons tiocianato pode ser representada pela equação:

$$Fe^{3+}_{(aq)} + SCN^{-}_{(aq)} \rightleftharpoons FeSCN^{2+}_{(aq)}$$

Nesta reação, a concentração dos íons varia segundo o gráfico a seguir, sendo a curva **I** correspondente ao íon $Fe^{3+}_{(aq)}$.



a) A partir de que instante podemos afirmar que o sistema entrou em equilíbrio? Explique.

b) Calcule a constante de equilíbrio para a reação de formação do $FeSCN^{2+}_{(aq)}$.

7. (Vunesp-SP) Na precipitação de chuva ácida, um dos ácidos responsáveis pela acidez é o sulfúrico. Um equilíbrio envolvido na formação desse ácido na água da chuva está representado pela equação:

$$2\ SO_{2(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2\ SO_{3(g)}$$

a) Calcule o valor da constante de equilíbrio nas condições em que, reagindo-se 6 mol · litro^{-1} de SO_2 com 5 mol · litro^{-1} de O_2, obtêm-se 4 mol · litro^{-1} de SO_3 quando o sistema atinge o equilíbrio.

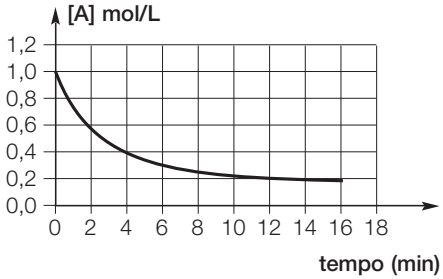
b) Construa um gráfico para este equilíbrio representando as concentrações molares na ordenada e o tempo na abscissa, e indique o ponto em que foi estabelecido o equilíbrio.

8. (Fuvest-SP) N_2O_4 e NO_2, gases poluentes do ar, encontram-se em equilíbrio, como indicado:

$$N_2O_4 \rightleftharpoons 2\ NO_2$$

Em uma experiência, nas condições ambientes, introduziu-se 1,50 mol de N_2O_4 em um reator de 2,0 litros. Estabelecido o equilíbrio, a concentração de NO_2 foi de 0,060 mol/L. Qual o valor da constante K_c, em termos de concentração, desse equilíbrio?

9. (UFRJ) Em um recipiente de um litro foi adicionado um mol de uma substância gasosa **A**, que imediatamente passou a sofrer uma reação de decomposição. As concentrações molares de **A** foram medidas em diversos momentos e verificou-se que, a partir do décimo minuto, a sua concentração se tornava constante, conforme os dados registrados no gráfico a seguir:



A decomposição de **A** ocorre segundo a equação:

$$2\ A_{(g)} \rightleftharpoons B_{(g)} + C_{(g)}$$

a) Determine a velocidade média de decomposição de **A** durante os primeiros quatro minutos.

b) Calcule a constante de equilíbrio K_c.

10. (Fuvest-SP) A 250 °C, a constante do equilíbrio de dimerização do ciclopentadieno é 2,7 (mol/L)$^{-1}$.

$$2\ C_5H_6 \rightleftharpoons C_{10}H_{12}$$

Nessa temperatura, foram feitas duas misturas do monômero com o seu dímero:

Concentrações iniciais das misturas (mol/L)		
Mistura	**Monômero (C_5H_6)**	**Dímero ($C_{10}H_{12}$)**
1	0,800	1,728
2	1,000	3,456

O que acontecerá com as concentrações do monômero e do dímero, ao longo do tempo,

a) na mistura 1? Justifique.

b) na mistura 2? Justifique.

DESLOCAMENTO DE EQUILÍBRIO

PRINCÍPIOS DE LE CHATELIER

Quando um sistema está em equilíbrio, a velocidade da reação direta é igual à velocidade da inversa, e as concentrações em mol/L de todos os participantes permanecem constantes. Se, sobre esse equilíbrio, não ocorrer a ação de nenhum agente externo, ele tende a permanecer nessa situação indefinidamente. Porém, se for exercida uma ação externa sobre esse equilíbrio, ele tende a reagir de maneira a minimizar os efeitos dessa ação.

Esse é o tema do Princípio de Le Chatelier, publicado em 1884:

Princípio de Le Chatelier: "Quando se aplica uma força em um sistema em equilíbrio, ele tende a se reajustar no sentido de diminuir os efeitos dessa força".

Os fatores que podem afetar a condição de equilíbrio de um sistema são: concentração, pressão, temperatura.

O Princípio de Le Chatelier é fácil de ser entendido quando se considera que a constante de equilíbrio depende somente da temperatura.

A seguir vamos analisar a influência de cada um dos fatores que podem afetar o equilíbrio.

Concentração

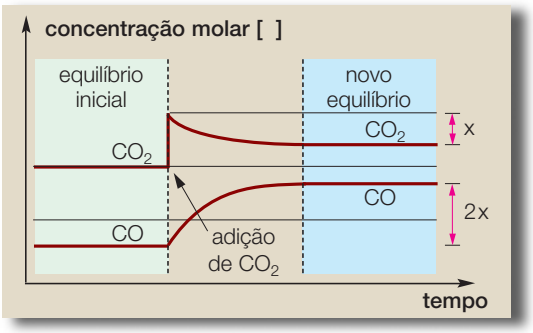
Considere o seguinte equilíbrio:

$$C_{(s)} + CO_{2(g)} \rightleftharpoons 2\ CO_{(g)}$$

Ele servirá de exemplo para nosso estudo. Iremos analisar seu comportamento em três situações.

1ª situação — adição de $CO_{2(g)}$

Quando adicionamos $CO_{2(g)}$ ao equilíbrio, imediatamente ocorre um aumento na concentração do composto, que irá acarretar aumento do número de choques entre o $C_{(s)}$ e o $CO_{2(g)}$. Isso favorece a formação de $CO_{(g)}$, ou seja, o equilíbrio se **desloca para o lado direito**.



Observação:

Outra maneira de entender o deslocamento desse equilíbrio seria por meio de uma análise da expressão do K_c.

$$K_c = \frac{[CO]^2}{[CO_2]}$$

Ao introduzirmos $CO_{2(g)}$ no equilíbrio, estamos aumentando sua concentração ($[CO_2]\uparrow$); como a constante K_c não varia, a concentração do CO também deverá aumentar ($[CO]\uparrow$) para manter a igualdade matemática.

Se tivéssemos adicionado $C_{(s)}$ ao equilíbrio, não haveria alteração, pois a concentração de um sólido é constante.

2ª situação — adição de $CO_{(g)}$

Quando adicionamos $CO_{(g)}$ ao equilíbrio, imediatamente ocorre um aumento na concentração do composto, transformando-o parcialmente em $CO_{2(g)}$ e em $C_{(s)}$. Nesse caso, o equilíbrio se **desloca para a esquerda**.

3ª situação — remoção de $CO_{(g)}$

Quando retiramos parte do $CO_{(g)}$ presente no equilíbrio, imediatamente ocorre uma diminuição na concentração do composto e, como conseqüência, a velocidade da reação inversa diminui. Logo, a velocidade da reação direta será maior, favorecendo a formação de $CO_{(g)}$, ou seja, o equilíbrio se **desloca para a direita**.

Se considerarmos, agora, o equilíbrio a seguir em meio aquoso:

$$2\ \underbrace{CrO_4^{2-}{}_{(aq)}}_{\text{amarelo}} + 2\ H^+_{(aq)} \rightleftharpoons \underbrace{Cr_2O_7^{2-}{}_{(aq)}}_{\text{alaranjado}} + H_2O_{(\ell)}$$

- quando: $\underbrace{[CrO_4^{2-}]}_{\text{amarelo}} < \underbrace{[Cr_2O_7^{2-}]}_{\text{alaranjado}}$, prevalece a cor alaranjada na solução.
- quando: $\underbrace{[CrO_4^{2-}]}_{\text{amarelo}} > \underbrace{[Cr_2O_7^{2-}]}_{\text{alaranjado}}$, prevalece a cor amarela na solução.

Nesse caso, o deslocamento do equilíbrio é perceptível visualmente pela mudança de cor.

Quando adicionamos algumas gotas de limão ou outra solução ácida ao equilíbrio em que a concentração de $CrO_{4(aq)}^{2-}$ é maior que a de $Cr_2O_7^{2-}$, aumentamos também a concentração de H^+, o que favorece o deslocamento do equilíbrio para a direita (formação do $Cr_2O_{7(aq)}^{2-}$, que é alaranjado).



Fotos: Thales Trigo

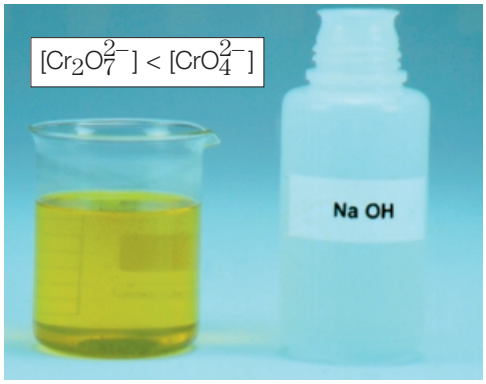


Nesse caso particular de deslocamento de equilíbrio, foi adicionada uma substância que originou um íon já presente no equilíbrio, um íon comum, o H^+. A esse fato damos o nome de **efeito do íon comum**.

Quando uma solução aquosa de NaOH é adicionada ao equilíbrio em que a concentração de $Cr_2O_7^{2-}$ é maior que CrO_4^{2-}, teremos um novo deslocamento. Os íons OH^- originados pela base consomem os íons H^+ presentes no equilíbrio ($OH^- + H^+ \longrightarrow H_2O$), deslocando o equilíbrio para a esquerda (formação de $CrO_{4(aq)}^{2-}$, que é amarelo).



Fotos: Thales Trigo



Pressão

Quando aumentamos a pressão sobre um equilíbrio gasoso, à temperatura constante, ele se desloca no sentido da reação capaz de diminuir esse aumento da pressão e vice-versa.

A fim de verificarmos os efeitos da variação de pressão em um equilíbrio, vamos considerar o equilíbrio seguinte, a uma temperatura constante:

$$\underbrace{2\ SO_{2(g)} + O_{2(g)}}_{\substack{2\text{ mol} \quad 1\text{ mol} \\ 3\text{ mol}}} \rightleftharpoons \underbrace{2\ SO_{3(g)}}_{\substack{2\text{ mol} \\ 2\text{ mol}}}$$

Se aumentamos a pressão, o equilíbrio se desloca para a direita, favorecendo a formação do $SO_{3(g)}$, porque nesse sentido há uma diminuição do número de mol de gás e, conseqüentemente, uma diminuição da pressão.

Outra maneira, mais simples, de analisarmos o efeito produzido pela variação de pressão em um equilíbrio é associar o número de mol ao volume. Assim, nas mesmas condições, temos:

- 1 mol = 1 volume (1 V)
- 2 mol = 2 volumes (2 V)

Logo:

aumento de pressão	→	provoca contração de volume	→	o equilíbrio se desloca para o lado de menor volume (menor nº de mol)
diminuição de pressão	→	provoca expansão de volume	→	o equilíbrio se desloca para o lado de maior volume (maior nº de mol)

No exemplo dado, temos:

$$\underbrace{2\ SO_{2(g)} + O_{2(g)}}_{\substack{2\text{ mol} \quad 1\text{ mol} \\ 2\text{ V} \quad 1\text{ V} \\ 3\text{ V}}} \rightleftharpoons \underbrace{2\ SO_{3(g)}}_{\substack{2\text{ mol} \\ 2\text{ V} \\ 2\text{ V}}}$$

↑ **Pressão:** desloca o equilíbrio para a direita (menor volume).
↓ **Pressão:** desloca o equilíbrio para a esquerda (maior volume).

Observações:

1. Para ser possível analisar a influência da variação da pressão sobre um equilíbrio, pelo menos um dos seus constituintes deve ser um gás.
2. Em equilíbrios do tipo:
$$1\ H_{2(g)} + 1\ I_{2(g)} \rightleftharpoons 2\ HI_{(g)}$$
temos volumes iguais (2 V = 2 V), os quais não são afetados por variações de pressão.
3. Se adicionarmos a um sistema em equilíbrio um gás inerte, ou seja, um gás que não reage, ocorre um aumento da pressão total do sistema. No entanto, como não há variação da concentração nem das pressões parciais de cada gás componente do equilíbrio, a adição do gás inerte não desloca o equilíbrio.

Temperatura

A temperatura, além de provocar deslocamento do equilíbrio, é o único fator responsável por alterações na constante de equilíbrio (K_c).

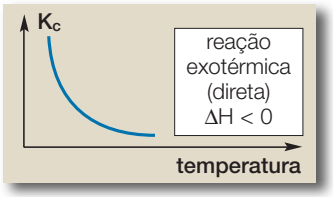
Num sistema em equilíbrio, sempre temos duas reações: a endotérmica, que absorve calor, e a exotérmica, que libera calor. Quando aumentamos a temperatura, favorecemos a reação que absorve calor. Por outro lado, quando há diminuição da temperatura, favorecemos a reação que libera calor. Observe o que ocorre com os dois equilíbrios dados como exemplos:

1º exemplo $N_{2(g)} + 3\ H_{2(g)} \underset{\text{endotérmica}}{\overset{\text{exotérmica}}{\rightleftharpoons}} 2\ NH_{3(g)}$ $\quad \underbrace{\Delta H < 0}_{\text{a reação direta é exotérmica}}$

- **aumento da temperatura** — desloca o equilíbrio no sentido da reação **endotérmica** (para a esquerda);
- **diminuição da temperatura** — desloca o equilíbrio no sentido da reação **exotérmica** (para a direita).

Se também desejamos relacionar a variação da temperatura com a constante de equilíbrio (K_c), devemos considerar que uma elevação da temperatura favorece a reação endotérmica. Então, $[N_2]$ e $[H_2]$ aumentam e $[NH_3]$ diminui:

$$K_c = \frac{[NH_3]^2\downarrow}{[N_2]\uparrow[H_2]\uparrow} \Rightarrow K_c \text{ diminui}$$

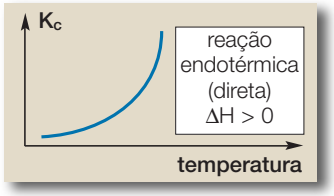


2º exemplo $N_{2(g)} + O_{2(g)} \underset{\text{exotérmica}}{\overset{\text{endotérmica}}{\rightleftharpoons}} 2\ NO_{(g)}$ $\quad \underbrace{\Delta H > 0}_{\text{a reação direta é endotérmica}}$

- **aumento da temperatura** — desloca o equilíbrio no sentido da reação **endotérmica** (para a direita);
- **diminuição da temperatura** — desloca o equilíbrio no sentido da reação **exotérmica** (para a esquerda).

Em relação à constante de equilíbrio (K_c), temos um aumento da temperatura, favorecendo a reação endotérmica. Então, $[NO]$ aumenta e $[N_2]$ e $[O_2]$ diminuem:

$$K_c = \frac{[NO]^2\uparrow}{[N_2]\downarrow[O_2]\downarrow} \Rightarrow K_c \text{ aumenta}$$



Efeito dos catalisadores sobre o equilíbrio

Catalisadores são substâncias que aumentam a velocidade das reações químicas pela diminuição da energia de ativação. Numa situação de equilíbrio, a diminuição da energia de ativação, produzida pelo catalisador, tem o mesmo valor para a reação direta e para a inversa.

Como o aumento de velocidade da reação produzido pelo catalisador é o mesmo, tanto para a reação direta como para a inversa, ele não altera o equilíbrio.

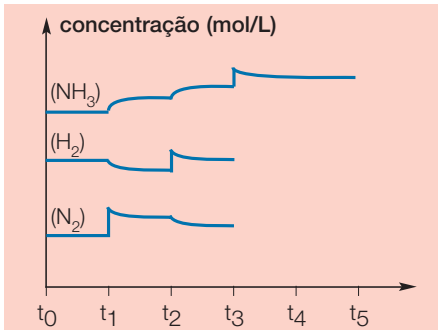
Catalisadores não deslocam equilíbrio.

Se o catalisador aumenta a velocidade das reações direta e inversa, o único efeito que ele provoca num equilíbrio é a diminuição do tempo necessário para que esse equilíbrio seja atingido.

EXERCÍCIO RESOLVIDO

(ENCE-UERJ-Cefet-UFRJ) O gráfico ao lado representa alterações na concentração das espécies N_2, H_2 e NH_3 que estão em equilíbrio no instante t_0, sob pressão e temperatura constantes. Analise o gráfico e responda:

a) Que substância foi adicionada ao sistema em t_1?
b) Que variação sofre a constante de equilíbrio (K_c) quando variam as concentrações em t_2?
c) Como variam as concentrações de N_2 e H_2 em t_3?
d) Como variam as concentrações de NH_3 e de H_2 em t_4, quando N_2 é retirado?



SOLUÇÃO

Considerando que, quando ocorre a adição de qualquer participante do equilíbrio, há um aumento brusco em sua concentração (↑) nesse instante e que sua concentração diminui gradativamente até atingir uma nova situação de equilíbrio, demonstrada graficamente por uma reta paralela à abscissa:

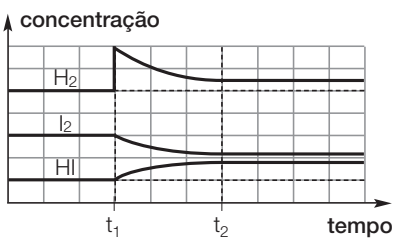
a) No instante t_1 ocorreu um aumento brusco na concentração do N_2.
b) A variação de concentração não altera a constante de equilíbrio (K_c).
c) No instante t_3 ocorreu um aumento brusco na concentração de NH_3, o que provocou um deslocamento do equilíbrio para a esquerda: $N_2 + 3\ H_2 \rightleftharpoons 2\ NH_3$ fazendo com que as concentrações de N_2 e H_2 aumentassem.
d) Se o N_2 for retirado no instante t_4, o equilíbrio se desloca para a esquerda e, com isso, a concentração de NH_3 diminui e a de H_2 aumenta.

Exercícios de classe

1. (Cesgranrio-RJ) O gráfico seguinte refere-se ao sistema químico

$$H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightleftharpoons 2\ HI_{(g)}$$

ao qual se aplica o Princípio de Le Chatelier.



Analise o gráfico e indique a opção correta:

a) A adição de $I_{2(g)}$ em t_1 aumentou a concentração de $HI_{(g)}$.
b) A adição de $H_{2(g)}$ em t_2 aumentou a concentração de $I_{2(g)}$.
c) A adição de $H_{2(g)}$ em t_2 levou o sistema ao equilíbrio.
d) A adição de $H_{2(g)}$ em t_1 aumentou a concentração de $HI_{(g)}$.
e) A adição de $HI_{(g)}$ em t_2 alterou o equilíbrio do sistema.

2. (Unicamp-SP) Do repolho roxo pode-se extrair, por fervura com água, uma substância que é responsável pela sua coloração característica. Esta substância é um ânion de um ácido fraco cuja dissociação pode ser escrita como:

$$\underset{\text{(amarelo)}}{HR} \rightleftharpoons H^+ + \underset{\text{(roxo)}}{R^-}$$

Utilizando este equilíbrio, explique por que a adição de vinagre ou limão (ácidos) a este extrato faz com que ele mude de cor.

3. (Fuvest-SP) A equação representativa da reação de decomposição térmica do bicarbonato de sódio é:

$$2\ NaHCO_{3(s)} \rightleftharpoons Na_2CO_{3(s)} + CO_{2(s)} + H_2O_{(g)}$$

Considere as seguintes condições:

I — Sistema fechado
II — Sistema aberto
III — Presença adicional de CO_2
IV — Remoção de água

Quais das condições citadas favorecem a reação?

4. (UFSC) As reações representadas a seguir estão na fase gasosa e em equilíbrio. Indique a **única** proposição **correta** em que o equilíbrio **não** fica alterado quando se varia a pressão total da mistura.

a) $O_{3(g)} \rightleftharpoons 3\ O_{(g)}$
b) $2\ CO_{2(g)} \rightleftharpoons 2\ CO_{(g)} + O_{2(g)}$
c) $H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightleftharpoons 2\ HI_{(g)}$
d) $N_{2(g)} + 3\ H_{2(g)} \rightleftharpoons 2\ NH_{3(g)}$

5. (UFPel-RS) Em um equilíbrio químico, podem estar sendo representados diferentes tipos de reações químicas, as quais podem ser influenciadas por diversos fatores. Observe as equações que representam a formação de dois compostos gasosos e responda:

I — $3\ H_{2(g)} + N_{2(g)} \rightleftharpoons 2\ NH_{3(g)}$
II — $H_{2(g)} + C\ell_{2(g)} \rightleftharpoons 2\ HC\ell_{(g)}$

a) Em qual das reações representadas haverá influência da pressão no respectivo equilíbrio? Explique.
b) Expresse a constante de equilíbrio referente à reação de formação da amônia.
c) Que tipo de reação química está representado pelas duas equações?
d) Qual a nomenclatura dos gases formados nas reações **I** e **II**, respectivamente?

6. (UFSM-RS) A constante de equilíbrio para a reação:

$$N_{2(g)} + 3\ H_{2(g)} \rightleftharpoons 2\ NH_{3(g)}$$

diminui com o aumento da temperatura.

Com base nesse dado, pode-se afirmar que:

a) a formação de NH_3 é uma reação exotérmica.
b) o equilíbrio da reação desloca-se para a direita, com o aumento da temperatura.
c) há diminuição da velocidade da reação endotérmica pelo aumento da temperatura.
d) a formação de NH_3 ocorre com absorção de calor.
e) o aumento da temperatura favorece o(s) produto(s) formado(s) pela reação exotérmica.

7. (UnB-DF) A seguir são apresentadas a equação química da síntese da amônia na indústria, a relação da constante de equilíbrio (K_c) e os seus valores determinados experimentalmente. Analise esses dados.

$$N_{2(g)} + 3\ H_{2(g)} \rightleftharpoons 2\ NH_{3(g)}$$

$$\Delta H = -46\ kJ/mol\ NH_3$$

Temperatura (°C)	K_c (L/mol)^2
25	$5{,}0 \cdot 10^{8}$
500	$6{,}0 \cdot 10^{-2}$
1 000	$2{,}4 \cdot 10^{-3}$

$$K_c = \frac{[NH_3]^2}{[N_2] \cdot [H_2]^3}$$

Julgue os itens a seguir.

a) Na reação em questão, os reagentes não são totalmente transformados em amônia.
b) No estado de equilíbrio, em um sistema fechado, estão presentes a amônia (NH_3) ou os gases hidrogênio (H_2) e nitrogênio (N_2).
c) Analisando os valores de K_c da tabela, conclui-se que o rendimento da reação na indústria será maior na temperatura de 25 °C do que na temperatura de 1 000 °C.
d) A uma mesma temperatura, o aumento na concentração dos gases hidrogênio (H_2) e nitrogênio (N_2) alterará a concentração da amônia (NH_3) no novo estado de equilíbrio, sem alterar o valor de K_c.

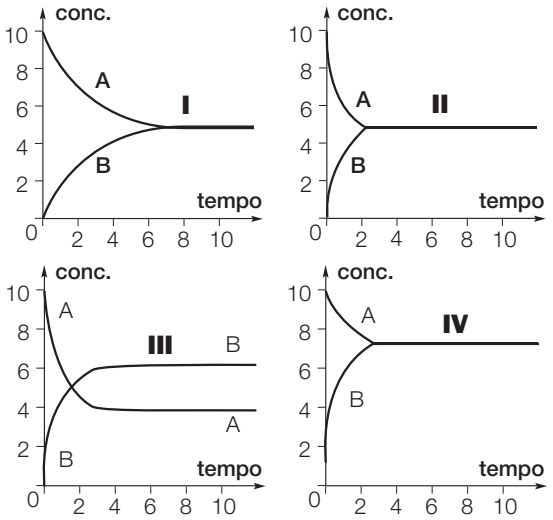
8. (UFPR) A dimerização do NO_2 a N_2O_4 depende da temperatura. O equilíbrio das duas espécies pode ser representado por:

$$2\ NO_{2(g)} \rightleftharpoons N_2O_{4(g)}$$

Sabendo-se que a espécie NO_2 é de cor castanha e o dímero N_2O_4 incolor, e que um aumento de temperatura em uma ampola de vidro fechada contendo os dois gases em equilíbrio faz com que a cor castanha se torne mais intensa, diga se a reação de dimerização é endotérmica ou exotérmica. Justifique.

9. (Fuvest-SP – mod.) No equilíbrio A $\rightleftharpoons$ B, a transformação de A em B é endotérmica. Esse equilíbrio foi estudado, realizando-se três experimentos. O gráfico I mostra corretamente as concentrações de A e de B, em função do tempo, para o experimento **x**. Examine os gráficos II, III e IV.

Experimento	Condições
x	a 20 °C, sem catalisador
y	a 100 °C, sem catalisador
z	a 20 °C, com catalisador



Aqueles que mostram corretamente as concentrações de A e de B, em função do tempo, nos experimentos **y** e **z** são, respectivamente:

a) I e II.
b) I e III.
c) II e I.
d) II e III.
e) III e I.

10. (UFRJ) Na fabricação de cerveja, adiciona-se gás carbônico durante o processo de engarrafamento (parte do CO_2 já é produzida durante a fermentação). Isto faz com que o produto final apresente uma acidez maior. Por outro lado, o CO_2 em solução fica em equilíbrio com o CO_2 não-solubilizado, como representado a seguir:

$$CO_{2(g)} \rightleftharpoons CO_{2(aq)}$$

$$\Delta H = -14{,}8 \text{ kJ/mol de } CO_2$$

a) Suponha que a geração de espuma esteja relacionada à quantidade de gás liberada durante a abertura da garrafa de cerveja. Se duas cervejas são abertas no mesmo bar, uma a 6 °C e outra a 25 °C, qual apresentará a maior quantidade de espuma? Justifique sua resposta.

b) Explique por que o CO_2, em solução aquosa, pode ser considerado um ácido.

Exercícios propostos

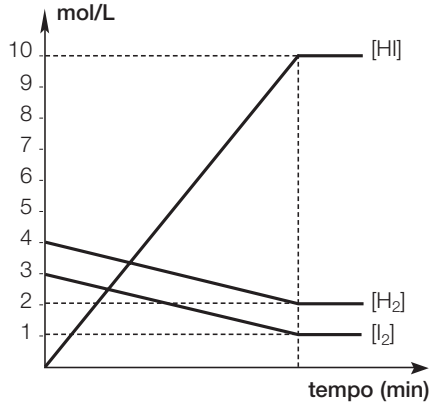
1. (Fuvest-SP) Na reação de esterificação:

$$1 \text{ etanol}_{(\ell)} + 1 \text{ ácido acético}_{(\ell)} \rightleftharpoons 1 \text{ acetato de etila}_{(\ell)} + 1 \text{ água}_{(\ell)}$$

quando se parte de 1 mol de cada um dos reagentes, puros, o equilíbrio se estabelece formando 2/3 mol do éster.

a) Calcule o valor da constante de equilíbrio da reação.
b) Nesse sistema em equilíbrio, adiciona-se mais ácido acético. A quantidade de éster na nova posição de equilíbrio será a mesma? Justifique.

2. (UFF-RJ) Em um recipiente de um litro, adicionam-se 4 mol de H_2 e 3 mol de I_2. A temperatura é de 27 °C. O equilíbrio é atingido, como mostra o gráfico a seguir:



a) Calcule a constante de equilíbrio (K_c) para essa reação.
b) Qual o sentido de deslocamento dessa reação quando um ligeiro excesso de H_2 é introduzido no sistema, após o equilíbrio?

3. (UNI-RIO) A reação entre o clorofórmio e o cloro ocorre em sistema fechado e está apresentada a seguir:

$$CHC\ell_{3(g)} + C\ell_{2(g)} \rightleftharpoons CC\ell_{4(g)} + HC\ell_{(g)}$$

Para minimizar a formação de $HC\ell$, deve-se aumentar o(a):

a) volume total do sistema.
b) pressão do sistema.
c) concentração de $CC\ell_4$.
d) concentração de $CHC\ell_3$.
e) concentração de $C\ell_2$.

4. (UEPI) É muito comum as donas-de-casa, após a limpeza do peixe, usarem limão para remover o cheiro deixado em suas mãos. A maioria delas não tem uma explicação científica para o fato. Entretanto, sabe-se que o cheiro é causado pelo composto metilamina, de fórmula $CH_3 — NH_2$, cuja equação de equilíbrio é representada a seguir:

$$CH_3 - NH_{2(aq)} + H_2O_{(\ell)} \rightleftharpoons CH_3 - NH^+_{3(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

Segundo o Princípio de Le Chatelier, o cheiro de peixe desaparece porque:

a) a adição do limão (H^+) neutraliza o íon OH^-, deslocando o equilíbrio para a direita, consumindo a metilamina.
b) a adição do limão (H^+) neutraliza o íon OH^-, deslocando o equilíbrio para a direita, consumindo o $CH_3 — NH^+_3$.
c) a adição do limão (H^+) neutraliza o íon, deslocando o equilíbrio para a esquerda, formando solução aquosa.
d) a adição do limão (H^+) neutraliza o íon OH^-, deslocando o equilíbrio para a esquerda, retirando a metilamina.
e) a adição do limão (H^+) neutraliza o íon OH^-, deslocando o equilíbrio para a esquerda, diminuindo a concentração de H_2O.

5. (Fuvest-SP) Algumas argilas do solo têm a capacidade de trocar cátions da sua estrutura por cátions de soluções aquosas do solo. A troca iônica pode ser representada pelo equilíbrio:

$$\mathbf{R}^-Na^+_{(s)} + NH^+_{4(aq)} \rightleftharpoons \mathbf{R}^-NH^+_{4(s)} + Na^+_{(aq)},$$

em que **R** representa parte de uma argila.
Se o solo for regado com uma solução aquosa de um adubo contendo NH_4NO_3, o que ocorre com o equilíbrio anterior?

a) Desloca-se para o lado do $Na^+_{(aq)}$.
b) Desloca-se para o lado do $NH^+_{4(aq)}$.
c) O valor de sua constante aumenta.
d) O valor de sua constante diminui.
e) Permanece inalterado.

6. (UERJ) A seguir, está representada a equação química balanceada que mostra a combustão da amônia, etapa fundamental na fabricação do ácido nítrico:

$$4\ NH_{3(g)} + 5\ O_{2(g)} \rightleftharpoons 4\ NO_{2(g)} + 6\ H_2O_{(g)}$$
$$\Delta H < 0$$

Essa reação produzirá a quantidade máxima de NO_2 — óxido de nitrogênio IV —, nas seguintes condições de pressão e temperatura, respectivamente:

a) alta/alta.
b) alta/baixa.
c) baixa/alta.
d) baixa/baixa.

7. (Unicamp-SP) O processo de dissolução do oxigênio do ar na água é fundamental para a existência de vida no planeta. Ele pode ser representado pela seguinte equação química:

$$O_{2(g)} + \infty\ H_2O_{(\ell)} = O_{2(aq)};$$
$$\Delta H = -11{,}7\ kJ\ mol^{-1}$$

Observação: o símbolo ∞ significa grande quantidade de substância.

a) Considerando que a altitude seja a mesma, em que lago há mais oxigênio dissolvido: em um de águas a 10 °C ou em outro de águas a 25 °C? Justifique.
b) Considerando uma mesma temperatura, onde há mais oxigênio dissolvido: em um lago no alto da cordilheira dos Andes ou em outro em sua base? Justifique.

8. (UFSC) Sendo dado o seguinte equilíbrio químico:

$$PC\ell_{3(g)} + C\ell_{2(g)} \longrightarrow PC\ell_{5(g)},\ \Delta H = -165{,}11\ kJ$$

Indique a(s) proposição(ões) **correta(s)** e dê o valor da soma.

(01) A expressão para calcular a constante de equilíbrio em termos de concentrações molares é:
$K_c = [PC\ell_5]/[PC\ell_3]\ [C\ell_2]$.
(02) A reação direta é endotérmica.
(04) Aumentando-se a pressão sobre o sistema em equilíbrio, ele será deslocado no sentido de produzir mais $PC\ell_{5(g)}$.
(08) Aumentando-se a temperatura, o equilíbrio será deslocado para a direita.
(16) Adicionando-se um catalisador, o equilíbrio será deslocado para a direita.
(32) Aumentando-se a concentração de $C\ell_{2(g)}$, haverá aumento na concentração do $PC\ell_{5(g)}$.

UNIDADE 17

Equilíbrio em meio aquoso

CONSTANTE DE IONIZAÇÃO

Soluções aquosas de ácidos e bases também são encontradas na situação de equilíbrio, que pode ser representado simplificadamente da seguinte maneira:

ácidos **bases**

$HA_{(aq)} \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + A^-_{(aq)}$ $BOH_{(aq)} \rightleftharpoons B^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$

Vamos considerar os equilíbrios em soluções aquosas do H_3CCOOH e HF:

$$H_3CCOOH + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + H_3CCOO^-$$
$$HF + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + F^-$$

Esses equilíbrios podem ser representados simplificadamente por:

$H_3CCOOH \rightleftharpoons H^+ + H_3CCOO^-$ $HF \rightleftharpoons H^+ + F^-$

As expressões da constante de equilíbrio correspondem às suas constantes de ionização, que, nos ácidos, são representadas por K_a.

$$K_a = \frac{[H^+]\,[H_3CCOO^-]}{[H_3CCOOH]} \qquad K_a = \frac{[H^+]\,[F^-]}{[HF]}$$

Observando as expressões, podemos perceber que quanto maior a concentração em mol/L de íons, maior será o valor de K_a, e mais forte será o ácido.

Experimentalmente, temos:

HF	$K_a = 6{,}6 \cdot 10^{-4}$
H_3CCOOH	$K_a = 1{,}8 \cdot 10^{-5}$

Comparando os valores das constantes de ionização de ambos os ácidos, podemos concluir que o ácido acético, que é o mais fraco, apresenta a menor constante de ionização. Assim:

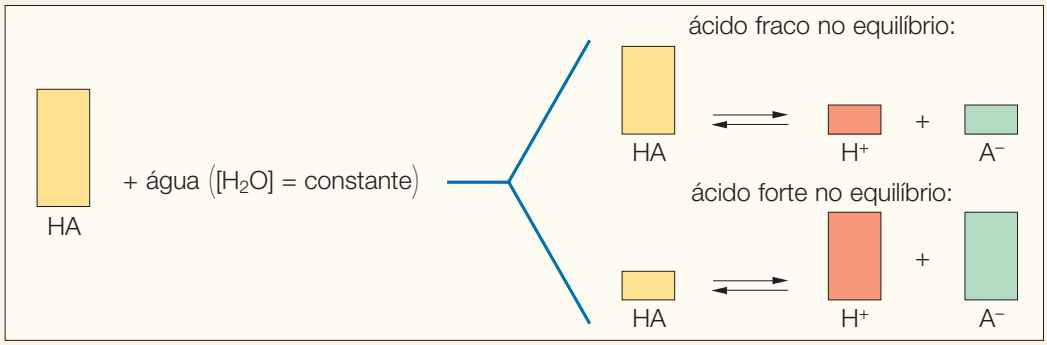
Quanto maior o valor da constante de ionização, ⇒ mais ionizado está o ácido e ⇒ maior será a sua força.

Observação:

Em equilíbrios aquosos, a água ($H_2O_{(\ell)}$) apresenta concentração em mol/L constante e, por esse motivo, ela não faz parte da constante de ionização.

Ácidos fracos e fortes no equilíbrio

Observe, no esquema a seguir, o equilíbrio de um ácido fraco e o de um ácido forte (ambos têm mesma concentração em mol/L e estão à mesma temperatura):



O ácido fraco está muito pouco ionizado, originando, no equilíbrio, uma pequena concentração de íons e uma grande quantidade de moléculas do ácido não-ionizado. Por isso, ele é um eletrólito fraco e sua constante de ionização é pequena.

Já o ácido forte está muito ionizado e a quase-totalidade de suas moléculas se transforma em íons. Por isso, ele é um eletrólito forte e sua constante de ionização é elevada.

Os valores das constantes de ionização de muitos ácidos já foram determinados experimentalmente e encontram-se tabelados à mesma concentração e temperatura. Por meio dos valores tabelados podemos comparar a força desses ácidos:

Constante de ionização dos ácidos em solução aquosa a 25 °C

Nome		K_a^*
ácido clorídrico	$HC\ell \rightleftharpoons H^+ + C\ell^-$	muito grande
ácido sulfúrico	$H_2SO_4 \rightleftharpoons H^+ + HSO_4^-$	muito grande
	$HSO_4^- \rightleftharpoons H^+ + SO_4^{2-}$	$1{,}2 \cdot 10^{-2}$ *
ácido fosfórico	$H_3PO_4 \rightleftharpoons H^+ + H_2PO_4^-$	$7{,}5 \cdot 10^{-3}$
	$H_2PO_4^- \rightleftharpoons H^+ + HPO_4^{2-}$	$6{,}2 \cdot 10^{-8}$ *
	$HPO_4^{2-} \rightleftharpoons H^+ + PO_4^{3-}$	$4{,}4 \cdot 10^{-13}$ *
ácido carbônico	$H_2CO_3 \rightleftharpoons H^+ + HCO_3^-$	$4{,}3 \cdot 10^{-7}$
	$HCO_3^- \rightleftharpoons H^+ + CO_3^{2-}$	$5{,}6 \cdot 10^{-11}$ *
ácido sulfídrico	$H_2S \rightleftharpoons H^+ + HS^-$	$1{,}1 \cdot 10^{-7}$
	$HS^- \rightleftharpoons H^+ + S^{2-}$	$1{,}0 \cdot 10^{-14}$ *
ácido cianídrico	$HCN \rightleftharpoons H^+ + CN^-$	$6{,}2 \cdot 10^{-10}$
valores de K_a	10^{-7} 10^{-2} 10^{3}	
classificação	muito fraco — fraco — forte — muito forte	

* Os valores destacados são obtidos na 2ª ou 3ª etapa de ionização dos poliácidos.

No caso de um ácido com mais de um hidrogênio ionizável, como, por exemplo, o ácido sulfídrico (H_2S), a ionização ocorrerá em duas etapas:

1ª etapa de ionização: $H_2S \rightleftharpoons H^+ + HS^-$ $\quad K_1 = \dfrac{[H^+]\,[HS^-]}{[H_2S]}$ $\quad K_1 = 1{,}1 \cdot 10^{-7}$

2ª etapa de ionização: $HS^- \rightleftharpoons H^+ + S^{2-}$ $\quad K_2 = \dfrac{[H^+]\,[S^{2-}]}{[H_2S]}$ $\quad K_2 = 1{,}0 \cdot 10^{-14}$

Note que o valor de K_1 é bem maior que o de K_2, o que permite concluir que a primeira ionização ocorre com muito maior facilidade. Por esse motivo, seu valor será utilizado para os cálculos, desprezando-se as demais constantes.

Assim como definimos a constante de ionização para ácidos (K_a), também podemos definir a constante de dissociação, ou ionização, para as bases: K_b.

Veja o exemplo:

$$NH_{3(g)} + H_2O_{(\ell)} \rightleftharpoons NH_{4(aq)}^{+} + OH_{(aq)}^{-} \qquad K_b = \frac{[NH_4^+]\,[OH^-]}{[NH_3]}$$

Note que a concentração da água, por ser uma constante, não aparece na expressão de K_b.

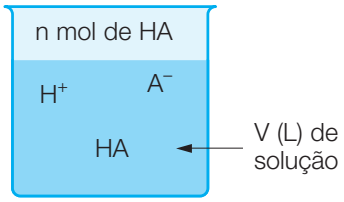
LEI DA DILUIÇÃO DE OSTWALD

No final do século XIX, Friedrich Wilhelm Ostwald, químico de origem russo-germânica, deduziu pela primeira vez uma expressão matemática relacionando a constante de ionização, a concentração em mol/L e o grau de ionização para monoácidos e monobases.

Para compreendermos a expressão proposta por Ostwald, vamos elaborar o seguinte raciocínio:

Ao adicionarmos um ácido à água, podemos relacionar o número de mol adicionado com o número de mol ionizado:

$$\alpha = \frac{\text{nº de mol ionizado}}{\text{nº de mol iniciais (n)}}$$



	HA ⇌	H⁺ +	A⁻
Início	n mol	0	0
Proporção	gasta α n	forma α n	forma α n
Equilíbrio	n – α n	α n	α n

Assim, o número de mol de cada espécie na condição de equilíbrio é:

- HA = n – α n ou n (1 – α)
- H^+ = α n
- A^- = α n

Usando esses valores, vamos determinar o valor do K_i:

$$K_i = \frac{[H^+]\,[A^-]}{[HA]} \Rightarrow K_i = \frac{\frac{\alpha \cancel{n}}{\cancel{V}} \cdot \frac{\alpha\, n}{V}}{\frac{\cancel{n}\,(1-\alpha)}{\cancel{V}}} \Rightarrow K_i = \frac{\alpha^2}{1-\alpha} \cdot \frac{n}{V} \Rightarrow K_i = \frac{\alpha^2}{1-\alpha}\,\mathcal{M}$$

No caso dos **ácidos fracos** ($\alpha < 5\%$), o valor de $(1 - \alpha)$ na expressão será considerado aproximadamente 1. Assim, a expressão do K_i será representada por:

$$K_i = \alpha^2 \cdot \mathcal{M}$$

Como K_i é uma constante, quanto menor for a concentração molar ($\mathcal{M}$), ou seja, quanto mais diluída a solução, maior será o grau de ionização (α).

Resumindo:

- Solução aquosa de ácido com apenas um hidrogênio ionizável:

$$HA \rightleftharpoons H^+ + A^-$$

- Concentração em mol/L de cada espécie no equilíbrio:

$$\left.\begin{matrix}[H^+] \\ [A^-]\end{matrix}\right\} = \alpha \cdot \frac{n}{V} = \alpha \cdot \mathcal{M}$$

$$[HA] = \frac{n\,(1-\alpha)}{V} = \mathcal{M} \cdot (1-\alpha)$$ Se HA for ácido fraco, a $[HA] \cong \mathcal{M}$.

- Constante de ionização: $K_i = \frac{\alpha^2}{1-\alpha} \cdot \mathcal{M}$

- Para ácidos e bases fracos: $1 - \alpha \cong 1$ $\qquad K_i = \alpha^2 \cdot \mathcal{M}$

EXERCÍCIO RESOLVIDO

O ácido acetilsalicílico, mais conhecido como aspirina, é um ácido orgânico fraco, cuja fórmula será representada por HAsp. Uma solução aquosa é preparada dissolvendo-se 0,1 mol de HAsp por litro. A concentração de H^+ nessa solução é 0,004 M. Calcule o K_a da aspirina.

SOLUÇÃO

Sabemos que: $[H^+] = 0{,}004$ M e $\mathcal{M} = 0{,}1$ M do HAsp

$$[H^+] = \alpha \cdot \mathcal{M} \Rightarrow \alpha = \frac{[H^+]}{\mathcal{M}} \Rightarrow \alpha = \frac{0{,}004}{0{,}1} = 4{,}0 \cdot 10^{-2}$$

$$K_a = \alpha^2 \cdot \mathcal{M} \Rightarrow K_a = (4{,}0 \cdot 10^{-2})^2 \cdot 0{,}1 \Rightarrow K_a = 1{,}6 \cdot 10^{-4}$$

Exercícios de classe

1. A respeito dos ácidos a seguir:

	constante de ionização
HNO_2	$4{,}0 \cdot 10^{-4}$
H_3CCOOH	$1{,}8 \cdot 10^{-5}$
HCN	$7{,}0 \cdot 10^{-10}$
HF	$7{,}2 \cdot 10^{-4}$

pede-se:
a) Equacione as suas ionizações.
b) Escreva as expressões de suas constantes de ionização.
c) Coloque-os em ordem crescente de força.

2. (Cefet-PR) A constante de ionização do ácido acético, a 25 °C, numa solução $2 \cdot 10^{-2}$ molar, sabendo que nessas condições o seu grau de ionização é 30%, é:

a) $2{,}5 \cdot 10^{-3}$.
b) $3{,}7 \cdot 10^{-2}$.
c) $1{,}4 \cdot 10^{-3}$.
d) $3{,}2 \cdot 10^{-4}$.
e) $3{,}1 \cdot 10^{-1}$.

3. Um ácido fraco HX apresenta uma constante de ionização igual a 10^{-6}, a 25 °C. Calcule o grau de ionização desse ácido numa solução 0,01 mol/L a 25 °C.

4. Considere as duas soluções aquosas do ácido HA, cuja constante de ionização é $1{,}6 \cdot 10^{-7}$, a 20 °C:

a) solução 0,01 M a 20 °C;
b) solução 0,0001 M a 20 °C.

Determine o grau de ionização do ácido em ambas as soluções.

Exercícios propostos

1. (PUC-MG — mod.) A seguir estão tabeladas as constantes de ionização (K_a) em solução aquosa a 25 °C.

Ácido	K_a (25 °C)
HBrO	$2 \cdot 10^{-9}$
HCN	$4{,}8 \cdot 10^{-10}$
HCOOH	$1{,}8 \cdot 10^{-4}$
HCℓO	$3{,}5 \cdot 10^{-8}$
$HC\ell O_2$	$4{,}9 \cdot 10^{-3}$

Indique sua ordem crescente de acidez.

2. (ITA) Numa solução aquosa 0,100 mol/L de um ácido monocarboxílico, a 25 °C, o ácido está 3,7% dissociado após o equilíbrio ter sido atingido. Indique a opção que contém o valor correto da constante de dissociação desse ácido nesta temperatura.

a) 1,4
b) $1{,}4 \cdot 10^{-3}$
c) $1{,}4 \cdot 10^{-4}$
d) $3{,}7 \cdot 10^{-2}$
e) $3{,}7 \cdot 10^{-4}$

3. (UFPI) Qual o grau de dissociação de uma solução 1 mol/L de ácido acético? **Dado:** a constante de ionização do ácido acético é $1{,}8 \cdot 10^{-5}$.

a) $\alpha < 0{,}5\%$
b) $0{,}5\% < \alpha < 1\%$
c) $1\% < \alpha < 5\%$
d) $5\% < \alpha < 20\%$
e) $\alpha > 20\%$

4. (UFGO) 200 mL de solução de ácido acético contêm 3,0 gramas do ácido puro. Essa solução foi transferida totalmente para um balão volumétrico aferido de 500 mL de capacidade. Em seguida, completou-se o volume com água destilada até o traço de aferição. Sabendo que na solução preparada (500 mL) o ácido acético está a 1,3% ionizado, calcule a constante de ionização do ácido acético.
(**Dado:** peso atômico do O = 16; do C = 12; do H = 1)

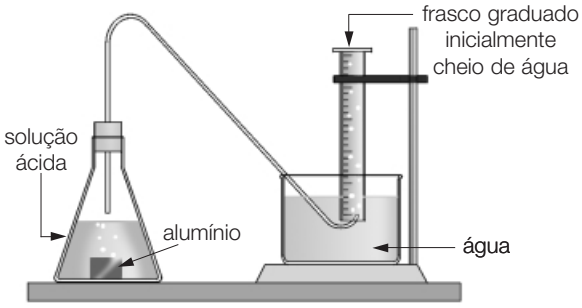
5. (Fuvest-SP)

Valor numérico da constante de dissociação do ácido acético = $1{,}8 \cdot 10^{-5}$

Dada amostra de vinagre foi diluída com água até se obter uma solução com $[H^+] = 10^{-3}$ M. Nessa solução, as concentrações, em mol/L, de CH_3COO^- e de CH_3COOH são, respectivamente, da ordem de:

a) $3 \cdot 10^{-1}$ e $5 \cdot 10^{-10}$.
b) $3 \cdot 10^{-1}$ e $5 \cdot 10^{-2}$.
c) $1 \cdot 10^{-3}$ e $2 \cdot 10^{-5}$.
d) $1 \cdot 10^{-3}$ e $5 \cdot 10^{-12}$.
e) $1 \cdot 10^{-3}$ e $5 \cdot 10^{-2}$.

6. (Unicamp-SP) O alumínio é um dos metais que reagem facilmente com íons H^+, em solução aquosa, liberando o gás hidrogênio. Soluções em separado, dos três ácidos a seguir, de concentração 0,1 mol L^{-1}, foram colocadas para reagir com amostras de alumínio, de mesma massa e formato, conforme o esquema:



Ácidos:
ácido acético, $K_a = 2 \cdot 10^{-5}$
ácido clorídrico, K_a = muito grande
ácido monocloro acético, $K_a = 1{,}4 \cdot 10^{-3}$

a) Em qual das soluções a reação é mais rápida? Justifique.
b) Segundo o esquema, como se pode perceber que uma reação é mais rápida do que outra?

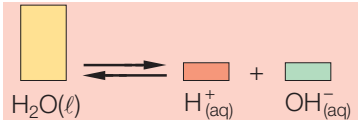
PRODUTO IÔNICO DA ÁGUA E pH

EQUILÍBRIO IÔNICO DA ÁGUA

Medidas experimentais de condutibilidade elétrica e outras evidências mostram que a água, quando pura ou quando usada como solvente, se ioniza numa extensão muito pequena, originando a condição de equilíbrio:

$$H_2O_{(\ell)} + H_2O_{(\ell)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

ou, simplificadamente:



As concentrações de íons H^+ e OH^- presentes no equilíbrio variam com a temperatura, mas serão sempre iguais entre si:

água pura ⇒ $[H^+] = [OH^-]$

A 25 °C, as concentrações em mol/L de H^+ e OH^- na água pura são iguais entre si e apresentam o valor 10^{-7} mol L^{-1}.

água pura a 25 °C ⇒ $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$ mol L^{-1}

PRODUTO IÔNICO DA ÁGUA (K_w)

Considerando o equilíbrio da água:

$$H_2O_{(\ell)} \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

sua constante de ionização corresponde ao K_w e é expressa por:

$K_w = [H^+] \cdot [OH^-]$ a 25 °C $\qquad K_w = (10^{-7}) \cdot (10^{-7}) \Rightarrow K_w = 10^{-14}$

Na água, as concentrações de H^+ e OH^- são sempre iguais, independentemente da temperatura; por esse motivo, a água é neutra. Quaisquer soluções aquosas em que $[H^+] = [OH^-]$ também serão neutras.

Em soluções ácidas ou básicas notamos que:

quanto maior a $[H^+]$ ⇒ mais ácida é a solução.
quanto maior a $[OH^-]$ ⇒ mais básica (alcalina) é a solução.

ESCALA DE pH

O termo **pH (potencial hidrogeniônico)** foi introduzido, em 1909, pelo bioquímico dinamarquês Soren Peter Lauritz Sorensen (1868-1939), com o objetivo de facilitar seus trabalhos no controle de qualidade de cervejas.

O cálculo do pH pode ser feito por meio das expressões:

$$pH = \text{colog}\,[H^+] \text{ ou } pH = -\log [H^+] \text{ ou } pH = \log \frac{1}{[H^+]}$$

De maneira semelhante, podemos determinar o **pOH (potencial hidroxiliônico)** de uma solução:

$$pOH = \text{colog}\,[OH^-] \text{ ou } pOH = -\log [OH^-] \text{ ou } pOH = \log \frac{1}{[OH^-]}$$

Veja os exemplos:

1 $[H^+] = 10^{-6}$ mol L^{-1}

$pH = -\log [H^+]$

$pH = -\log 10^{-6}$

$pH = -(-6) \underbrace{\log 10}_{1}$

$pH = 6$

Assim:

$[H^+] = 10^{-6}$ mol L^{-1}

$pH = 6$

2 $[OH^-] = 10^{-5}$ mol L^{-1}

$pOH = -\log [OH^-]$

$pOH = -\log 10^{-5}$

$pOH = -(-5) \underbrace{\log 10}_{1}$

$pOH = 5$

Assim:

$[OH^-] = 10^{-5}$ mol L^{-1}

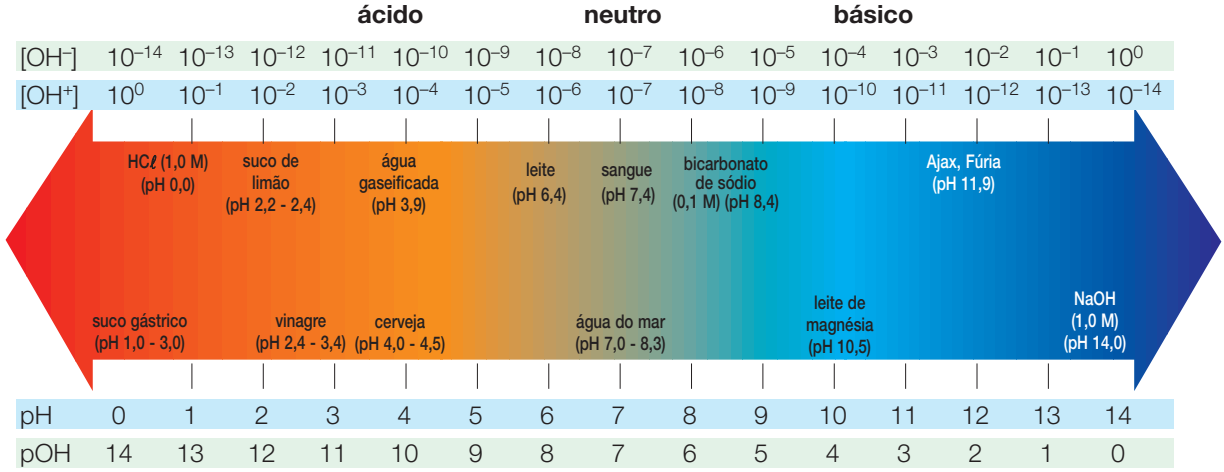
$pOH = 5$

Na água e nas soluções neutras, a 25 °C, temos:

$$[H^+] = [OH^-] = 10^{-7} \text{ mol } L^{-1}$$

$$pH = pOH = 7 \quad \text{e} \quad pH + pOH = 14$$

A escala de pH normalmente apresenta valores que variam de zero a 14. O esquema a seguir mostra uma relação ente os valores de pH e as concentrações de H^+ e OH^- em água, a 25 °C.



O pH no corpo humano

Nas células do nosso corpo, o CO_2 é continuamente produzido como um produto terminal do metabolismo. Parte desse CO_2 se dissolve no sangue, estabelecendo o equilíbrio:

$$CO_2 + H_2O \rightleftharpoons H_2CO_3 \rightleftharpoons H^+ + HCO_3^-$$

Esse é um exemplo dos diversos equilíbrios que mantêm o pH do nosso sangue entre 7,3 e 7,5.

Quando a respiração é deficiente, essa hipoventilação acarreta o aumento da concentração de CO_2 no sangue, o que provoca o deslocamento do equilíbrio para a direita, aumentando a concentração de H^+ e diminuindo o pH sangüíneo. Essa situação é denominada acidose.

Acidose: ↑ ↓

Sintomas: falta de ar, diminuição ou supressão da respiração, desorientação com possibilidade de coma.

Causas: ingestão de drogas, enfisema, pneumonia, bronquite, asma, alterações no sistema nervoso central.

Um ataque de histeria ou de ansiedade pode levar uma pessoa a respirar muito rapidamente. Essa hiperventilação acarreta a perda de uma quantidade maior de CO_2 pelos pulmões, o que provoca o deslocamento do equilíbrio para a esquerda, diminuindo a concentração de H^+ e aumentando o pH do sangue. Essa situação é denominada alcalose.

Alcalose: ↓ ↑

Sintomas: respiração ofegante, entorpecimento, rigidez muscular, convulsões.

Causas: ingestão de drogas, cirroses, exercícios físicos excessivos, *overdose* de aspirina, doenças pulmonares.

INDICADORES E PH

Uma maneira muito comum, mas menos precisa, de determinar o pH de uma solução é mediante o uso de **indicadores**, que são substâncias que mudam de cor em função da $[H^+]$ e da $[OH^-]$, ou seja, de acordo com o pH.

Existem vários indicadores ácido-base; muitos deles são naturais, por exemplo, o suco de repolho roxo que, em uma solução neutra, apresenta coloração roxa. No entanto, quando o pH muda, a sua coloração pode variar do vermelho ao amarelo-claro.



As soluções presentes na foto (da esquerda para a direita) apresentam pH respectivamente iguais 1, 4, 7, 10 e 13.

Os indicadores mais comumente empregados em laboratório são sintéticos, por exemplo, a fenolftaleína que, como todos eles, quando dissolvida em água se ioniza e origina íons, estabelecendo um equilíbrio. O indicador e a sua forma ionizada apresentam cores diferentes.

Genericamente, o comportamento de um indicador pode ser representado por:

$$\underset{\text{incolor}}{HInd} \rightleftharpoons \underset{\text{vermelho}}{H^+ + Ind^-}$$

A cor da solução dependerá de qual espécie [HInd] e $[Ind^-]$ estiver presente em maior concentração.

Se a esse equilíbrio adicionarmos:

1. **um ácido**: o aumento da concentração de $[H^+]$ deslocará o equilíbrio para a esquerda e, como conseqüência, [HInd] será maior que $[Ind^-]$; a solução torna-se incolor.
2. **uma base**: os íons OH^- retiram H^+ do equilíbrio, o que o deslocará para a direita e, como conseqüência, [HInd] será menor que $[Ind^-]$; a solução torna-se vermelha.

A mudança de cor ocorre em determinados intervalos de pH, denominados **faixa** ou **intervalo de viragem**. Quando o valor do pH é inferior ao intervalo de viragem, temos uma cor; quando o valor é superior ao intervalo, temos outra cor; na faixa de viragem temos uma cor intermediária às duas.

O quadro a seguir mostra alguns indicadores com os valores numéricos das suas faixas de viragem:

Indicadores	0	2	4	6	8	10	12	14
tornassol			vermelho			azul		
azul-de-bromotimol			amarelo		azul			
fenolftaleína				incolor		róseo		

DETERMINAÇÃO DA $[H^+]$ E DA $[OH^-]$ NAS SOLUÇÕES

Soluções de ácidos e bases fortes

Soluções ácidas

Nesse tipo de solução, o íon predominante característico é o H^+. Assim, devemos conhecer sua concentração em mol/L para em seguida determinar o pH da solução.

Ácidos fortes
(considerar $\alpha = 100\%$)
Solução de $HC\ell$ 0,1 mol/L

$HC\ell \longrightarrow H^+ + C\ell^-$

0,1 mol/L $\longrightarrow$ 0,1 mol/L

$[H^+] = 0{,}1$ mol/L $= 10^{-1}$ mol/L

pH = 1

Outros ácidos ($\alpha < 100\%$)
Solução de H_3CCOOH 0,1 mol/L

$\alpha = 1\%$

$H_3CCOOH \rightleftharpoons H^+ + H_3CCOO^-$

0,1 mol/L $\longrightarrow$ 0,1 mol/L $\overset{se}{—}$ $\alpha = 100\%$

x —— $\alpha = 1\%$

x = 0,001 mol/L

$[H^+] = 0{,}001$ mol/L $= 10^{-3}$ mol/L

pH = 3

Por que o $HC\ell$ não destrói o estômago?

O estômago é um meio muito ácido, sendo sua acidez explicada pela presença do ácido clorídrico ($HC\ell$). Este ácido é formado pelos íons cloreto ($C\ell^-$), encontrados nos alimentos ingeridos e no sal de cozinha, e pelos íons H^+ formados no sangue a partir do dióxido de carbono (CO_2):

$$CO_2 + H_2O \rightleftharpoons H_2CO_3 \rightleftharpoons H^+ + HCO_3^-$$

Os íons H^+ e $C\ell^-$ são transportados pelo sangue para o estômago através das paredes desse órgão, que não são atacadas pelo $HC\ell$ por serem revestidas por uma camada de células, a qual produz o muco. Estas células também impedem que os íons H^+ e $C\ell^-$ retornem para o sangue.

Soluções básicas

Nesse tipo de solução, o íon predominante característico é o OH^-. Assim, devemos determinar sua concentração em mol/L e, em seguida, o pOH da solução.

Bases fortes
(considerar $\alpha = 100\%$)
Solução de NaOH 0,1 M

$NaOH \longrightarrow Na^+ + OH^-$

0,1 M 0,1 M

$[OH^-] = 0{,}1$ M ou $[OH^-] = 10^{-1}$ mol/L

pOH = 1 e pH = 13

Outras bases ($\alpha < 100\%$)
Solução de NH_4OH 2 M

$\alpha = 0{,}5\%$

$NH_4OH \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$

2 M —— 2 M $\overset{se}{—}$ $\alpha = 100\%$

x —— $\alpha = 0{,}5\%$

x = 0,01 M

$[OH^-] = 0{,}01$ M $= 10^{-2}$ mol/L

pOH = 2 pH = 12

EXERCÍCIO RESOLVIDO

Em 1 litro de uma solução aquosa de ácido forte HA, de pH = 1,75, foram adicionados 99 L de água. Determine o pH dessa nova solução.

SOLUÇÃO

$$\underset{1\ L}{pH = 1{,}75} \xrightarrow{99\ L\ de\ água} \underset{100\ L}{pH = ?}$$

Nesse exercício estamos provocando uma diluição de um ácido forte ($\alpha = 100\%$), que já está totalmente ionizado. Durante a diluição, a concentração em mol/L de íons H^+ vai diminuir; logo, o seu pH vai aumentar.

$$[H^+] = 10^{-1{,}75}\ \frac{mol}{L} \xrightarrow{diluição} \text{nova } [H^+] = \frac{10^{-1{,}75}\ mol}{100\ L}$$

$$[H^+] = 10^{-3{,}75}\ \frac{mol}{L}$$

$$pH = 3{,}75$$

Exercícios de classe

1. Faça a associação correta:

I — $[H^+] = [OH^-]$
II — $[H^+] > [OH^-]$
III — $[H^+] < [OH^-]$

a) refrigerante
b) água destilada
c) limpa-forno à base de soda cáustica
d) suco gástrico
e) amoníaco
f) suco de laranja
g) solução de bateria de automóvel
h) chuva ácida

2. (Fuvest-SP) Entre os líquidos da tabela:

	$[H^+]$	$[OH^-]$
leite	$1{,}0 \cdot 10^{-7}$	$1{,}0 \cdot 10^{-7}$
água do mar	$1{,}0 \cdot 10^{-8}$	$1{,}0 \cdot 10^{-6}$
Coca-Cola	$1{,}0 \cdot 10^{-3}$	$1{,}0 \cdot 10^{-11}$
café preparado	$1{,}0 \cdot 10^{-5}$	$1{,}0 \cdot 10^{-9}$
lágrima	$1{,}0 \cdot 10^{-7}$	$1{,}0 \cdot 10^{-7}$
água de lavadeira	$1{,}0 \cdot 10^{-12}$	$1{,}0 \cdot 10^{-2}$

quais têm caráter ácido?

3. Calcule o pH, pOH e $[OH^-]$ de uma solução aquosa cuja concentração hidrogeniônica $[H^+]$ é 10^{-2} mol/L.

4. Calcule o pH, $[H^+]$ e $[OH^-]$ de uma solução aquosa de pOH = 6.

5. (Unesp-SP) Observe o pH, a 25 °C, de alguns materiais presentes em nosso cotidiano:

	pH
vinagre	3,0
vinho	3,5
água com gás	4,0
cerveja	4,5
café	5,0

Indique os materiais de menor e maior concentração hidroxiliônica.

6. (UFPE) Relacione os itens seguintes com os conceitos: ácido, básico e neutro.

1) Uma Coca-Cola tem um pH igual a 3.
2) Um tablete de um antiácido dissolvido num copo d'água tem $[OH^-] = 10^{-5}$ M.
3) Uma xícara de café tem $[H^+] = 10^{-5}$ M.
4) Uma solução em que $[H^+] = [OH^-]$.

a) 1) básico, 2) básico, 3) ácido, 4) neutro.
b) 1) ácido, 2) básico, 3) neutro, 4) neutro.
c) 1) neutro, 2) ácido, 3) básico, 4) ácido.
d) 1) ácido, 2) neutro, 3) básico, 4) básico.
e) 1) ácido, 2) básico, 3) ácido, 4) neutro.

7. (UFPI) Dada a afirmação:

"A urina é uma solução aquosa que apresenta pH = 5."

podemos concluir que:

a) a solução tem caráter básico.
b) a concentração hidrogeniônica é 10^{-5} mol/L.
c) a concentração hidroxiliônica é de 10^{-7} mol/L.
d) a constante de ionização da água é 10^{-5}.
e) a urina é uma solução não-eletrolítica.

8. (PUC-RJ) Dada uma solução $1{,}0 \cdot 10^{-4}$ M de um ácido forte HX, é correto afirmar que esta solução tem:

a) pH = 1,0 e $[X^-] = 10^{-4}$ M.
b) pH = 4,0 e $[X^-] = 1{,}0$ M.
c) pH = 4,0 e $[X^-] = 10^{-1}$ M.
d) pH = 4,0 e $[X^-] = 10^{-4}$ M.
e) pH = 1,0 e $[X^-] = 1{,}0$ M.

9. (UFRS) O acidente ocorrido recentemente com o navio *Bahamas* provocou o vazamento de milhares de toneladas de ácido sulfúrico na lagoa dos Patos. Em determinados locais, foram registrados valores de pH entre 3 e 4. Podemos afirmar que, nesses locais, a concentração aproximada de íons hidroxila, em mol/L, foi:

a) maior que 10^{-11}.
b) maior que 10^{-9}.
c) maior que 10^{-7}.
d) maior que 10^{-5}.
e) maior que 10^{-4}.

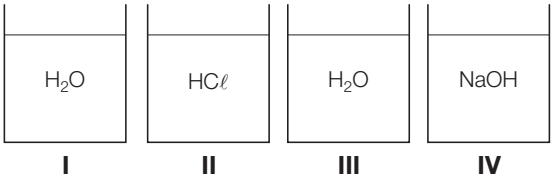
10. (Fuvest-SP) Adicionou-se hidróxido de sódio a uma solução diluída de ácido clorídrico, suficiente para diminuir a acidez dessa solução de pH = 4 para pH = 6. Qual o valor da relação $[H^+]_{inicial} / [H^+]_{final}$?

11. (PUC-MG) Ao tomar água, um indivíduo diluiu seu suco gástrico (solução contendo ácido clorídrico), de pH = 2, de 50 mL para 500 mL. O pH da solução resultante, logo após a ingestão de água, é igual a:

a) 0. b) 2. c) 3. d) 4. e) 6.

12. (ITA-SP) Determine a massa de hidróxido de potássio que deve ser dissolvida em 0,500 mL de água para que a solução resultante tenha um pH ≈ 13 a 25 °C. (massa molar do KOH = 56 g mol^{-1})

13. (UFRJ) A seguir são representados 4 frascos, dois deles contendo água e dois deles contendo soluções aquosas distintas.



Aos frascos **I** e **II** adiciona-se óxido de sódio e aos frascos **III** e **IV** adiciona-se anidrido sulfúrico.

a) Apresente as reações que ocorrem nos frascos **I** e **III**.
b) Analise a variação do pH após a adição dos óxidos nos frascos **II** e **IV**. Justifique sua resposta.

14. (UFSM-RS) Um indicador ácido-base apresenta, em solução aquosa, o equilíbrio:

$$\underbrace{HIn}_{\text{cor A}} + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + \underbrace{In^-}_{\text{cor B}}$$

Com relação ao comportamento do indicador frente à substância **1**, pode-se afirmar que sua coloração será **2**, porque o equilíbrio desloca-se no sentido da espécie **3**. Com base nessa afirmação, indique a alternativa que apresenta, corretamente, a substituição de **1**, **2** e **3**.

	1	2	3
a)	vinagre	cor A	ionizada
b)	amoníaco	cor B	ionizada
c)	acetato de sódio	cor A	ionizada
d)	soda	cor B	não-ionizada
e)	suco de limão	cor B	não-ionizada

15. (UFMG) Indicadores são substâncias cujas cores variam com o pH do meio. Essas variações de cor resultam do deslocamento de equilíbrios ácido-base, uma vez que as espécies ácida e básica têm cores diferentes. Esses equilíbrios podem ser representados pela equação que segue, na qual **In** simboliza um grupo orgânico.

$$\underset{(\mathbf{I})}{HIn_{(aq)}} \rightleftharpoons \underset{}{H^+_{(aq)}} + \underset{(\mathbf{II})}{In^-_{(aq)}}$$

O indicador azul-de-bromotimol apresenta cor amarela em soluções aquosas com pH < 6 e cor azul em pH > 7,6. A cor da solução varia entre diversas tonalidades de verde quando o pH está entre 6 e 7,6.

a) Indique qual das espécies, **I** ou **II**, predomina em meio fortemente ácido. Justifique sua resposta.
b) Indique a cor das espécies **I** e **II** no caso do azul-de-bromotimol.
c) A uma solução aquosa de azul-de-bromotimol de pH = 8 adicionou-se $HC\ell$ suficiente para aumentar mil vezes a concentração de íons hidrogênio. Calcule o pH da solução resultante e indique a sua cor.

Exercícios propostos

1. (UEPI) Analise as proposições:

I — Quanto menor for a $[H^+]$, maior será o pH.
II — Quanto maior for a $[OH^-]$, menor será a $[H^+]$ e maior será o pH.
III — Quanto menor for a $[OH^-]$, maior será a $[H^+]$ e maior será o pH.
IV — Quanto mais básica for a solução, maior será o pH.

Indique a alternativa que apresenta somente proposições **corretas**:

a) II e IV. c) I, II e III. e) II, III e IV.
b) I e III. d) III e IV.

2. (UFPI) No estômago humano o pH é muito baixo, chegando a um (1) pela produção de ácido clorídrico. Vomitar resulta em uma redução da concentração de H^+. Para a reposição deste nível de acidez com simultânea reidratação, é recomendável ingerir:

a) água.
b) refrigerantes carbonatados.
c) suspensão aquosa de hidróxido de magnésio.
d) solução aquosa de bicarbonato de sódio.
e) suspensão aquosa de hidróxido de alumínio.

3. (Vunesp-SP) As leis de proteção ao meio ambiente proíbem que as indústrias lancem nos rios efluentes com pH menor que 5 ou superior a 8. Os efluentes das indústrias **I**, **II** e **III** apresentam as seguintes concentrações (em mol/L) de H^+ ou OH^-:

Indústria	Concentração no efluente (mol/L)
I	$[H^+] = 10^{-3}$
II	$[OH^-] = 10^{-5}$
III	$[OH^-] = 10^{-8}$

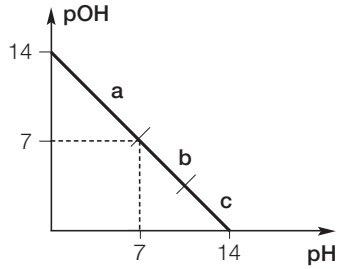
Considerando apenas a restrição referente ao pH, podem ser lançados em rios, sem tratamento prévio, os efluentes:

a) da indústria **I**, somente.
b) da indústria **II**, somente.
c) da indústria **III**, somente.
d) das indústrias **I** e **II**, somente.
e) das indústrias **I**, **II** e **III**.

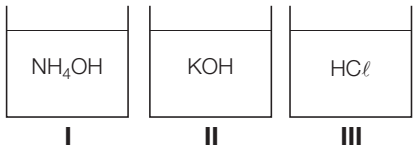
4. (Vunesp-SP) Um suco de tomate tem pH = 4. Isto significa que:

a) o suco apresenta propriedades alcalinas.
b) a concentração de íons H_3O^+ presentes no suco é 10^4 mol/L.
c) a concentração de íons H_3O^+ presentes no suco é 10^{-4} mol/L.
d) a concentração de íons OH^- presentes no suco é 10^4 mol/L.
e) a concentração de íons OH^- presentes no suco é 10^{-4} mol/L.

5. (UFRJ) O gráfico a seguir relaciona o pH e o pOH de soluções aquosas a 25 °C:



No gráfico, os segmentos **a**, **b** e **c** representam diferentes intervalos de pH e de pOH.
As três soluções representadas a seguir têm a mesma concentração e estão a 25 °C:



a) Identifique o intervalo no gráfico a que pertence cada uma das soluções. Justifique sua resposta.
b) Qual o tipo de ligação química presente no sal obtido quando misturamos as soluções contidas nos frascos **II** e **III**? Justifique sua resposta.

6. (Puccamp-SP) O pH do suco de laranja varia, em média, de 3,0 a 4,0. O pH do suco de tomate varia de 4,0 a 4,4. Considerando os extremos dessas faixas de valores de pH que significam maior acidez, pode-se afirmar que a $[H^+]$ do suco de laranja, em relação à do suco de tomate é:

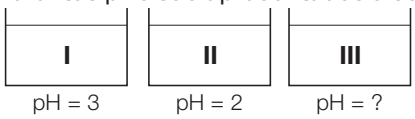
a) cento e quarenta vezes maior.
b) cento e quarenta vezes menor.
c) igual.
d) dez vezes menor.
e) dez vezes maior.

7. (PUC-MG) A concentração hidrogeniônica do suco de laranja puro é 10^{-4} mol/L. O pH de um refresco, preparado com 25 mL de suco de laranja e água suficiente para completar 250 mL, é igual a:

a) 3. b) 4. c) 5. d) 6. e) 8.

8. (UFCE) Adicionando-se água destilada a 5 mL de uma solução de hidróxido de sódio 1 mol/L, obtêm-se 500 mL de solução diluída. Admitindo-se completa dissociação do hidróxido de sódio (NaOH), calcule o pH da solução preparada.

9. (UFRJ) Três frascos contendo soluções a 25 °C com diferentes pHs são apresentados a seguir:



Os frascos **I** e **II** contêm soluções de ácido nítrico, que é um ácido forte e pode ser considerado totalmente ionizado.

a) Foram misturados 10 mL da solução **I** com 10 mL da solução **II**. Para neutralizar completamente a solução obtida, foram necessários 110 mL da solução **III**, cujo soluto também está totalmente dissociado. Qual o pH da solução **III**?

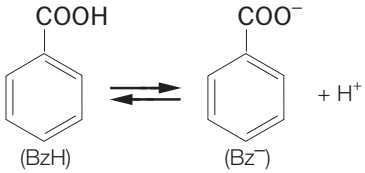
b) Qual a fórmula estrutural do ácido nítrico?

10. (Fuvest-SP) 100 mL de uma solução 0,1 M de NaOH foram misturados com 100 mL de uma solução 0,3 M de HCℓ. À solução resultante adicionaram-se algumas gotas do indicador vermelho-de-metila, que apresenta cor vermelha em pH menor que 4 e amarela em pH maior que 6. Qual a cor que a mistura deve apresentar? Justifique com o cálculo do valor do pH.

11. (Unesp-SP) Para evitar o desenvolvimento de bactérias em alimentos, utiliza-se ácido benzóico como conservante.

Sabe-se que:

I — Em solução aquosa, ocorre o equilíbrio:



II — A ação bactericida é devida exclusivamente à forma não-dissociada do ácido (BzH).

III — Quando [BzH] = [Bz^-], o pH da solução é 4,2.

Com base nestas informações e considerando-se a tabela seguinte:

Alimento	pH
refrigerante	3,0
picles	3,2
leite	6,5

pode-se afirmar que é possível utilizar ácido benzóico como conservante do:

a) refrigerante, apenas.
b) leite, apenas.
c) refrigerante e picles, apenas.
d) refrigerante e leite, apenas.
e) picles e leite, apenas.

12. (UFF-RJ) Uma solução de ácido acético 0,050 M apresenta um grau de dissociação (α) 0,4% à temperatura de 25 °C.

Para esta solução, à temperatura mencionada, calcule:

I — o valor da constante de equilíbrio;
II — a concentração do íon acetato;
III — o pH da solução;
IV — a concentração de todas as espécies em solução.

(**Dado**: log 2 = 0,3)

13. (UNI-RIO) Quando enchemos rapidamente várias bolas de aniversário (bexigas) usando o sopro, ou quando expiramos profundamente em um exame médico, ficamos tontos em virtude de expelirmos grande quantidade de CO_2. Considere a reação genérica seguinte como sendo aquela que ocorre no organismo.

$$CO_{2(g)} + H_2O_{(\ell)} \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + HCO^-_{3(aq)}$$

Responda, então, às questões a seguir:

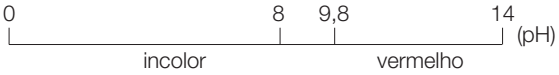
a) O que ocorre com o equilíbrio da reação quando enchemos os balões ou expiramos rapidamente?

b) Considerando a perda de CO_2 na reação apresentada, o que ocorrerá com o pH no organismo?

14. (UFGO) O quadro a seguir relaciona diversos materiais com seus respectivos pH, aproximados:

Material	pH
leite de vaca	6,5
sangue humano	7,3
suco de laranja	4,0
leite de magnésia	10,5
vinagre	3,0

Intervalo de viragem da fenolftaleína:



Considerando-se as informações, responda:

a) Qual a concentração molar de hidroxilas no vinagre?

b) Qual a concentração molar hidrogeniônica no suco de laranja?

c) Qual o material mais básico? Justifique.

d) Utilizando-se apenas a fenolftaleína como indicador, pode-se afirmar que o suco de laranja é ácido? Justifique.

15. (Fuvest-SP) A tabela a seguir relaciona a cor de indicadores com pH de soluções aquosas:

Indicador	Cor em função do pH	
alaranjado-de-metila	vermelho em pH < 2,5	amarelo em pH > 3,5
azul-de-bromotimol	amarelo em pH < 6,0	azul em pH > 8,5

Indique a cor adquirida pelas soluções na presença de cada um dos indicadores.

a) Solução 0,01 M de ácido clorídrico, 100% ionizado.

b) Solução 0,01 M de ácido acético, 1% ionizado.

16. (UFRJ) Os ácidos carboxílicos são considerados ácidos fracos. A tabela a seguir apresenta as constantes de ionização, em valores aproximados, do ácido fórmico e do ácido acético.

Ácido	Fórmula molecular	K_a
fórmico	HCOOH	10^{-4}
acético	CH_3COOH	10^{-5}

Em uma experiência foram preparadas duas soluções aquosas de mesma molaridade, uma contendo ácido fórmico e outra ácido acético.

Indique qual das soluções apresenta menor pH. Justifique sua escolha.

HIDRÓLISE SALINA

Soluções ácidas ou básicas podem ser obtidas pela dissolução de sais em água. Nesses sistemas, os sais estão dissociados em cátions e ânions, que podem interagir com a água por meio de um processo denominado **hidrólise salina**, produzindo soluções com diferentes valores de pH.

Hidrólise salina é o processo em que o(s) íon(s) proveniente(s) de um sal reage(m) com a água.

A reação de hidrólise de um cátion genérico (C^+) com a água pode ser representada pela equação a seguir:

$$\underset{\text{cátion}}{C^+} + \underset{\text{água}}{HOH} \rightleftharpoons COH + H^+$$

Note que ocorreu a formação de íons H^+, o que caracteriza as soluções **ácidas**.

Hidrólise de cátions: produz íons H^+.

A reação de hidrólise de um ânion genérico (A^-) com a água pode ser representada pela equação a seguir:

$$\underset{\text{ânion}}{A^-} + \underset{\text{água}}{HOH} \rightleftharpoons HA + OH^-$$

Note que ocorreu a formação de OH^-, o que caracteriza as soluções **básicas**.

Hidrólise de ânions: produz íons OH^-.

ACIDEZ E BASICIDADE DAS SOLUÇÕES AQUOSAS DOS SAIS

Hidrólise salina de ácido forte e base fraca

Ao prepararmos uma solução aquosa de NH_4NO_3, verificamos que seu pH é menor que 7. Esse fato pode ser explicado pela análise da hidrólise do sal.

$$NH_4NO_{3(aq)} + HOH_{(\ell)} \rightleftharpoons \underset{\substack{\text{base } \textbf{fraca} \\ \text{(não-ionizada)}}}{NH_4OH_{(aq)}} + \underset{\substack{\text{ácido } \textbf{forte} \\ \text{(ionizado)}}}{HNO_{3(aq)}}$$

Assim, uma maneira mais correta de representar a reação é:

$$NH^+_{4(aq)} + \cancel{NO^-_{3(aq)}} + H_2O_{(\ell)} \rightleftharpoons NH_4OH_{(aq)} + H^+_{(aq)} + \cancel{NO^-_{3(aq)}}$$

$$NH^+_{4(aq)} + H_2O_{(\ell)} \rightleftharpoons NH_4OH_{(aq)} + H^+_{(aq)}$$

A presença do íon H^+ justifica a acidez da solução (pH < 7).

Note que a hidrólise foi do cátion, ou seja, do íon proveniente da base fraca.

Hidrólise salina de ácido fraco e base forte

Ao prepararmos uma solução aquosa de KCN, verificamos que seu pH é maior que 7.

Vejamos, pela análise da hidrólise do sal, o que ocorreu nesta preparação:

$$KCN_{(aq)} + HOH_{(\ell)} \rightleftharpoons \underbrace{KOH_{(aq)}}_{\text{base } \textbf{forte} \text{ (dissociada)}} + \underbrace{HCN_{(aq)}}_{\text{ácido } \textbf{fraco} \text{ (não-ionizado)}}$$

Assim, a maneira mais adequada de representar a reação é:

$$K^+_{(aq)} + CN^-_{(aq)} + H_2O_{(\ell)} \rightleftharpoons K^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)} + HCN_{(aq)}$$

$$CN^-_{(aq)} + H_2O_{(\ell)} \rightleftharpoons OH^-_{(aq)} + HCN_{(aq)}$$

A presença do íon OH^- justifica a basicidade da solução (pH > 7).

Note que a hidrólise foi do ânion, ou seja, do íon proveniente do ácido fraco.

Hidrólise salina de ácido fraco e base fraca

Ao prepararmos uma solução aquosa de NH_4CN, verificamos que esta é ligeiramente básica. Esse fato também pode ser explicado pela análise da hidrólise do sal.

$$NH_4CN_{(aq)} + HOH_{(\ell)} \rightleftharpoons \underbrace{\underbrace{NH_4OH_{(aq)}}_{\text{base } \textbf{fraca}} + \underbrace{HCN_{(aq)}}_{\text{ácido } \textbf{fraco}}}_{\text{praticamente não-ionizados}}$$

Assim, a reação pode ser representada por:

$$NH^+_{4(aq)} + CN^-_{(aq)} + H_2O_{(\ell)} \rightleftharpoons NH_4OH_{(aq)} + HCN_{(aq)}$$

No entanto, ao compararmos as constantes de ionização do ácido (K_a) e da base (K_b), temos:

$$HCN: K_a = 4{,}9 \cdot 10^{-10} \qquad NH_4OH: K_b = 1{,}8 \cdot 10^{-5}$$

Como o K_b é maior que o K_a, a base está mais ionizada que o ácido; por isso, a solução é ligeiramente básica.

Assim, soluções aquosas desse tipo de sal originam soluções ligeiramente ácidas ou básicas, dependendo do K_a e do K_b:

$K_a > K_b \Rightarrow$ solução ligeiramente ácida (pH < 7)
$K_a < K_b \Rightarrow$ solução ligeiramente básica (pH > 7)

Hidrólise salina de ácido forte e base forte

Ao prepararmos uma solução aquosa de $NaC\ell$, verificamos que seu pH é igual a 7.

Vejamos, pela análise da hidrólise do sal, o que ocorreu na preparação:

$$NaC\ell_{(aq)} + HOH_{(\ell)} \rightleftharpoons \underbrace{\underbrace{NaOH_{(aq)}}_{\text{base } \textbf{forte}} + \underbrace{HC\ell_{(aq)}}_{\text{ácido } \textbf{forte}}}_{\text{dissociados}}$$

Assim, a maneira mais correta de representar a reação é:

$$Na^+_{(aq)} + C\ell^-_{(aq)} + H_2O_{(\ell)} \rightleftharpoons Na^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)} + H^+_{(aq)} + C\ell^-_{(aq)}$$

$$H_2O_{(\ell)} \rightleftharpoons OH^-_{(aq)} + H^+_{(aq)}$$

Note que, nesse caso, **não ocorreu hidrólise**, pois tanto o cátion como o ânion são provenientes de base e ácido fortes. A solução final é neutra (pH = 7).

Exercícios de classe

1. Considere as soluções aquosas dos seguintes sais:
- acetato de sódio: $Na^+(H_3CCOO)^-$
- sulfato de cobre: $Cu^{2+}SO_4^{2-}$
- nitrato de bário: $Ba^{2+}(NO_3)_2^-$
- cloreto de amônio: $NH_4^+C\ell^-$
- sulfeto de amônio: $(NH_4)_2^+S^{2-}$ ($K_b > K_a$)

a) Identifique quais são ácidas, básicas ou neutras.
b) Teoricamente, quais delas poderiam ser utilizadas para combater a azia?

2. Equacione a hidrólise dos íons:
a) Ag^+;
b) Cu^{2+};
c) H_3CCOO^-;
d) HCO_3^-.

3. (UFPI) Uma das principais causas de morte na faixa etária de 15 a 35 anos é a ingestão de drogas em doses elevadas. Em situações de emergência, a informação correta sobre o tipo de droga ingerida é fundamental para salvar vidas. No caso de compostos ácidos como fenobarbital (Gardenal) e salicilato (Aspirina), a eliminação é facilitada pela alcalinização da urina (**caso I**). Para anfetaminas (*arrebite*), recomenda-se a acidificação da urina (**caso II**). Das alternativas a seguir, escolha a que corresponde à melhor indicação para o tratamento em cada caso:

	caso I	**caso II**
a)	NaF	$NaHCO_3$
b)	KNO_3	Na_2CO_3
c)	$NaHCO_3$	$NH_4C\ell$
d)	NH_4NO_3	$KC\ell$
e)	Na_2CO_3	$NaC_2H_3O_2$

4. (Unesp-SP) O uso do bicarbonato de sódio ($NaHCO_3$) no combate aos sapinhos, à afta, à azia ou a cheiro de suor, deve-se ao seu caráter:
a) básico, que o torna capaz de neutralizar a acidez envolvida em todos esses exemplos.
b) ácido, que o torna capaz de neutralizar a alcalinidade envolvida em todos esses exemplos.
c) neutro, que o torna capaz de neutralizar a acidez envolvida em todos esses exemplos.
d) anfótero, que o torna capaz de neutralizar a acidez e alcalinidade envolvidas em todos esses exemplos.
e) anfótero, que o torna capaz de neutralizar a alcalinidade envolvida.

5. (Fuvest-SP) A criação de camarão em cativeiro exige, entre outros cuidados, que a água a ser utilizada apresente pH próximo de 6. Para tornar a água, com pH igual a 8,0, adequada à criação de camarão, um criador poderia:
a) adicionar água de cal.
b) adicionar carbonato de sódio sólido.
c) adicionar solução aquosa de amônia.
d) borbulhar, por certo tempo, gás carbônico.
e) borbulhar, por certo tempo, oxigênio.

6. (Cesgranrio-RJ) Em três frascos **A**, **B** e **C**, dissolvemos, em água pura, respectivamente: cloreto de sódio ($NaC\ell$), cloreto de amônio ($NH_4C\ell$) e acetato de sódio ($NaC_2H_3O_2$). Sabendo-se que somente os íons Na^+ e $C\ell^-$ não sofrem hidrólise, podemos afirmar que:
a) o pH da solução do frasco **A** se situa entre 8,0 e 10,0.
b) o pH da solução do frasco **B** se situa entre 11,0 e 13,0.
c) o pH da solução do frasco **C** se situa entre 2,0 e 4,0.
d) a solução do frasco **A** é mais ácida do que a do frasco **B**.
e) a solução do frasco **B** é mais ácida do que a do frasco **C**.

Exercícios propostos

1. (PUC-RS) Para o cultivo de azaléias, o pH ideal é entre 4,0 e 5,0. A análise do solo de um jardim mostrou que o mesmo apresenta um pH igual a 6,0. O composto ideal para adequar o solo ao plantio das azaléias é:
a) $A\ell_2(SO_4)_3$.
b) $CaCO_3$.
c) CaO.
d) NH_3.
e) NaOH.

2. (UFPE) O azul-de-bromotimol é um indicador ácido-base, com faixa de viragem [6,0 — 7,6], que apresenta cor amarela em meio ácido e cor azul em meio básico. Considere os seguintes sistemas:
I — água pura
II — CH_3COOH 1 M
III — $NH_4C\ell$ 1 M

Indique, na tabela que segue, a coluna contendo as cores desses sistemas depois da adição de azul-de-bromotimol.

	Sistema		
	Água pura	**CH_3COOH 1 M**	**$NH_4C\ell$ 1 M**
A	verde	amarelo	azul
B	verde	azul	verde
C	verde	amarelo	verde
D	verde	amarelo	amarelo
E	verde	amarelo	azul

3. (UFES) Complete as equações a seguir e classifique as soluções resultantes como ácida, básica ou neutra. Justifique sua resposta.

a) $NaC\ell_{(s)} + H_2O \longrightarrow$

b) $H_3CCOONa_{(s)} + H_2O \longrightarrow$

c) $NH_4C\ell_{(s)} + H_2O \longrightarrow$

d) $Na_{(s)} + H_2O \longrightarrow$

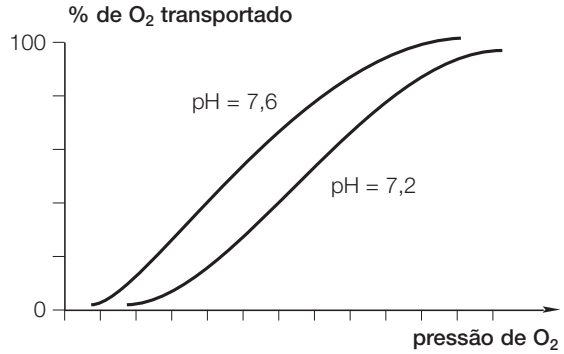
4. (Unesp-SP) Quando se adiciona o indicador fenolftaleína a uma solução aquosa incolor de uma base de Arrhenius, a solução fica vermelha. Se a fenolftaleína for adicionada a uma solução aquosa de um ácido de Arrhenius, a solução continua incolor. Quando se dissolve cianeto de sódio em água, a solução fica vermelha após adição de fenolftaleína. Se a fenolftaleína for adicionada a uma solução aquosa de cloreto de amônio, a solução continua incolor.

a) Explique o que acontece no caso do cianeto de sódio, utilizando equações químicas.

b) Explique o que acontece no caso do cloreto de amônio, utilizando equações químicas.

5. (ITA-SP) Em quatro copos são colocados 100 cm^3 de água e quatro gotas de azul-de-bromotimol, um indicador que adquire cor amarela em pH < 6,0; verde em pH entre 6,0 e 7,6; azul em pH > 7,6. Adicionando: ao primeiro copo, sulfato férrico; ao segundo, acetato de sódio; ao terceiro, sulfato de sódio e; ao quarto, cloreto de amônio (aproximadamente uma colher de chá do respectivo sólido), indique a cor de cada solução.

6. (Unicamp-SP) Alcalose e acidose são dois distúrbios fisiológicos caracterizados por alterações do pH no sangue: a alcalose corresponde a um aumento enquanto a acidose corresponde a uma diminuição do pH. Estas alterações de pH afetam a eficiência do transporte de oxigênio pelo organismo humano. O gráfico esquemático a seguir mostra a porcentagem de oxigênio transportado pela hemoglobina, em dois pHs diferentes em função da pressão do O_2.



a) Em qual dos dois pHs há uma maior eficiência no transporte de oxigênio pelo organismo? Justifique.

b) Em casos clínicos extremos pode-se ministrar solução aquosa de $NH_4C\ell$ para controlar o pH do sangue. Em qual destes distúrbios (alcalose ou acidose) pode ser aplicado esse recurso? Explique.

Exercícios de contexto

Hidrólise salina e solo

O pH do solo depende da sua composição. Terrenos pantanosos têm pH por volta de 3,5, devido à presença de grande quantidade de ácidos provenientes do húmus.

Terrenos sedimentares, formados por sílica (SiO_2), devido à formação em pequena quantidade de ácido silícico (H_4SiO_4), apresentam pH próximo de 6,0. Terrenos de origem vulcânica, ricos em silicatos de cálcio e magnésio, devido à sua hidrólise, apresentam pH superior a 7:

$$SiO_4^{4-} + 4\ HOH \rightleftharpoons H_4SiO_4 + 4\ OH^-$$

Thaís Falcão



A casca do ovo é composta de $CaCO_3$, que aumenta o pH do solo ácido.

Regiões de solo calcário (carbonatos de cálcio, magnésio etc.) já apresentam pH muito maior, por volta de 9.

Para corrigir a acidez dos solos, podemos adicionar CaO:

$$CaO + H_2O \rightleftharpoons Ca(OH)_2 \rightleftharpoons Ca^{2+} + 2\ OH^-$$

É muito mais barato, no entanto, adicionarmos $CaCO_3$, o qual, por hidrólise ácida, também produz $Ca(OH)_2$.

Cada tipo de planta cresce melhor em solos que possuem uma faixa específica de pH; fora dessa faixa, elas não se desenvolvem bem nem produzem a quantidade esperada de flores e frutos.

A tabela a seguir apresenta exemplos de faixa de "pH ótimo" para algumas plantas:

maçã: 5,0 — 6,5	ervilha: 6,0 — 7,5	rosa: 6,0 — 8,0
morango: 5,0 — 6,5	tomate: 5,5 — 7,5	
	feijão: 6,0 — 7,5	

Assim, caso o pH do solo não se encontre na faixa da planta cultivada, podemos alterá-lo e melhorar a colheita.

1. Considere o primeiro equilíbrio mencionado no texto e responda: a adição de NaOH e $HC\ell$ em separado deslocaria o equilíbrio para qual lado?

2. Equacione a decomposição térmica do componente da casca de ovo, sabendo que esta origina cal viva e gás carbônico.

3. Indique as concentrações, em mol/L, de $[H^+]$ da faixa e de "pH ótimos" para a maçã e a rosa.

4. Qual dos sais a seguir você usaria para diminuir a acidez do solo?
a) $NaC\ell$
b) Na_2CO_3
c) $AgNO_3$

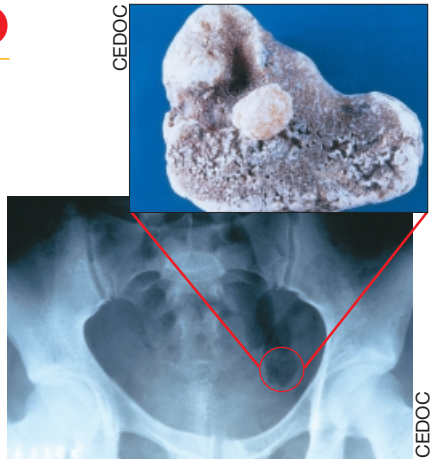
5. Qual dos sais a seguir você usaria para diminuir a alcalinidade do solo?
a) $NaC\ell$
b) $NH_4C\ell$
c) KCN

CONSTANTE DO PRODUTO DE SOLUBILIDADE (K_s)

Muitos processos naturais dependem da precipitação e da dissolução de sais pouco solúveis. Os rins, por exemplo, excretam continuamente substâncias pouco solúveis, tais como fosfato de cálcio e oxalato de cálcio. Quando a urina torna-se saturada por essas substâncias, elas se cristalizam, originando os cálculos renais. O tempo médio para a formação de um cálculo renal é de dois a três anos.

Os urologistas recomendam às pessoas com propensão a apresentar cálculos renais a ingestão diária mínima de oito copos de água, para evitar a saturação da urina.

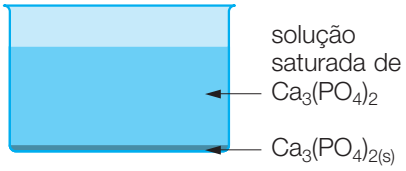
CEDOC



CEDOC

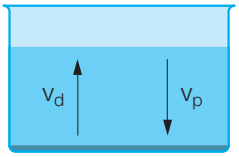
Os cálculos renais são cristalizações de substâncias pouco solúveis excretadas pelos rins.

PRODUTO DE SOLUBILIDADE



Vamos considerar um sistema contendo uma solução saturada de fosfato de cálcio [$Ca_3(PO_4)_2$] e um corpo de fundo desse mesmo sal (observe a figura ao lado).

Por mais que agitemos a solução, à temperatura constante, a quantidade de corpo de fundo não se altera porque está estabelecido um equilíbrio entre o corpo de fundo e os íons presentes na solução:



$$Ca_3(PO_4)_{2(s)} \underset{v_p}{\overset{v_d}{\rightleftharpoons}} 3\ Ca^{2+}_{(aq)} + 2\ PO^{3-}_{4(aq)}$$

em que: v_d = velocidade de dissolução;
v_p = velocidade de precipitação.

Num equilíbrio, a velocidade de dissolução (reação direta) é igual à velocidade de precipitação (reação inversa) e, por isso, a quantidade de corpo de fundo não se altera.

A constante desse equilíbrio heterogêneo é denominada **constante do produto de solubilidade** e é representada por K_s. Sua expressão, para a solução do exemplo, é dada por:

$$K_s = [Ca^{2+}]^3\ [PO^{3-}_4]^2$$

Em qualquer solução aquosa saturada de sal ou base (composto iônico) pouco solúvel, o produto das concentrações dos íons — cada um elevado a um expoente igual a seu coeficiente na equação devidamente balanceada — é uma constante representada por PS, K_{ps} ou K_s.

Na solução saturada, a adição de qualquer um de seus íons (Ca^{2+} ou PO^{3-}_4) produzirá a precipitação do sal [$Ca_3(PO_4)_2$], pois o K_s nunca será ultrapassado.

A tabela a seguir indica os valores do K_s de algumas substâncias, determinados experimentalmente, a 25 °C.

Constantes do produto de solubilidade a 25 °C				
Brometos	$AgBr$	$3{,}3 \cdot 10^{-13}$	$PbBr_2$	$6{,}3 \cdot 10^{-6}$
Carbonatos	$BaCO_3$	$8{,}1 \cdot 10^{-9}$	$MgCO_3$	$4 \cdot 10^{-5}$
	$CaCO_3$	$3{,}8 \cdot 10^{-9}$	$SrCO_3$	$9{,}4 \cdot 10^{-10}$
Cloretos	$AgC\ell$	$1{,}8 \cdot 10^{-10}$	$PbC\ell_2$	$1{,}7 \cdot 10^{-5}$
Hidróxidos	$A\ell(OH)_3$	$1{,}9 \cdot 10^{-33}$	$Fe(OH)_3$	$6{,}3 \cdot 10^{-38}$
	$Fe(OH)_2$	$7{,}9 \cdot 10^{-15}$	$Mg(OH)_2$	$1{,}5 \cdot 10^{-11}$
Iodetos	AgI	$1{,}5 \cdot 10^{-16}$	PbI_2	$8{,}7 \cdot 10^{-9}$
Fosfatos	Ag_3PO_4	$1{,}3 \cdot 10^{-20}$		
	$Ca_3(PO_4)_2$	$1 \cdot 10^{-28}$		
Sulfatos	$BaSO_4$	$1{,}1 \cdot 10^{-10}$	$PbSO_4$	$1{,}8 \cdot 10^{-8}$
	$CaSO_4$	$2{,}4 \cdot 10^{-5}$		
Sulfetos	Ag_2S	$1 \cdot 10^{-49}$	HgS	$3 \cdot 10^{-53}$
	CuS	$8{,}7 \cdot 10^{-36}$	PbS	$8{,}4 \cdot 10^{-28}$

Cuidado!

É muito comum dizer que, quanto menor o K_s, menos solúvel é o sal ou a base. No entanto, isso só será verdade se os íons presentes na solução estiverem numa mesma proporção quando da dissociação do sal ou da base, à mesma temperatura. Assim, por exemplo:

$$K_s \text{ do } BaSO_4 \Rightarrow K_s = [Ba^{2+}]\ [SO^{2-}_4] = 1{,}0 \cdot 10^{-10}$$
$$K_s \text{ do } AgI \Rightarrow K_s = [Ag^+]\ [I^-] = 1{,}0 \cdot 10^{-16}$$

Nesse caso, podemos dizer que o AgI é menos solúvel que o $BaSO_4$.

Se a proporção entre os íons provenientes das espécies comparadas não for a mesma, a mais solúvel será aquela que apresentar maior solubilidade e, nesse caso, não se devem comparar os K_s.

EFEITO DO ÍON COMUM E SOLUBILIDADE

A uma solução saturada de cloreto de prata ($AgC\ell$) foi adicionado ácido clorídrico ($HC\ell$). Observou-se o aparecimento de um precipitado de $AgC\ell_{(s)}$, uma vez que a solução saturada já apresentava a máxima quantidade de $AgC\ell$ que podia ser dissolvida nesse volume de água, à temperatura ambiente; logo, as concentrações em mol/L de Ag^+ e $C\ell^-$ eram as maiores possíveis.


Thales Trigo

Cloreto de prata: precipitado de cor branca.

Analisando o equilíbrio, temos:

$$AgC\ell_{(s)} \rightleftharpoons Ag^+_{(aq)} + C\ell^-_{(aq)}$$

Pela adição de $HC\ell_{(aq)}$, estamos aumentando a concentração de $C\ell^-_{(aq)}$, que é o íon comum ao equilíbrio, o que provoca um deslocamento do equilíbrio para a esquerda, favorecendo a formação do precipitado de $AgC\ell_{(s)}$.

É importante lembrar que a constante do produto de solubilidade (K_s) **não se altera**:

$$K_s = \downarrow[Ag^+]\,[C\ell^-]\uparrow$$

pois um aumento na concentração de $C\ell^-$ acarretará uma diminuição da concentração de Ag^+, que precipita na forma de $AgC\ell_{(s)}$. Além disso, como K_s é uma constante de equilíbrio, ela só se altera com a temperatura.

EXERCÍCIOS RESOLVIDOS

1. Considere-se a solubilidade de 13 mg/L de $CaCO_3$ em água a 25 °C. Determine o produto de solubilidade do $CaCO_3$, a essa temperatura. (massa molar do $CaCO_3$ = 100 g mol^{-1})

SOLUÇÃO

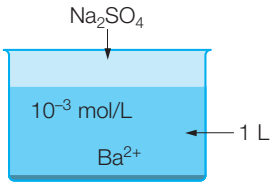
Inicialmente devemos determinar a solubilidade do $CaCO_3$ em mol/L:

$$13\ mg/L = 13 \cdot 10^{-3}\ g/L \Rightarrow n = \frac{13 \cdot 10^{-3}\ g/L}{100\ g/mol} \Rightarrow 13 \cdot 10^{-5}\ mol/L$$

$$\underset{\underbrace{13 \cdot 10^{-5}}_{\text{dissociação}}}{CaCO_3} \rightleftharpoons \underset{13 \cdot 10^{-5}}{Ca^{2+}} + \underset{13 \cdot 10^{-5}}{CO_3^{2-}}$$

$$K_s = [Ca^{2+}]\,[CO_3^{2-}]$$
$$K_s = 13 \cdot 10^{-5} \cdot 13 \cdot 10^{-5}$$
$$K_s = 169 \cdot 10^{-10} \Rightarrow \boxed{K_s = 1{,}69 \cdot 10^{-8}}$$

2. Considere o esquema ao lado:



Qual deve ser a concentração de SO_4^{2-} que provoca a precipitação do sulfato de bário ($BaSO_4$)? (K_s do $BaSO_4 = 1 \cdot 10^{-10}$)

SOLUÇÃO

Devemos inicialmente calcular a $[SO_4^{2-}]$ capaz de saturar a solução:

$$K_s = [Ba^{2+}]\,[SO_4^{2-}]$$

(Ba^{2+}: presente na solução; SO_4^{2-}: está sendo adicionado)

$$1 \cdot 10^{-10} = 10^{-3}\,[SO_4^{2-}]$$

$$[SO_4^{2-}] = \frac{1 \cdot 10^{-10}}{10^{-3}} \Rightarrow [SO_4^{2-}] = 1 \cdot 10^{-7}\ mol\ L^{-1}$$

A $[SO_4^{2-}] = 1 \cdot 10^{-7}$ mol/L satura a solução; logo, qualquer concentração superior a esse valor irá provocar a precipitação.

$$\boxed{\text{precipita quando } [SO_4^{2-}] > 1 \cdot 10^{-7}\ mol\ L^{-1}}$$

Exercícios de classe

1. Escreva a equação que representa o equilíbrio de solubilidade e a expressão de K_s para as substâncias a seguir:

a) AgBr
b) $CaCO_3$
c) Ag_2SO_4
d) PbI_2
e) Ag_2S
f) $A\ell(OH)_3$
g) $Mn(OH)_2$

2. (Puccamp-SP) O produto de solubilidade do hidróxido férrico, $Fe(OH)_3$, é expresso pela relação:

a) $[Fe^{3+}] \cdot 3\,[OH^-]$.
b) $[Fe^{3+}] + [OH^-]^3$.
c) $[Fe^{3+}]\,[OH^-]^3$.
d) $\dfrac{[Fe^{3+}]}{[OH^-]^3}$.
e) $\dfrac{[OH^-]^3}{[Fe^{3+}]}$.

3. (UFRN) Em um béquer que contém água a 25 °C, adiciona-se, sob agitação, $BaSO_4$ até que se obtém uma solução saturada.

a) Escreva a expressão do produto de solubilidade para o $BaSO_4$ em água.
b) Calcule o valor do produto de solubilidade do $BaSO_4$ a 25 °C, sabendo que sua solubilidade em água é $1{,}0 \cdot 10^{-5}$ mol/L.

4. (UERJ) O hidróxido de magnésio, $Mg(OH)_2$, é uma base fraca pouco solúvel em água, apresentando constante de produto de solubilidade (K_{ps}) igual a $4 \cdot 10^{-12}$. Uma suspensão desta base em água é conhecida comercialmente como "leite de magnésia", sendo comumente usada no tratamento de acidez no estômago.

a) Calcule, em mol L^{-1}, a solubilidade do $Mg(OH)_2$, numa solução desta base.
b) Escreva a equação balanceada da reação de neutralização total do hidróxido de magnésio com ácido clorídrico ($HC\ell$).

5. (Unifor-CE) A 25 °C, numa solução saturada de cromato de estrôncio, a concentração de íons Sr^{2+}, em mol/L, vale: (**Dado**: produto de solubilidade do $SrCrO_4$, a 25 °C = $3{,}5 \cdot 10^{-5}$)

a) $6 \cdot 10^{-3}$.
b) $3 \cdot 10^{-3}$.
c) $2 \cdot 10^{-4}$.
d) $6 \cdot 10^{-5}$.
e) $3 \cdot 10^{-6}$.

6. (Unicamp-SP) A presença do íon de mercúrio II (Hg^{2+}) em águas de rios, lagos e oceanos, é bastante prejudicial aos seres vivos. Uma das maneiras de se diminuir a quantidade de Hg^{2+} dissolvido é provocar a sua reação com o íon sulfeto, já que a constante do produto de solubilidade do HgS é $9 \cdot 10^{-52}$ a 25 °C. Trata-se, portanto, de um sal pouquíssimo solúvel. Baseando-se somente neste dado, responda:

a) Que volume de água, em dm^3, seria necessário para que se pudesse encontrar um único íon Hg^{2+} em uma solução saturada de HgS?
b) O volume de água existente na Terra é de, aproximadamente, $1{,}4 \cdot 10^{21}$ dm^3. Esse volume é suficiente para solubilizar um mol de HgS? Justifique.

7. (UFMS) Para uma única solução aquosa, na qual está dissolvido igual número de mol dos seguintes sais, cujos produtos de solubilidade são (ver tabela ao lado):

Sal	K_{ps} (mol/L)^2
(1) $BaCO_3$	$5{,}3 \cdot 10^{-9}$
(2) $CaCO_3$	$4{,}7 \cdot 10^{-9}$
(4) $FeCO_3$	$2{,}0 \cdot 10^{-11}$
(8) $PbCO_3$	$1{,}0 \cdot 10^{-13}$
(16) $MgCO_3$	$4{,}0 \cdot 10^{-5}$
(32) $CdCO_3$	$5{,}2 \cdot 10^{-12}$
(64) $CoCO_3$	$8{,}0 \cdot 10^{-13}$

Adicionando-se $Na_2CO_{3(aq)}$, gota a gota, à solução, qual dos sais precipitará em primeiro lugar? E qual em segundo lugar?
(Dar a resposta pela soma das afirmações corretas)

Exercícios propostos

1. (Unesp-SP) $Pb_3(SbO_4)_2$ é um pigmento alaranjado empregado em pinturas a óleo.

a) Indique a classe de compostos a que pertence.
b) Escreva a equação química balanceada da ionização desse pigmento pouco solúvel em água e a expressão da constante do seu produto de solubilidade (K_{ps}).

2. (FEEQ-CE) Uma expressão do tipo:

$$K_{ps} = [\text{cátion}]\,[\text{ânion}]$$

é correta para indicar o produto de solubilidade do sulfato de:

a) alumínio.
b) bário.
c) sódio.
d) potássio.
e) amônio.

3. (UC-PE) Considere uma solução do eletrólito:

$$B_xA_y \longrightarrow x\,B^{y+} + y\,A^{x-}$$

a) Quanto menor o K_{ps} do eletrólito, menos solúvel será esse eletrólito.
b) Se $[B^{y+}]^x\,[A^{x-}]^y > K_{ps}$, haverá precipitação.
c) Se $[B^{y+}]^x\,[A^{x-}]^y < K_{ps}$, haverá dissolução do precipitado.
d) Se $[B^{y+}]^x\,[A^{x-}]^y = K_{ps}$, a solução é saturada.
e) Um aumento do eletrólito sólido na solução saturada não altera o K_{ps}.

4. (UFGO) Experimentalmente, comprova-se que uma solução saturada de fluoreto de bário, em água pura, a 25 °C, tem concentração do íon fluoreto igual a $1{,}52 \cdot 10^{-2}$ mol/L. Qual é o produto de solubilidade do fluoreto de bário?

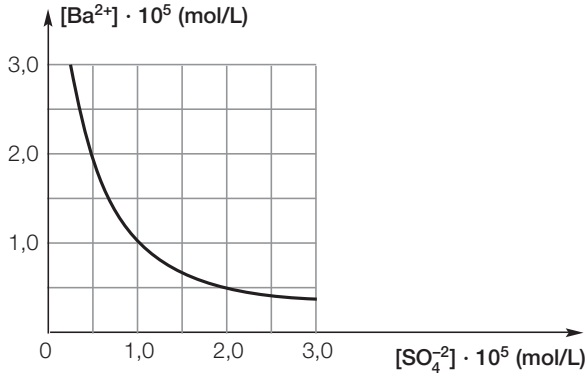
5. (UFV-MG) O sulfato de bário ($BaSO_4$) é uma substância pouco solúvel em água.

I — Escreva a equação que representa o equilíbrio de solubilidade do $BaSO_4$ em solução aquosa.

II — Escreva a expressão que representa a constante de equilíbrio para a dissolução do $BaSO_4$.

III — Sabendo que, a certa temperatura, a solubilidade do $BaSO_4$ é $1{,}0 \cdot 10^{-5}$ mol $\cdot$ L^{-1}, calcule o valor da constante de equilíbrio (produto de solubilidade).

6. (UFPE) O gráfico a seguir representa as concentrações em equilíbrio de uma solução saturada de $BaSO_4$. Calcule o número que, multiplicado por 10^{-10}, corresponde ao valor do K_{ps} do $BaSO_4$.



7. (MACK-SP) A concentração mínima de íons SO_4^{2-} necessária para ocorrer a precipitação de $PbSO_4$, numa solução que contém $1 \cdot 10^{-3}$ mol/L de íons Pb^{2+}, deve ser:
(**Dado**: K_{ps} $PbSO_4 = 1{,}3 \cdot 10^{-8}$, a 25 °C)

a) superior a $1{,}3 \cdot 10^{-5}$ mol/L.
b) inferior a $13 \cdot 10^{-8}$ mol/L.
c) igual a $1{,}3 \cdot 10^{-5}$ mol/L.
d) igual a $1{,}3 \cdot 10^{-8}$ mol/L.
e) igual a $1{,}3 \cdot 10^{-7}$ mol/L.

8. (UFGO) Um estudante, caminhando com um béquer que continha 1 L de uma solução saturada de carbonato de magnésio, com 10 g de corpo de chão, levou um esbarrão, deixando cair 120 mL do sobrenadante.

Explique o que ele poderia fazer para se obter o mesmo volume de solução saturada, sem acrescentar mais carbonato de magnésio à solução. (**Dados**: K_{ps} do $MgCO_3 = 4 \cdot 10^{-6}$)

9. (USC-BA)

Substância	Constante de solubilidade (K_s) a 25 °C
$AgC\ell$	$1{,}56 \cdot 10^{-10}$
$PbC\ell_2$	$2{,}56 \cdot 10^{-4}$
$MgCO_3$	$4{,}00 \cdot 10^{-5}$
ZnS	$1{,}20 \cdot 10^{-23}$

Com base nas informações da tabela, nos conhecimentos sobre solubilidade e equilíbrio de solubilidade, pode-se afirmar:

a) O sulfeto de zinco é a substância mais solúvel em água.
b) Para o $PbC\ell_2$, $K_s = [Pb^{2+}]\,[2\ C\ell^-]$.
c) A solubilidade do $MgCO_3$ é $2{,}00 \cdot 10^{-5}$ mol/L.
d) A solubilidade independe da temperatura.
e) Ao se fazer passar uma corrente de gás clorídrico em uma solução saturada de $AgC\ell$, haverá precipitação de $AgC\ell$.



EXERCÍCIOS GLOBALIZANTES

Leia o texto a seguir e, depois, resolva as questões:

O pH, a solubilidade e a deterioração dos dentes

Os dentes são constituídos principalmente por um mineral conhecido por hidroxiapatita, cuja fórmula é $Ca_5(PO_4)_3OH$. A hidroxiapatita é insolúvel em água e parcialmente solúvel em soluções ácidas, as quais podem favorecer a deterioração dos dentes.

A carboidrato-proteína, mais conhecida por **mucina**, forma uma película sobre o dente denominada **placa**. Se essa proteína não for removida pela escovação, o crescimento da placa

retém as partículas dos alimentos. Bactérias fermentam carboidratos, os quais produzem ácido lático. Como a saliva não consegue dissolver a placa, a produção de ácido lático continua. Com isso, o pH fica abaixo de 4,5 (meio ácido). Os íons H^+ do meio reagem com a hidroxiapatita, neutralizando seus íons OH^- e transformando os íons PO_4^{3-} em HPO_4^{2-}:

$$Ca_5(PO_4)_3OH_{(s)} + 4\ H^+_{(aq)} \rightleftharpoons 5\ Ca^{2+}_{(aq)} + 3\ HPO^{2-}_{4(aq)} + H_2O_{(\ell)}$$

O sal formado é solúvel em água e, por esse motivo, parte da hidroxiapatita se dissolve.

Se esse processo não for controlado, surgirão pequenas cavidades nos dentes.

A corrosão dos dentes é mais rápida em pessoas com bulimia — distúrbio caracterizado pela ingestão de grandes quantidades de alimentos seguida de vômito provocado.

O ácido clorídrico do estômago, eliminado junto com o vômito, faz com que o pH da boca chegue ao redor de 1,5.

Além da escovação adequada e de consultas periódicas ao dentista, a adição de íons fluoreto (F^-) à água potável e a cremes dentais é um reforço importante no combate à deterioração dos dentes. O fluoreto transforma a hidroxiapatita em fluorapatita:

$$Ca_5(PO_4)_3OH_{(aq)} + F^-_{(aq)} \rightleftharpoons \underset{\text{fluorapatita}}{Ca_5(PO_4)_3F_{(aq)}} + OH^-_{(aq)}$$

A fluorapatita é menos solúvel em ácidos do que a hidroxiapatita. Com isso, a deterioração dos dentes é menor.

Dados: massas molares: $Ca_5(PO_4)_3OH$ = 502 g mol^{-1}; NaF = 42 g mol^{-1}; F = 19 g mol^{-1}.

1. Considere que 5,02 mg de hidroxiapatita estejam dissolvidos em 2 litros de água. Determine a concentração dessa solução em g/L e mol/L.

2. Uma amostra de água apresenta concentração de fluoreto (F^-) de 5 ppm. Determine a massa de fluoreto existente em 1 litro da amostra.

3. Uma solução aquosa 1 molar de glicose ferve a 101 °C e congela a –1 °C. Nas mesmas condições, determine a que temperatura irá ferver e congelar uma solução aquosa 1 molar de NaF.

4. As duas equações apresentadas no texto são de óxido-redução? Justifique.

5. Os íons fluoreto utilizados nos tratamentos de água são provenientes, principalmente, do fluoreto de sódio (NaF). Equacione a eletrólise ígnea desse sal.

6. A fadiga muscular é causada por acúmulo de ácido. Esse ácido foi mencionado no texto. Identifique-o.

7. Considere o seguinte equilíbrio:

$$Ca_5(PO_4)_3OH_{(5)} + 4\ H^+_{(aq)} \rightleftharpoons 5\ Ca^{2+}_{(aq)} + 3\ HPO^{2-}_{4(aq)} + H_2O_{(\ell)} \quad \Delta H < 0$$

a) Dê a expressão do K_c e do K_p.

b) O que acontecerá com o equilíbrio se:

I — for aumentada a pressão;

II — for aumentada a temperatura;

III — for adicionado um ácido;

IV — for adicionada uma base;

V — for adicionado um catalisador.

8. No texto foram mencionados dois valores de pH. Indique para cada um deles os valores de pOH, $[OH^-]$ e $[H^+]$.

9. Compare as constantes de ionização dos ácidos mencionados no texto.

10. (MACK-SP) Na embalagem de certo creme dental, consta que o mesmo contém bicarbonato de sódio ($NaHCO_3$) e flúor na forma de fluoreto de sódio. Sabe-se que, em geral, a saliva de uma pessoa tem pH = 6,5. Usando estes dados, é **incorreto** afirmar que a:

a) presença do $NaHCO_3$ pode aumentar o pH da saliva.

b) presença de flúor torna os dentes menos suscetíveis à cárie.

c) fórmula do fluoreto de sódio é NaF.

d) presença do $NaHCO_3$ facilita a limpeza dos dentes, pois atua momentaneamente como abrasivo.

e) presença do $NaHCO_3$ certamente levará o pH da saliva a um valor bem menor do que 6,5.

UNIDADE 18
Radioatividade

A DESCOBERTA DOS RAIOS X

No final do século XIX, o físico alemão Wilheim Konrad Roentgen (1845-1923), trabalhando com raios catódicos, percebeu que estes, ao se chocarem com vidros ou com metais, produziam um novo tipo de radiação. Estudos posteriores permitiram concluir que essas radiações não apresentam nem massa nem carga elétrica. Elas foram denominadas **raios X** e atualmente são utilizadas no diagnóstico de fraturas ósseas e de várias outras ocorrências médicas.



CEDOC

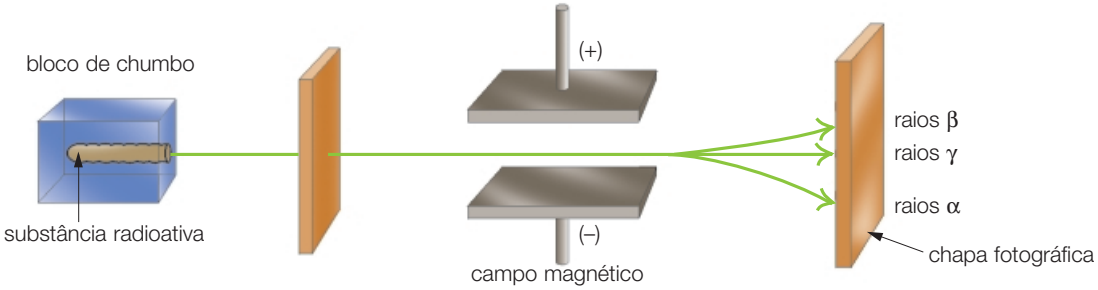
Esta radiografia, colorizada em computador, mostra a região em que ocorreu a fratura (destaque alaranjado).

RADIAÇÕES DO URÂNIO

Em 1896, o físico francês Antoine-Henri Becquerel percebeu que um sal de urânio (o sulfato duplo de potássio e uranila: $K_2(UO_2)(SO_4)_2$) era capaz de sensibilizar o negativo de um filme fotográfico, recoberto por papel preto, ou ainda uma fina lâmina de metal. As radiações emitidas pelo material apresentavam propriedade semelhante à dos raios X, que foi denominada **radioatividade**.

Em 1897, Marie Sklodowska Curie (1867-1934) demonstrou que a intensidade da radiação é proporcional à quantidade de urânio na amostra e concluiu que a radioatividade é um fenômeno atômico.

Nesse mesmo ano, Ernest Rutherford criou uma aparelhagem para estudar a ação de um campo eletromagnético sobre as radiações:



O esquema mostra o comportamento das radiações α, β e γ em um campo eletromagnético.

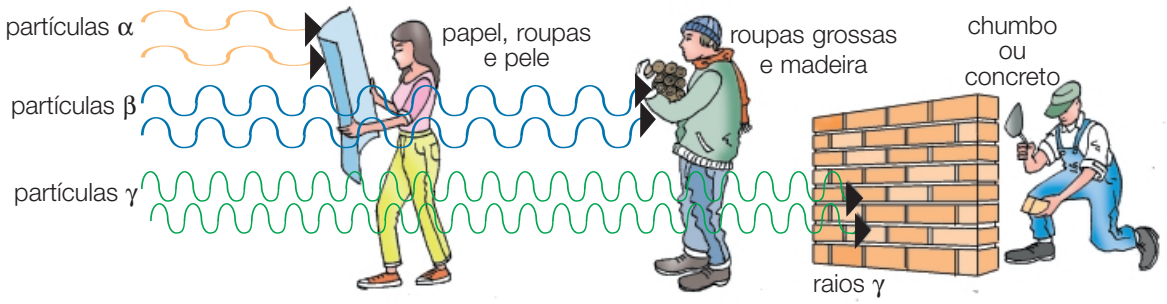
Rutherford concluiu que, como os raios alfa (α) e beta (β) sofrem desvio no campo magnético, devem apresentar carga elétrica, ao passo que os raios gama (γ) não a devem

ter. Os raios β são atraídos pela placa positiva; devem, portanto, ter carga negativa. Com o mesmo raciocínio pode-se deduzir que os raios α têm carga positiva.

Estudos posteriores permitiram caracterizar os três tipos de radiação:

Radiação	Símbolo	Constituição	Carga	Massa (u)	Velocidade	Poder de penetração
alfa	$^{4}_{+2}\alpha$	núcleo de He { 2 p, 2 n }	+2	4	1/10 da velocidade da luz	baixo
beta	$^{0}_{-1}\beta$	elétron	–1	0	9/10 da velocidade da luz	médio (moderado)
gama	$^{0}_{0}\gamma$	onda eletromagnética de alta energia	0	0	velocidade da luz	elevado

Materiais que protegem uma pessoa da radiação



Em 1900, Becquerel observou que o urânio, ao emitir radiações, produzia outros elementos químicos. A partir desse fato, os cientistas foram levados a crer na existência de partículas menores que os átomos, cujas quantidades diferenciariam os elementos químicos.

LEIS DA RADIOATIVIDADE

1ª LEI: A EMISSÃO DE PARTÍCULAS α

O átomo de um elemento radioativo, ao emitir uma partícula alfa, dá origem a um novo elemento que apresenta número de massa **A** com 4 unidades a menos e número atômico **Z** com 2 unidades a menos.

Genericamente, temos:

elemento de origem

$$^{A}_{Z}X \xrightarrow{\text{emite}} {}^{4}_{+2}\alpha + {}^{A-4}_{Z-2}Y$$

Quando um átomo de $^{239}_{94}Pu$ emite uma partícula α, ele se transforma em $^{235}_{92}U$.

A reação nuclear que representa essa transformação é dada por:

$$^{239}_{94}Pu \longrightarrow {}^{4}_{+2}\alpha + {}^{235}_{92}U$$

Note que: { 239 = 4 + 235 ; 94 = 2 + 92 }

2ª LEI: A EMISSÃO DE PARTÍCULAS β

Nessa emissão, um **nêutron** se decompõe, originando um **próton** que permanece no núcleo, um **elétron** e uma subpartícula denominada **antineutrino**. Todos eles são emitidos:

$$^{1}_{0}n \longrightarrow {}^{1}_{+1}p + {}^{0}_{-1}e + {}^{0}_{0}\nu$$

nêutron — próton — elétron (beta) — antineutrino

Quando um átomo de um elemento radioativo **R** emite uma partícula β (um elétron), dá origem a um novo elemento **S** com o mesmo número de massa (A) e com o número atômico (Z) uma unidade maior.

Genericamente, temos:

$$\overset{A}{\underset{Z}{}}R \xrightarrow{\text{emite}} {}^{0}_{-1}\beta + \overset{A}{\underset{Z+1}{}}S$$

Quando um átomo de ${}^{14}_{6}C$ emite uma partícula β, ele se transforma em ${}^{14}_{7}N$.

A reação nuclear pode ser representada por:

$${}^{14}_{6}C \longrightarrow {}^{0}_{-1}\beta + {}^{14}_{7}N$$

Note que: $\begin{cases} 14 = 0 + 14 \\ 6 = (-1) + 7 \end{cases}$

Observação:

Como as radiações γ são ondas eletromagnéticas, sua emissão não altera nem o número atômico nem o número de massa do átomo. Por esse motivo, sua emissão não costuma ser representada por equações.

TRANSMUTAÇÕES

Quando um elemento químico emite espontaneamente uma radiação e se transforma em outro elemento, dizemos que aconteceu uma **transmutação natural**. Quando as transmutações são obtidas por bombardeamento de núcleos estáveis com partículas α, prótons, nêutrons etc., são chamadas **transmutações artificiais**. A primeira delas foi obtida por Rutherford:

$${}^{14}_{7}N + {}^{4}_{+2}\alpha \longrightarrow {}^{17}_{8}O + {}^{1}_{+1}p$$

Note que: $\begin{cases} 14 + 4 = 17 + 1 \\ 7 + 2 = 8 + 1 \end{cases}$

Outro exemplo de transmutação artificial foi a descoberta do nêutron por Chadwick (1932):

$${}^{9}_{4}Be + {}^{4}_{+2}\alpha \longrightarrow {}^{12}_{6}C + {}^{1}_{0}n$$

Note que: $\begin{cases} 9 + 4 = 12 + 1 \\ 4 + 2 = 6 + 0 \end{cases}$

Atualmente, a maioria dos radioisótopos usados em diversas áreas, como Medicina, indústria, agricultura etc., são produzidos a partir de transmutações artificiais.

EXERCÍCIO RESOLVIDO

O elemento netúnio (${}^{237}_{93}Np$), após a emissão de sete partículas alfa e quatro partículas beta, transforma-se em bismuto. Equacione a reação nuclear mencionada.

SOLUÇÃO

$${}^{237}_{93}Np \longrightarrow 7\,{}^{4}_{+2}\alpha + {}^{0}_{-1}\beta + {}^{A}_{Z}Bi$$

$237 = 7\,(4) + 4\,(0) + A$

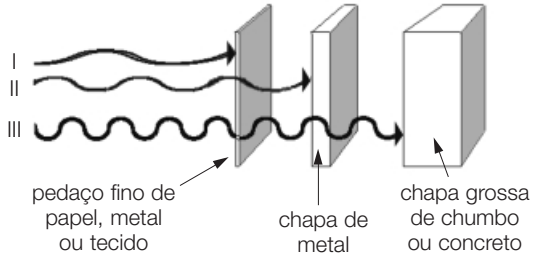
$237 = 28 + A \Rightarrow A = 209$

$93 = 7\,(+2) + 4\,(-1) + Z$

$93 = 14 - 4 + Z \Rightarrow Z = 83$

Exercícios de classe

1. (UnB-DF) Ao acessar a rede Internet, procurando algum texto a respeito do tema **radioatividade**, no "Cadê?" (http://www.cade.com.br), um jovem deparou-se com a seguinte figura, representativa do poder de penetração de diferentes tipos de radiação:



Com o auxílio da figura, julgue os itens a seguir:

a) A radiação esquematizada em **II** representa o poder de penetração das partículas beta.
b) A radiação esquematizada em **III** representa o poder de penetração das partículas alfa.
c) As partículas alfa e beta são neutras.
d) Quando um núcleo radioativo emite uma radiação do tipo **I**, o número atômico fica inalterado.

2. Complete as reações nucleares utilizando as partículas α, β, p, n, $_{+1}^{0}e$ (pósitron):

a) $_{1}^{3}H \longrightarrow {}_{2}^{3}He + \ldots$
b) $_{7}^{15}N + {}_{+1}^{1}p \longrightarrow {}_{6}^{12}C + \ldots$
c) $_{19}^{39}K + {}_{0}^{1}n \longrightarrow {}_{17}^{36}C\ell + \ldots$
d) $_{7}^{14}N + {}_{+2}^{4}\alpha \longrightarrow {}_{8}^{17}O + \ldots$
e) $_{6}^{10}C \longrightarrow {}_{5}^{10}B + \ldots$

3. (Vunesp-SP) O alumínio pode ser transformado em fósforo pelo bombardeamento com núcleos de hélio, de acordo com a equação:

$$_{13}^{27}A\ell + {}_{2}^{4}He \longrightarrow {}_{y}^{x}P + {}_{0}^{1}n$$

a) Determine os valores de **x** e **y**.
b) Explique o que representam **x** e **y** no átomo de fósforo.

4. (UNI-RIO — mod.) Um radioisótopo emite uma partícula α e posteriormente uma partícula β, obtendo-se ao final o elemento $_{91}^{234}Pa$. Determine o número de massa e o número atômico do radioisótopo original.

5. (Unesp-SP) Quando um átomo do isótopo 228 do tório libera uma partícula alfa (núcleo de hélio com 2 prótons e número de massa 4), transforma-se em um átomo de rádio, de acordo com a equação:

$$_{X}^{228}Th \longrightarrow {}_{88}^{Y}Ra + \alpha$$

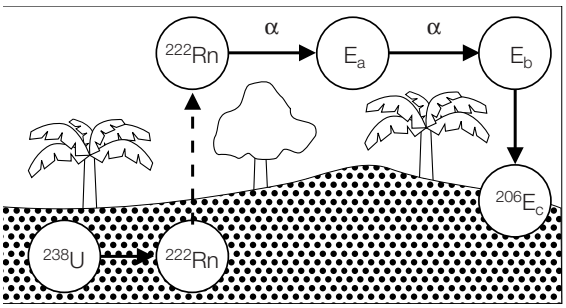
Determine os valores de X e Y.

6. (Cesgranrio-RJ) Na obtenção de um dado elemento transurânico, por meio das reações nucleares:

$$_{92}^{238}U + {}_{0}^{1}n \longrightarrow A + \gamma \quad \text{e} \quad A \longrightarrow \beta + B$$

pede-se que se determine o número atômico e o número de massa do elemento B.

7. (Fuvest-SP)



Radônio transfere a radioatividade de solos que contêm urânio para a atmosfera, através da série de eventos representada na figura. Tanto o ^{222}Rn quanto o elemento E_a emitem partículas alfa. O elemento E_c, final da série, é estável e provém do elemento E_b, de mesmo número atômico, por sucessivas desintegrações.

a) Quais são os elementos E_a, E_b e E_c? Justifique.
b) Explique por que o ^{222}Rn é facilmente transferido do solo para a atmosfera.

Dados: parte da classificação periódica dos elementos:

					18 Ar
31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
81 Tℓ	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn



L E I T U R A

Pequena loja do rádio

Nos primeiros anos após a descoberta do rádio, acreditava-se que esta fonte de grande energia poderia ser usada com múltiplas finalidades, tais como: rejuvenescer a pele, tornando-a mais bonita; curar problemas dermatológicos; fortificar o organismo; limpar objetos e até mesmo curar cânceres. O rádio, então considerado uma substância milagrosa, foi incorporado a uma série de produtos: cremes de beleza, pílulas, dentifrícios, navalhas usadas para barbear, compressas para contusões, esfregões, "fontes" de água radioativa etc.

No entanto, com o passar do tempo, começou-se a perceber que os produtos que continham rádio causavam mais males do que benefícios. Os malefícios só não foram mais significativos porque o rádio — muito caro — era adicionado a esses produtos em quantidades muito pequenas.

A partir de descobertas científicas, novos produtos chegam aos consumidores — e não são poucos. Exemplos recentes são o telefone celular, o forno de microondas, o DVD; todos os anos surge uma novidade a fim de atender a um mercado bem abrangente e diferenciado. Contudo, antes de chegarem às lojas, as indústrias e os órgãos de fiscalização devem testar não apenas a qualidade e a eficiência desses produtos, mas, principalmente, seus efeitos sobre o ser humano e o meio ambiente.



Propaganda de creme de beleza.



Produto para acelerar o crescimento de plantas.

Na sua opinião, antes de um produto ser lançado (principalmente os que estão relacionados a descobertas recentes), seus efeitos sobre o ser humano e o meio ambiente são suficientemente verificados?

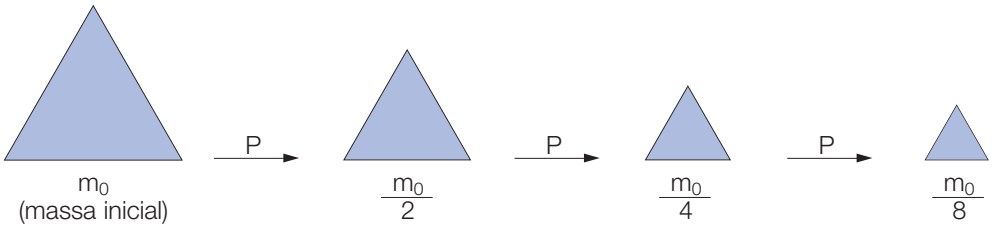
CINÉTICA DAS DESINTEGRAÇÕES RADIOATIVAS

A velocidade (V) com que ocorre a emissão de partículas (desintegração) é diretamente proporcional ao número de núcleos radioativos (N), a cada instante considerado.

$V = K\,N$, em que K = constante radioativa característica de cada isótopo.

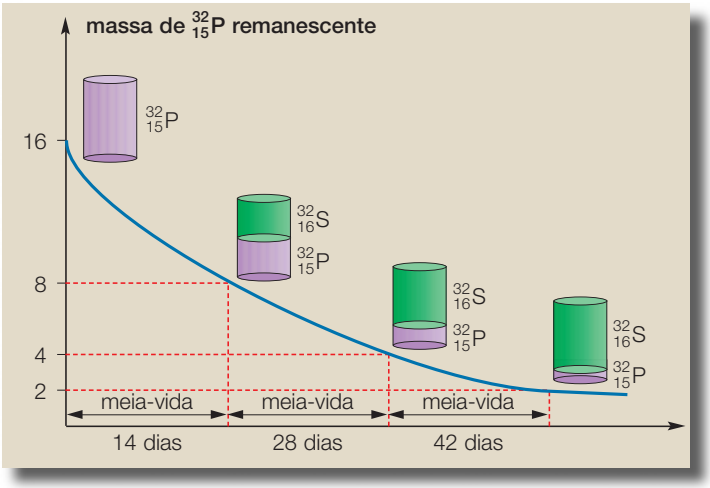
Após certo intervalo de tempo, o número de núcleos radioativos de cada isótopo reduz-se à metade. Esse intervalo de tempo, característico de cada isótopo, é denominado **meia-vida** ou **período de semidesintegração**.

Meia-vida ou período de semidesintegração (P ou $t_{1/2}$): é o tempo necessário para que a metade dos núcleos radioativos se desintegre, ou seja, para que uma amostra radioativa se reduza à metade.



O gráfico ao lado mostra o decaimento de uma amostra de 16 g de $^{32}_{15}P$, que se reduz a 8 g em 14 dias, originando o $^{32}_{16}S$. Assim sua **meia-vida** é de 14 dias.

A meia-vida pode ser relacionada com uma certa massa ou com um certo número de átomos, e não depende nem da quantidade inicial nem de fatores externos, pois é um fenômeno nuclear.





L E I T U R A

Efeitos da precipitação radioativa e a meia-vida

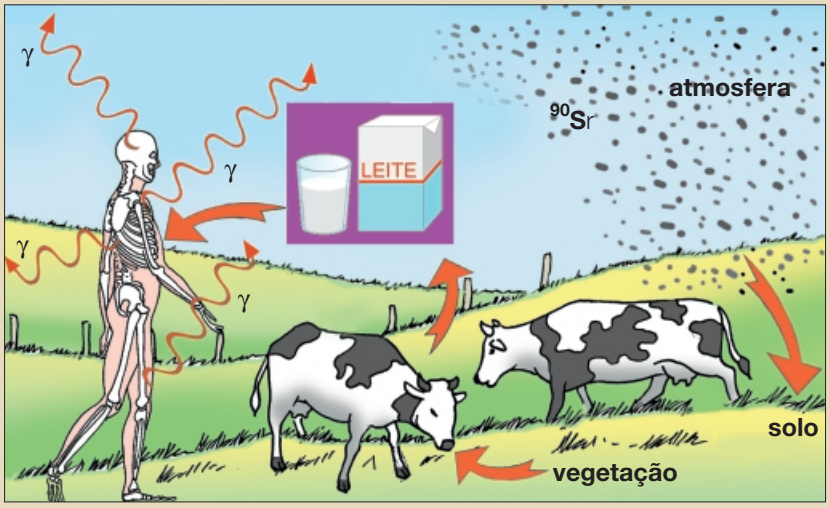
Tanto na explosão de uma bomba atômica como em um acidente com vazamento, numa usina nuclear, é liberado um número muito grande de isótopos radioativos. Muitos deles apresentam uma meia-vida muito curta (menor que 15 minutos) e, assim, seu decaimento radioativo impede que eles sejam fixados no solo, na vegetação ou nas águas. Porém, alguns apresentam uma meia-vida muito longa, o que permite sua fixação no meio ambiente, contaminando-o e tornando-o radioativo por longos espaços de tempo. Entre esses isótopos radioativos predominam os da tabela ao lado.

Isótopos radioativos	Meia-vida
$^{137}_{55}Cs$	30 anos
$^{90}_{38}Sr$	28 anos
$^{95}_{40}Zr$	65 dias
$^{140}_{56}Ba$	12,8 dias
$^{131}_{53}I$	8 dias
$^{99}_{42}Mo$	67 horas

Além disso, devemos considerar que os nêutrons liberados no processo de fissão podem agir sobre os constituintes da atmosfera, produzindo espécies radioativas, como $^{14}_{6}C$, $^{3}_{1}H$ e muitas outras.

Dentre os isótopos radioativos, um dos mais nocivos é o ^{90}Sr, que pode substituir o cálcio, incorporando-se aos ossos, o que ocorre porque ambos são semelhantes e pertencem à mesma família de metais alcalino-terrosos.

O ^{131}I acumula-se no nosso organismo, pela cadeia alimentar, na glândula tireóide que, assim, também se transforma em outra fonte interna de radiação. Outro isótopo radioativo muito nocivo é o ^{137}Cs, que substitui o potássio nos tecidos vivos devido ao fato de ambos serem semelhantes e pertencerem à mesma família dos metais alcalinos.

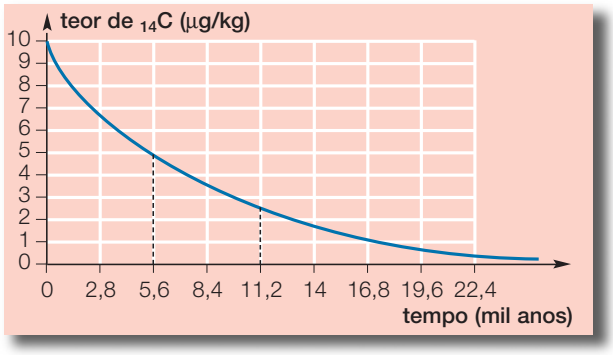


O esquema mostra como os seres humanos incorporam os isótopos radioativos provenientes de uma precipitação radioativa.

Todas as radiações emitidas por esses isótopos radioativos apresentam energia suficiente para retirar elétrons de outros átomos, originando cátions. Esses cátions são altamente reativos e podem alterar as reações que ocorrem normalmente nas células dos tecidos vivos, originando alterações no material genético (DNA), e aumentar a probabilidade de formação de células cancerígenas.

EXERCÍCIO RESOLVIDO

(UFGO) A partir do momento em que uma planta ou animal morrem, deixam de incorporar átomos de carbono. O teor do isótopo C^{14} decai com o tempo, de acordo com o gráfico ao lado:



A partir dessas informações, responda:

a) Qual a meia-vida do C^{14}?

b) Na análise de um fóssil foi encontrado 2,5 μg/kg C^{14}. Qual a idade do fóssil?

c) Como animais e plantas incorporam C^{14}?

SOLUÇÃO

a) A massa inicial (10 μg/kg) se reduz à metade no tempo de 5 · 600 anos: P = 5 · 600 anos

b) Como a massa inicial é 10 μg/kg C^{14}:

$$10 \xrightarrow{P} 5 \xrightarrow{P} 2{,}5$$

idade do fóssil: 2 P = 11 200 anos

c) Os animais incorporam C^{14} ao se alimentar, e as plantas, através da respiração (fotossíntese).

Exercícios de classe

1. (UNI-RIO) O $^{201}T\ell$ é um isótopo radioativo usado na forma de $T\ell C\ell_3$ (cloreto de tálio), para diagnóstico do funcionamento do coração. Sua meia-vida é de 73 h (~ 3 dias). Certo hospital possui 20 g deste isótopo. Sua massa, em gramas, após 9 dias, será igual a:

a) 1,25. c) 7,5. e) 5,0.
b) 3,3. d) 2,5.

2. (Puccamp-SP) O iodo-125, variedade radioativa do iodo com aplicações medicinais, tem meia-vida de 60 dias. Quantos gramas de iodo-125 irão restar, após 6 meses, a partir de uma amostra contendo 2,00 g do radioisótopo?

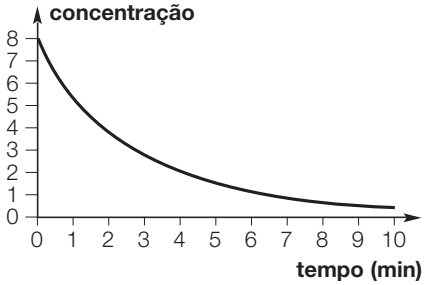
a) 1,50. c) 0,66. e) 0,10.
b) 0,75. d) 0,25.

3. (Fuvest-SP) O radioisótopo $^{131}_{53}I$ emite radiação β^- e perde 75% de sua atividade em 16 dias.

a) Qual o tempo de meia-vida de $^{131}_{53}I$?
b) Qual o elemento formado nessa desintegração?

Obs.: Foi fornecida a tabela periódica.

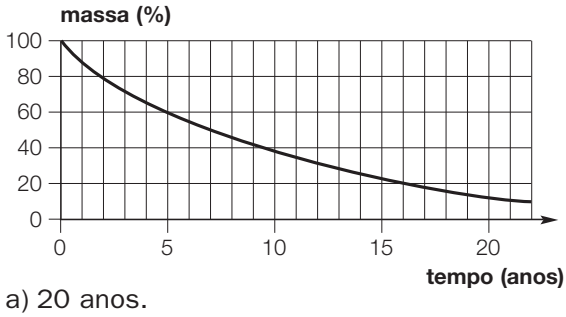
4. (UFRS) O gráfico a seguir representa a variação da concentração de um radioisótopo com o tempo:



A observação do gráfico permite afirmar que a meia-vida do radioisótopo é igual a:

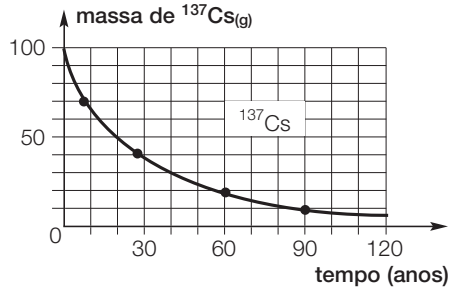
a) 1 min. c) 4 min. e) 10 min.
b) 2 min. d) 5 min.

5. (UFRN) Com base no gráfico a seguir, estime o tempo necessário para que 20% do isótopo $_ZX^A$ se desintegrem:



a) 20 anos.
b) 16 anos.
c) 7,5 anos.
d) 2 anos.

6. (Vunesp-SP) Em Goiânia, 100 g de $^{137}CsC\ell$ foram liberados de uma cápsula, antes utilizada em radioterapia, e causaram um grave acidente nuclear. O gráfico representa a cinética de desintegração desse isótopo.



Para o ^{137}Cs, o tempo de meia-vida e o tempo para que 87,5% tenha se desintegrado são, em anos, respectivamente:

a) 60 e 30.
b) 30 e 7,5.
c) 60 e 90.
d) 30 e 90.
e) 120 e 60.

Exercícios propostos

- **Tipos de radiações (leis da radioatividade)**

1. (UFSM-RS — mod.) Relacione as radiações naturais alfa, beta e gama com suas respectivas características:

1. alfa (α) 2. beta (β) 3. gama (γ)

- Possuem alto poder de penetração, podendo causar danos irreparáveis ao ser humano.
- São partículas leves, com carga elétrica negativa e massa desprezível.
- São radiações eletromagnéticas semelhantes aos raios X, não possuem carga elétrica nem massa.
- São partículas pesadas de carga elétrica positiva que, ao incidirem sobre o corpo humano, causam apenas queimaduras leves.

A seqüência correta, de cima para baixo, é:

a) 1, 2, 3, 2. d) 3, 2, 3, 1.
b) 2, 1, 2, 3. e) 3, 1, 2, 1.
c) 1, 3, 1, 2.

2. (PUC-PR) Considere as reações nucleares:

$$^{87}_{35}Br \longrightarrow {}^{86}_{35}Br + \mathbf{X}$$
$$^{238}_{92}U \longrightarrow {}^{234}_{90}Th + \mathbf{Y}$$
$$^{24}_{11}Na \longrightarrow {}^{24}_{12}Mg + \mathbf{Z}$$

X, **Y** e **Z** são, respectivamente:

a) $^{1}_{1}p$, $^{1}_{0}n$, $^{0}_{-1}\beta$.
b) $^{1}_{0}n$, $^{4}_{2}\alpha$, $^{0}_{-1}\beta$.
c) $^{1}_{0}n$, $^{4}_{2}\alpha$, $^{1}_{1}p$.
d) $^{0}_{-1}\beta$, $^{1}_{1}p$, $^{0}_{-1}\beta$.
e) $^{1}_{1}p$, $^{4}_{2}\alpha$, $^{0}_{-1}\beta$.

3. (UFPE) A primeira transmutação artificial de um elemento em outro, conseguida por Rutherford em 1919, baseou-se na reação:

$$_{7}N^{14} + {}_{2}He^{4} \longrightarrow {}^{*} + {}_{1}H^{1}$$

É correto afirmar que:

a) o núcleo * tem 17 nêutrons.
b) o átomo neutro do elemento * tem 8 elétrons.
c) o núcleo $_{1}H^{1}$ é formado por um próton e um nêutron.
d) o número atômico do elemento * é 8.
e) o número de massa do elemento * é 17.

4. (Cesgranrio-RJ) Em relação ao esquema simplificado de desintegração nuclear:

$$^{239}_{93}Np \xrightarrow{(a)} {}^{239}_{94}X \longrightarrow {}^{(b)}_{(c)}U$$

Indique, dentre as opções a seguir, aquela em que se identificam corretamente (a), (b) e (c):

a) (a) = α (b) = 238 (c) = 92
b) (a) = β (b) = 243 (c) = 93
c) (a) = γ (b) = 235 (c) = 93
d) (a) = β (b) = 235 (c) = 92
e) (a) = γ (b) = 238 (c) = 95

5. (FMPA-MG) Considere as seguintes desintegrações:

I — $^{28}_{13}A\ell \longrightarrow {}^{24}_{11}Na + \mathbf{x}$
II — $^{28}_{13}A\ell \longrightarrow {}^{27}_{12}Mg + \mathbf{y}$
III — $^{28}_{13}A\ell \longrightarrow {}^{28}_{14}Si + \mathbf{t}$
IV — $^{28}_{13}A\ell \longrightarrow {}^{26}_{13}A\ell + \mathbf{z}$

As partículas emitidas são:

	x	y	t	z
a)	1 alfa	1 próton	1 beta	2 nêutrons
b)	4 nêutrons	1 nêutron	1 alfa	2 beta
c)	2 alfa	1 hélio	1 nêutron	2 nêutrons
d)	4 prótons	2 nêutrons	1 próton	1 alfa
e)	4 hélios	1 próton	1 beta	2 prótons

6. (UESC-BA) Considere-se a transformação do nuclídeo $^{231}_{90}Th$ no nuclídeo $^{219}_{86}Rn$.

a) Determine quantas partículas α e β são emitidas nessa transformação.
b) Defina o que são partículas α e β.
c) Identifique as massas e as cargas, se houver, das partículas α e β.

7. (Fuvest-SP) Quando nêutrons atingem núcleos de átomos de nitrogênio com número de massa 14, há formação de átomos de carbono com o mesmo número de massa que o dos núcleos bombardeados. Qual a equação nuclear completa desta reação? (números atômicos: C = 6, N = 7)

8. (Vunesp-SP) O primeiro isótopo radioativo artificialmente produzido foi o $^{30}_{15}P$, através do bombardeio de lâminas de alumínio por partículas alfa, segundo a reação **I**:

I) $^{27}_{13}A\ell$ + partícula alfa $\longrightarrow {}^{30}_{15}P$ + partícula **x**

O isótopo formado, $^{30}_{15}P$, por sua vez, emite um pósitron, segundo a reação **II**:

II) $^{30}_{15}P \longrightarrow {}^{b}_{a}\mathbf{Y} + {}^{0}_{+1}e$

Faça o balanceamento das equações **I** e **II**, identificando a partícula **x** e fornecendo os números atômico e de massa do elemento **Y** formado.

• Cinética das desintegrações

9. (UFU-MG) Preparam-se 8 mg do radioisótopo $^{218}_{84}Po$, cuja meia-vida é 3,1 minutos. Restará apenas 1 mg após:

a) 3,1 min.
b) 6,2 min.
c) 9,3 min.
d) 12,4 min.
e) 24,8 min.

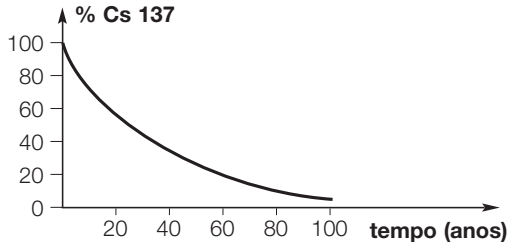
10. (FESP) "Bomba de cobalto" é um aparelho muito usado na radioterapia para tratamento de pacientes, especialmente portadores de câncer. O material radioativo usado nesse aparelho é o $^{60}_{27}Co$, com um período de meia-vida de aproximadamente 5 anos. Admita que a bomba de cobalto foi danificada e o material radioativo exposto à população. Após 25 anos a atividade desse elemento ainda se faz sentir num percentual, em relação à massa inicial, de:

a) 3,125%.
b) 6%.
c) 0,31%.
d) 60%.
e) 31,25%.

11. (Puccamp-SP) Protestos de várias entidades ecológicas têm alertado sobre os danos ambientais causados pelas experiências nucleares francesas no Atol de Mururoa.

Isótopos radioativos prejudiciais aos seres vivos, como o ^{90}Sr, formam o chamado "lixo nuclear" desses experimentos. Quantos anos são necessários para que uma amostra de ^{90}Sr, lançada no ar, se reduza a 25% da massa inicial?
(**Dado**: meia-vida do ^{90}Sr = 28,5 anos)

12. (Unicamp-SP) O césio 137 é um isótopo radioativo produzido artificialmente. O gráfico a seguir indica a porcentagem deste isótopo em função do tempo.



a) Qual a meia-vida deste isótopo?
b) Decorridos 90 anos de produção do isótopo, qual a sua radioatividade residual?

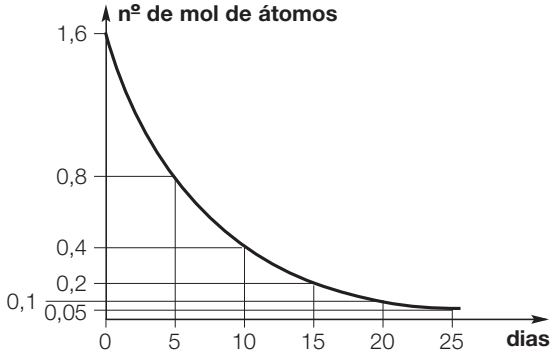
13. (UFRJ) A concentração de carbono 14 nos seres vivos e na atmosfera é de 10 ppb (partes por bilhão). Esta concentração é mantida constante graças às reações nucleares representadas a seguir, que ocorrem com a mesma velocidade.

$^{14}N + {}^{1}_{0}n \longrightarrow {}^{14}C + X$ — ocorre nas camadas mais altas da atmosfera

$^{14}C \longrightarrow {}^{14}N + Y$ — ocorre nas camadas mais baixas da atmosfera e nos seres vivos

A análise de um fragmento de um fóssil de 16 800 anos de idade revelou uma concentração de carbono 14 igual a 1,25 ppb.
a) Identifique as partículas **X** e **Y**.
b) Calcule a meia-vida do carbono 14.

14. (UERJ) Considere o gráfico da desintegração radioativa de um isótopo:



Para que a fração de átomos não-desintegrados seja 12,5% da amostra inicial, o número necessário de dias é:
a) 10. b) 15. c) 20. d) 25.

15. (UFRJ) A tabela a seguir apresenta os tempos de meia-vida de diversos radioisótopos:

Radioisótopo	Tempo de meia-vida
$^{206}T\ell$	4 min
$^{207}T\ell$	5 min
^{209}Pb	3 horas
^{211}Bi	2 min
^{213}Bi	47 min
^{223}Ra	11 dias
^{225}Ac	10 dias

a) O metal alcalino-terroso relacionado na tabela emite uma partícula alfa.
Determine o número de nêutrons do produto dessa desintegração.
b) Por decaimentos sucessivos, a partir do $^{219}_{86}Rn$, ocorrem as emissões de duas partículas alfa e uma partícula beta, originando um novo radioisótopo **X**:

$$^{219}Rn \longrightarrow X + \text{emissões}$$

Consultando a tabela apresentada, determine o tempo necessário para que uma massa inicial de 400 g de **X** seja reduzida a 100 g.

16. (ENEM) Considere os seguintes acontecimentos ocorridos no Brasil:

- Goiás, 1987: um equipamento contendo césio radioativo, utilizado em medicina nuclear, foi encontrado em um depósito de sucatas e aberto por pessoa que desconhecia o seu conteúdo. Resultado: mortes e conseqüências ambientais sentidas até hoje.
- Distrito Federal, 1999: cilindros contendo cloro, gás bactericida utilizado em tratamento de água, encontrados em um depósito de sucatas, foram abertos por pessoa que desconhecia o seu conteúdo. Resultado: mortes, intoxicações e conseqüências ambientais sentidas por várias horas.

Para evitar que novos acontecimentos dessa natureza venham a ocorrer, foram feitas as seguintes propostas para a atuação do Estado:

I — Proibir o uso de materiais radioativos e gases tóxicos.
II — Controlar rigorosamente a compra, uso e destino de materiais radioativos e de recipientes contendo gases tóxicos.
III — Instruir usuários sobre a utilização e descarte destes materiais.
IV — Realizar campanhas de esclarecimentos à população sobre os riscos da radiação e da toxicidade de determinadas substâncias.

Dessas propostas, são adequadas apenas:
a) I e II. c) II e III. e) II, III e IV.
b) I e III. d) I, III e IV.

COMPLEMENTO

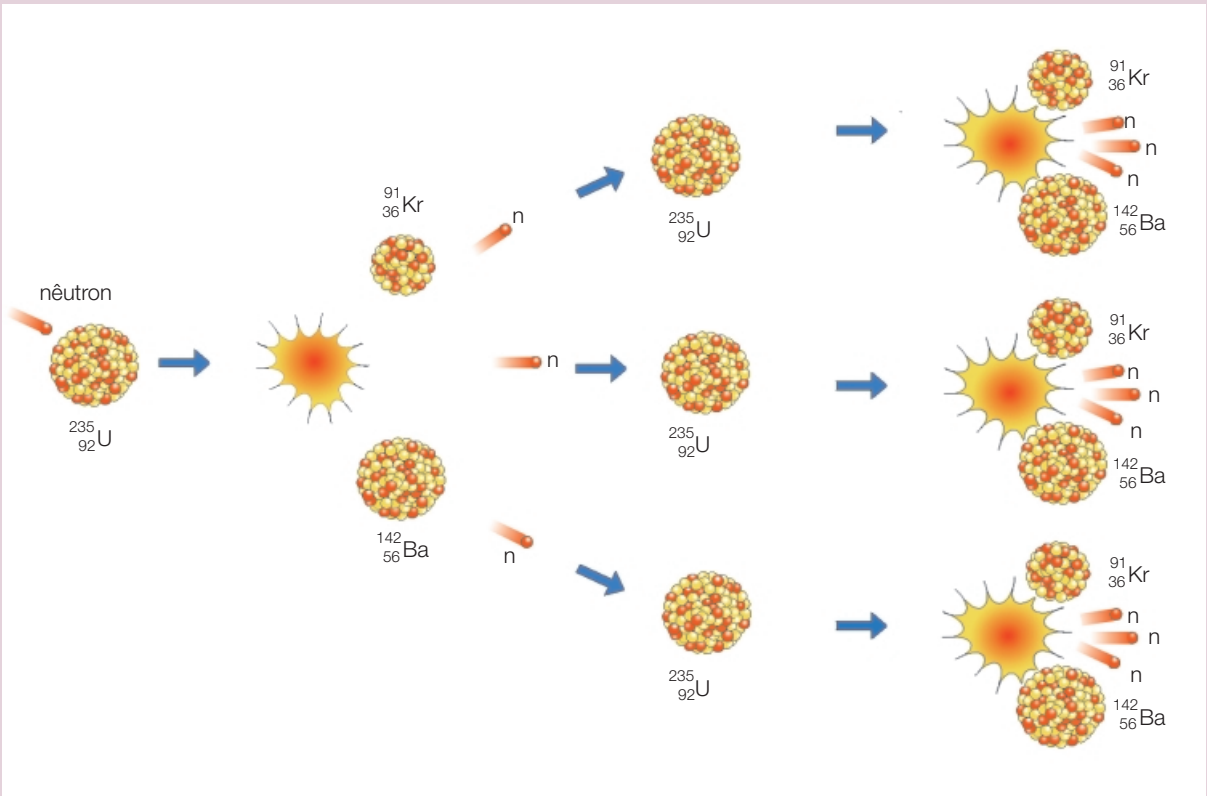
FENÔMENOS RADIOATIVOS E SUAS UTILIZAÇÕES

FISSÃO NUCLEAR

Em 1934, os cientistas italianos Enrico Fermi e Emílio Segrè bombardearam átomos de urânio com nêutrons, encontrando quatro espécies radioativas como produtos, uma delas o neptúnio (Z = 93).

Os químicos alemães Otto Hahn e Fritz Strassman, repetindo essa experiência, detectaram, entre os produtos, átomos de bário, o qual apresenta número atômico pouco maior que a metade do número atômico do urânio. Concluíram então que o urânio estava sendo fissionado (dividido), fenômeno que recebeu o nome de **fissão nuclear**.

Outros experimentos mostraram que a fissão só acontece com o isótopo 235 do urânio e com grande liberação de energia. A partir de uma determinada quantidade (massa crítica) desse elemento, a reação ocorre em cadeia, liberando energia num intervalo de tempo muito pequeno.



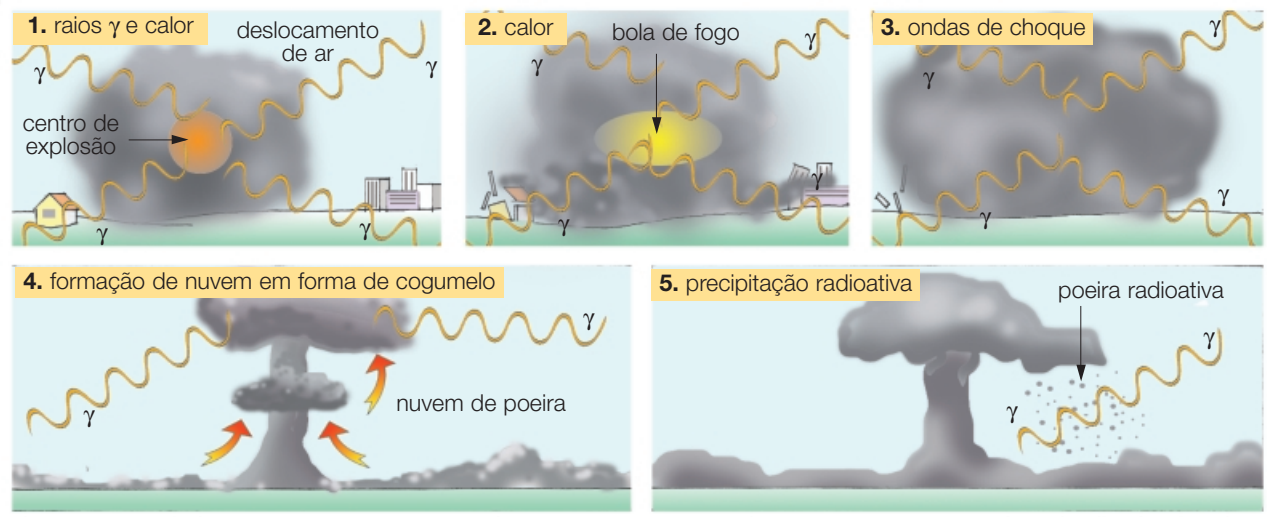
Pela representação esquemática, podemos perceber que os nêutrons produzidos na fissão de um átomo de ^{235}U podem provocar a fissão de outros átomos de ^{235}U, até que todos esses átomos tenham sofrido fissão, numa reação em cadeia.

A bomba atômica

Em 1945, os Estados Unidos conseguiram obter as massas críticas de urânio e de plutônio necessárias para produzir a reação em cadeia. Foi produzida, então, a primeira bomba atômica, detonada em 16 de julho de 1945 no deserto do Novo México. A idéia de apressar o término da Segunda Guerra Mundial levou o presidente americano Harry Truman a ordenar o lançamento de bombas atômicas sobre o Japão. Em 6 de agosto do mesmo ano foi lançada sobre Hiroshima uma bomba atômica de urânio chamada *Little-boy*.

A bomba detonada sobre Hiroshima tinha **7 quilogramas** de $^{235}_{92}U$ e um poder destrutivo equivalente a **20 mil toneladas de TNT**, ou seja, a uma bomba de 20 quiloton, que provocou a morte imediata de aproximadamente 100 mil pessoas. Três dias depois, foi lançada outra bomba atômica de plutônio sobre a cidade de Nagasaki, resultando na morte imediata de 20 mil pessoas.

A seqüência a seguir mostra os eventos que ocorrem na explosão de uma bomba atômica:



Reator nuclear

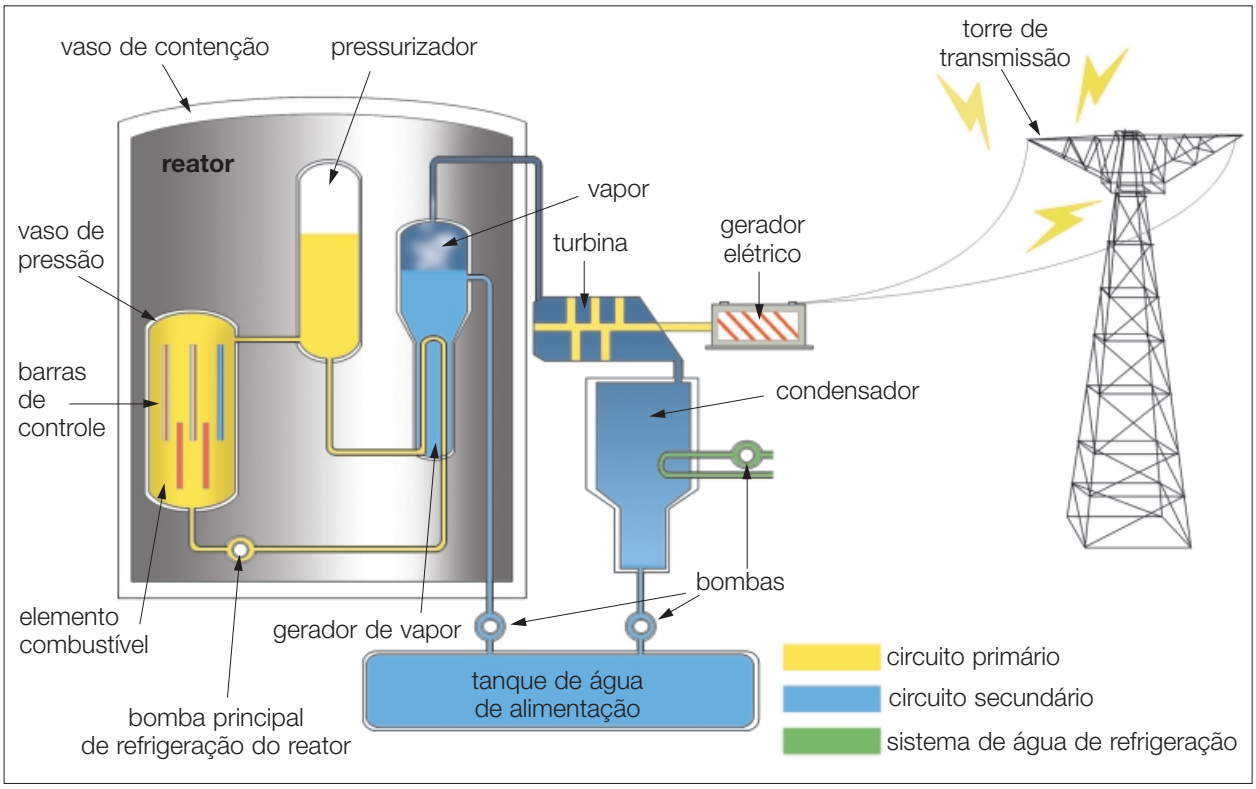
Reator nuclear é um dispositivo que permite controlar o processo de fissão nuclear. A energia liberada durante o processo é usada para transformar água líquida em vapor, que faz girar uma turbina, gerando energia elétrica.

Ao deixar a turbina, esse vapor passa por um trocador de calor, é resfriado por água de uma fonte externa (um rio, por exemplo) e volta na forma de água líquida ao circuito principal.


CEDOC

A usina nuclear de Angra dos Reis, como muitas outras no mundo, gera energia elétrica a partir de fissão nuclear.

Veja, a seguir, esquema do reator nuclear de Angra dos Reis I:



Fonte: http://www.eletronuclear.gov.br/novo/sys/interna.asp?IdSecao_9&secao_mae=2

O uso desses reatores acontece em instalações denominadas **usinas** e é vantajoso sob vários pontos de vista, embora sua implantação deva ser muito bem avaliada, levando em conta os benefícios e possíveis riscos.

Em 26 de abril de 1986, o coração do reator nuclear da usina situada em Chernobyl (Ucrânia), devido a um superaquecimento, sofreu uma avaria que provocou o vazamento de material radioativo. Um número grande de pessoas sofreu morte imediata e muitas outras morreram nas semanas e nos meses seguintes devido a doenças provocadas pela radiação. Milhares de pessoas foram retiradas do local, e a área ao redor da usina ficará contaminada por muitas décadas.

Um problema na utilização dessas usinas é a produção de **lixo nuclear**: os produtos obtidos na fissão são altamente radioativos e precisam ser acondicionados e isolados do meio ambiente por centenas de anos para evitar a contaminação por radiação.


CEDOC

Trabalhadores em armazenagem de lixo nuclear devem usar trajes apropriados para minimizar o risco potencial de serem contaminados.

FUSÃO NUCLEAR

Praticamente toda a energia que a Terra recebe do Sol é produzida num processo denominado **fusão nuclear**:

$$4\ {}^{1}_{1}H \xrightarrow[\text{muito altas}]{\text{temperaturas}} {}^{4}_{2}He + 2\ {}^{0}_{+1}e \quad (\text{pósitron})$$

Esse processo libera quantidades de energia ainda maiores que a fissão nuclear. Um grama de hidrogênio, através da fusão, libera uma quantidade de energia igual à liberada na queima de 20 toneladas de carvão.

A primeira aplicação desse processo pelo ser humano foi na bomba de hidrogênio.

Uma das possibilidades de uso da fusão nuclear seria em equipamentos nos quais a reação possa ser controlada, aproveitando-se a gigantesca quantidade de energia liberada.

A construção desses reatores de fusão nuclear, no entanto, apresenta uma série de dificuldades. Uma delas é a adequação do material constituinte do recipiente no qual a fusão deve ocorrer, pois a temperatura atinge valores muito elevados.

DATAÇÃO COM CARBONO 14

A determinação da idade (datação) de artefatos usualmente envolve o isótopo do carbono, o **carbono 14**, que é formado nas camadas superiores da atmosfera pelo bombardeamento de nitrogênio por nêutrons cósmicos:

$${}^{14}_{7}N + {}^{1}_{0}n \longrightarrow {}^{14}_{6}C + {}^{1}_{1}H$$

As plantas e os animais incorporam o isótopo C-14 pelo CO_2 presente na atmosfera ou pela cadeia alimentar. Quando eles morrem, cessa a absorção do C-14 e, então, sua quantidade gradualmente diminui, de acordo com a equação de desintegração:

$${}^{14}_{6}C \longrightarrow {}^{0}_{-1}\beta + {}^{14}_{7}N$$

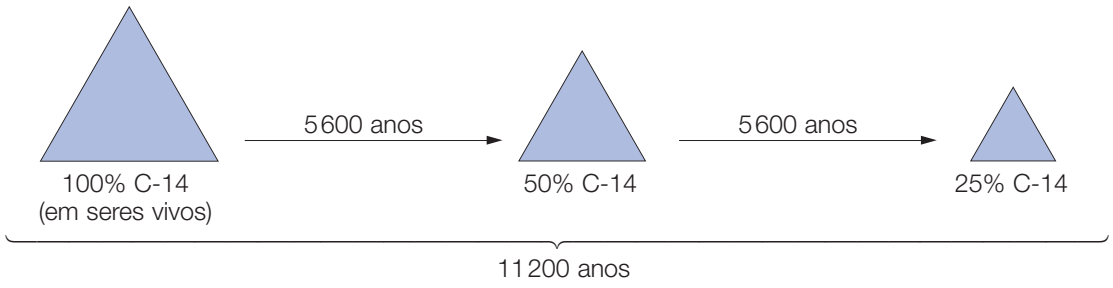
Conhecendo a meia-vida do C-14 (5600 anos), podemos determinar, então, a idade dos artefatos (fóssil, pergaminho, documentos etc.) em exame, pela determinação da quantidade desse isótopo presente neles. Como a velocidade com que o C-14 se forma na atmosfera é a mesma com que ele se desintegra, a sua concentração na Terra e nos organismos permanece constante: 10 ppb (em cada bilhão de átomos existem 10 átomos de C-14).

Assim, se um fóssil apresentar teor de C-14 de 2,5 ppb, essa concentração indica que ele possui 25% do teor de C-14 encontrado nos seres vivos, ou seja, desde a morte do animal, o C-14 completou duas meias-vidas:



CEDOC

Datações do teor de C-14 indicam que esta múmia egípcia tem 3100 anos.



Assim, podemos concluir que o fóssil tem 11 200 anos.

MEDICINA

Apesar dos efeitos nocivos da radioatividade, vários isótopos radioativos são usados em Medicina. É muito comum introduzir no organismo uma pequena quantidade de material radioativo a fim de determinar as condições de órgãos. Isso é possível pelo conhecimento de que vários compostos radioativos se acumulam em determinado órgão. Os isótopos que têm essa aplicação são denominados **radiotraçadores**.

Após o paciente receber uma dose do material radioativo, o radiologista determina o nível e a localização das radiações emitidas pelos isótopos. As radiações beta (β) ou gama (γ) incidem sobre filmes fotográficos, produzindo imagens do órgão que se pretende estudar.

INDÚSTRIA

Isótopos são usados em análise não-destrutiva de materiais e como radiotraçadores em processos industriais. Veja alguns exemplos:

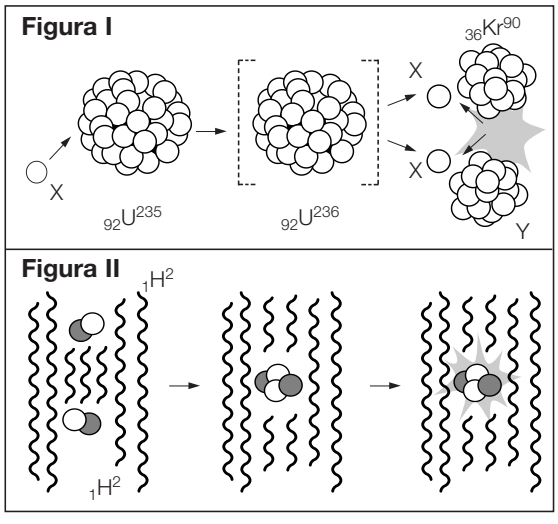
- Fe-59: medida de desgaste de molas e êmbolos de motores;
- P-32: medida de desgaste dos frisos de pneus;
- Na-24 e I-131: localização de pequenos vazamentos em tubulações de água e medida da espessura de lâminas metálicas.

AGRICULTURA E ALIMENTAÇÃO

Para impedir o crescimento de agentes produtores da deterioração de alimentos, costuma-se fazer a pasteurização térmica e a conservação refrigerada. Porém, muitos alimentos frescos não podem ser submetidos a esses processos, como carnes, peixes, mariscos, aves etc. Esses alimentos são submetidos a radiações que destroem fungos e bactérias, principais responsáveis pelo apodrecimento.

Exercícios

1. (ENCE-UERJ-Cefet-UFRJ) As figuras a seguir representam reações nucleares: a figura **I** representa uma reação que envolve o isótopo 235 do urânio e a **II**, outra reação, que envolve o isótopo 2 do hidrogênio.



a) Identifique a partícula designada por **X**.
b) Escreva a equação que representa a formação de **Y**.
c) Identifique as reações nucleares representadas nas figuras **I** e **II**.
d) Indique em qual das reações citadas há maior desprendimento de energia por unidade de massa.

2. (Puccamp-SP) A reação de fissão do urânio 235 tem início com o bombardeamento do núcleo atômico por nêutrons, segundo a equação:

$$^{1}_{0}n + {}^{235}_{92}U \longrightarrow \mathbf{x}\ \text{(muito instável)}$$

$$\mathbf{x} \longrightarrow 3\,{}^{1}_{0}n + {}_{35}Br + {}^{146}_{57}La$$

Os números de massa de **x** e Br são, respectivamente:

a) 233 e 85.
b) 235 e 90.
c) 236 e 87.
d) 237 e 84.
e) 238 e 91.

3. (UECE) Associe as reações nucleares cujas equações encontram-se listadas na **1ª coluna — reações nucleares** (de **I** a **IV**) com os nomes dos fenômenos listados na **2ª coluna — nome do fenômeno** (de **a** a **d**).

1ª coluna — reações nucleares

I — $4\,{}^{1}_{1}H \longrightarrow {}^{4}_{2}He + 2\,{}^{0}_{+1}\beta + {}^{0}_{0}\gamma$

II — ${}^{235}_{92}U + {}^{1}_{0}n \longrightarrow {}^{140}_{56}Ba + {}^{94}_{36}Kr + 2\,{}^{1}_{0}n$

III — ${}^{27}_{13}A\ell + {}^{4}_{2}\alpha \longrightarrow {}^{30}_{15}P + {}^{1}_{0}n$

IV — ${}^{232}_{90}Th \longrightarrow {}^{228}_{88}Ra + {}^{4}_{2}\alpha$

2ª coluna — nome do fenômeno

a) transmutação artificial
b) desintegração radiativa espontânea
c) fusão nuclear
d) fissão nuclear

Indique a opção em que todas as correspondências estejam corretas:

a) Ic — IId — IIIa — IVb
b) Ia — IIc — IIIb — IVd
c) Ib — IIa — IIId — IVc
d) Id — IIb — IIIc — IVa

4. (UNI-RIO) Nos produtos de fissão do urânio 235, já foram identificados mais de duzentos isótopos pertencentes a 35 elementos diferentes. Muitos deles emitem radiação α, β e γ, representando um risco à população. Dentre os muitos nuclídeos presentes no lixo nuclear, podemos destacar o ^{137}Cs (Césio 137), responsável pelo acidente ocorrido em Goiânia. Partindo do ^{137}I, quantas e de que tipo serão as partículas radioativas emitidas até se obter o Cs 137?

a) 1 partícula β.
b) 1 partícula α.
c) 2 partículas β.
d) 2 partículas α.
e) 2 partículas γ.

5. (UFPI) No acidente nuclear de Chernobyl, a falha no sistema de refrigeração resultou no aquecimento que deu origem a uma explosão seguida de incêndio de grandes blocos de grafite, lançando no ar de 6 a 7 toneladas de material radioativo. A alternativa usada para controlar o processo foi o aterramento do reator com toneladas de areia e concreto. Indique a alternativa correta:

a) O ${}^{235}_{92}U$ decai com a emissão de 7 partículas α e 4 partículas β para produzir ${}^{206}_{82}Pb$.
b) Os efeitos sobre o meio ambiente pela liberação do isótopo ^{137}Cs (meia-vida $\cong$ 30 anos) deverão ser detectados até 30 anos após o acidente.
c) A energia gerada em usinas nucleares se origina de um processo de fusão nuclear.
d) A fissão do ${}^{235}_{92}U$ se dá por um processo de reação em cadeia.
e) Blocos de grafite funcionam como aceleradores, aumentando a velocidade dos nêutrons.

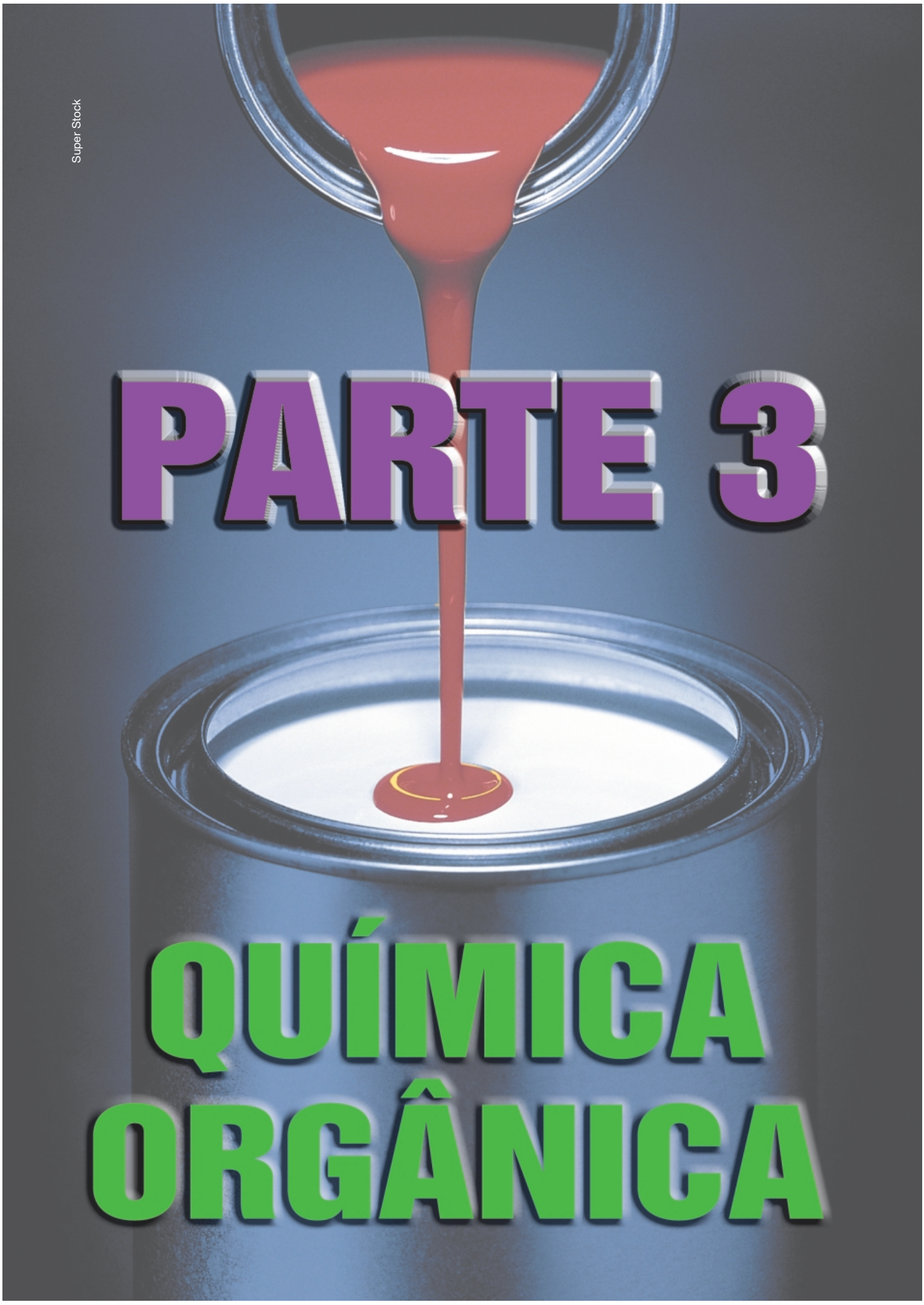
6. (UnB-DF) O processo de irradiação pode ser utilizado para aumentar o tempo de conservação dos alimentos, por meio da eliminação de microrganismos patogênicos e de insetos. A irradiação geralmente é feita com raios gama originados do cobalto-60. Acerca da radiação, julgue os itens a seguir:

a) A radiação gama é originada de uma transformação química.
b) Se um átomo de cobalto-60 emite apenas radiação gama, isso significa que ele não sofre uma transmutação.
c) Um alimento irradiado contém átomos de cobalto-60 que lhe foram adicionados no processo de tratamento.
d) No processo de irradiação, o feixe de raios gama pode ser direcionado aos alimentos por meio de placas elétricas devidamente polarizadas, que desviam tais raios.

7. (UFGO) Nas camadas superiores da atmosfera, devido à interação entre nêutrons e isótopos 14 do nitrogênio, ocorre a produção de isótopos 14 do carbono. Esse carbono, que é radioativo, pode combinar-se com o gás oxigênio, produzindo gás carbônico, que se distribui pelo planeta (nos oceanos, na atmosfera e na biosfera).

Baseando-se nessas informações, julgue as proposições a seguir:

a) O isótopo 14 do carbono não faz parte do ciclo do carbono na natureza.
b) A interação entre nêutrons e nitrogênios, produzindo isótopos de carbono, assim como a combinação entre carbono e oxigênio, produzindo gás carbônico, são exemplos de reações químicas.
c) O carbono, isótopo 14, pode ser utilizado na determinação da idade de materiais orgânicos fossilizados.
d) Átomos do isótopo 14 do carbono podem ser encontrados em proteínas humanas.


Super Stock
PARTE 3
QUÍMICA
ORGÂNICA

Introdução à Química Orgânica

OS PRIMÓRDIOS DA QUÍMICA ORGÂNICA

A primeira utilização de compostos orgânicos pelo ser humano ocorreu com a descoberta do fogo: quase tudo o que sofre combustão (queima) é um composto orgânico.

O ser humano vem usando substâncias orgânicas e suas reações desde a mais remota Antigüidade. Já na Pré-História, uma dessas substâncias — o álcool etílico — era obtida a partir da reação de fermentação do suco de uva, e quando o vinho se oxidava (azedava), obtinha-se o vinagre.



A energia liberada na queima da madeira era aproveitada em fornos como esse, usados na Mesopotâmia aproximadamente em 3500 a.C., com a finalidade de transformar peças de argila em cerâmica.

Somente no final do século XVIII e começo do século XIX, os químicos começaram a se dedicar ao estudo das substâncias encontradas em organismos vivos, tentando, durante muito tempo, purificar, isolar e identificar tais substâncias. Eles logo perceberam que as substâncias assim obtidas apresentavam propriedades diferentes das substâncias obtidas a partir de minerais.

Nessa época acreditava-se na teoria da força vital, proposta por Berzelius, segundo a qual os compostos orgânicos só podiam ser produzidos por organismos vivos. A uréia, por exemplo, era obtida a partir da urina, onde ela existe devido à degradação de proteínas nos organismos.

Em 1828, Friedrich Wöhler conseguiu produzir a uréia a partir de um composto inorgânico, o cianato de amônio:

$$NH_4^+CNO^- \xrightarrow{\Delta} O = C \begin{matrix} NH_2 \\ NH_2 \end{matrix}$$

inorgânico (cianato de amônio) — **orgânico** (uréia)

Com isso, caiu por terra a teoria da força vital, e a produção de compostos orgânicos cresceu de maneira exponencial, tornando a Química Orgânica o ramo da Química mais estudado. Na tabela a seguir pode-se ter uma idéia da rapidez desse desenvolvimento:

Ano	1880	1910	1940	1960	1970	1980	1990
Nº de compostos orgânicos conhecidos	12000	150000	500000	1000000	2000000	5500000	7000000

Para efeito comparativo, é interessante saber que o número de compostos inorgânicos conhecidos atualmente é **inferior a 200 000**.

QUÍMICA ORGÂNICA HOJE

Todo **composto orgânico** apresenta o elemento **carbono** na sua composição. Porém, alguns compostos inorgânicos apresentam carbono (por exemplo, diamante, grafita, monóxido de carbono, carbonatos). A partir dessa idéia central, tem-se a definição atual de Química Orgânica:

A **Química Orgânica** é um ramo da Química que estuda os compostos do elemento carbono com propriedades características.

Os compostos orgânicos estão presentes em todos os seres vivos. Em nosso organismo, desconsiderando-se a água, há mais de 60% em massa de compostos orgânicos, na forma de proteínas, lipídios e carboidratos.

Carboidratos como o açúcar comum, a glicose e a celulose são constituídos de carbono, hidrogênio e oxigênio.

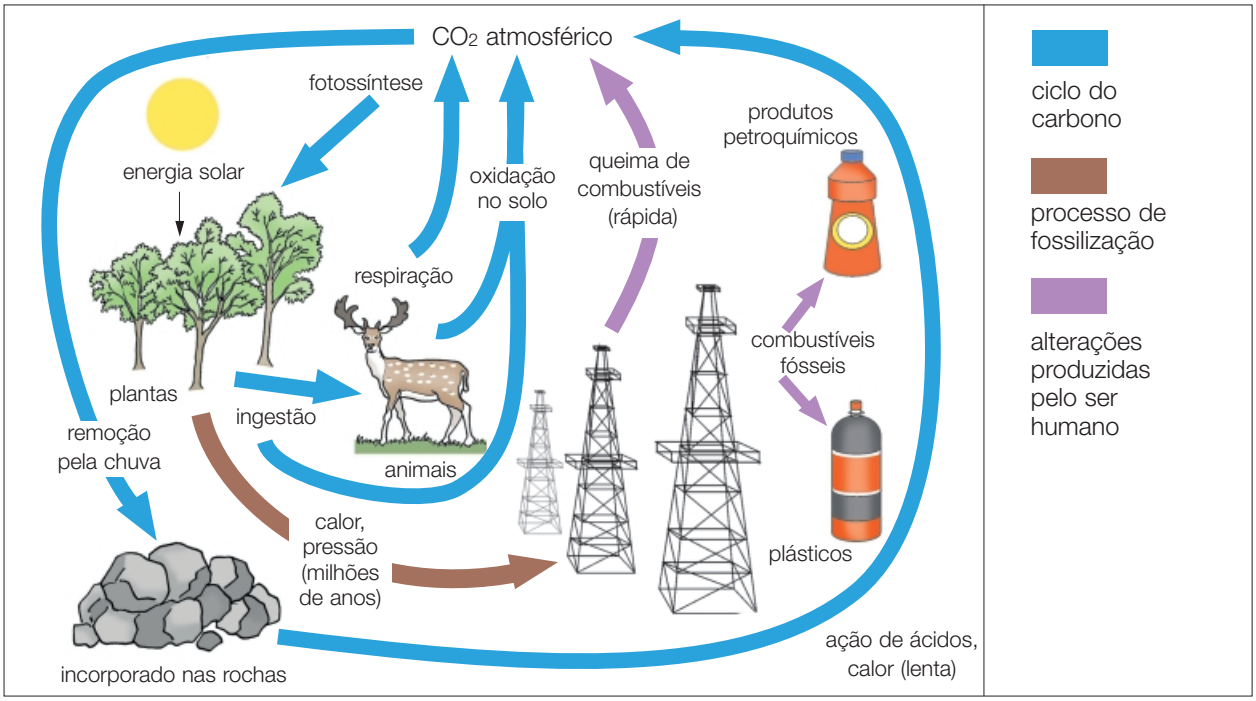
A glicose ($C_6H_{12}O_6$) é produzida pelas plantas clorofiladas, principalmente as algas microscópicas de rios e oceanos, em um processo denominado **fotossíntese**. Nesse processo a energia solar faz com que o gás carbônico e a água se combinem:

$$\underset{\text{gás carbônico}}{6\ CO_2 + 6\ H_2O} \xrightarrow{\text{fotossíntese}} \underset{\text{glicose}}{C_6H_{12}O_6} + 6\ O_2$$

Em nosso organismo a glicose é metabolizada num processo conhecido por **respiração**. Nesse processo ocorre a formação de CO_2 e H_2O e a liberação de energia necessária para o funcionamento do organismo.

$$C_6H_{12}O_6 + 6\ O_2 \xrightarrow{\text{respiração}} 6\ CO_2 + 6\ H_2O$$

A combinação desses dois processos (fotossíntese e respiração) é denominada **ciclo do carbono**. O esquema a seguir mostra o ciclo do carbono (setas azuis), o processo secundário de fossilização (seta marrom), por meio do qual se formam petróleo e calcário, assim como as alterações produzidas no ciclo pelo ser humano (setas roxas).



Além dos compostos orgânicos naturais, presentes em todos os alimentos que ingerimos, o ser humano conseguiu sintetizar um número muito grande de novos compostos orgânicos, que se tornaram responsáveis por modificações dos nossos hábitos de vida, e dos quais acabamos nos tornando dependentes. Um exemplo bem conhecido desses compostos são os plásticos.

UNIDADE 19
Compostos orgânicos

COMPOSIÇÃO

Os principais elementos presentes na grande maioria dos compostos orgânicos, além do **carbono**, cuja presença é obrigatória, são: o **hidrogênio** (**H**), o **oxigênio** (**O**), o **nitrogênio** (**N**), **halogênios** e o **enxofre** (**S**). Para entender melhor as estruturas dos compostos orgânicos, é conveniente lembrar o número de ligações covalentes que cada um desses elementos deve efetuar:

Elemento	Valência	Possibilidades de ligações
carbono	tetravalente	$-\overset{|}{\underset{|}{C}}-$ $\quad >C=$ $\quad -C\equiv$ $\quad =C=$
hidrogênio	monovalente	$H-$
oxigênio e enxofre	bivalente	$-O-$ $\quad O=$
nitrogênio e fósforo	trivalente	$-\overset{|}{N}-$ $\quad -N=$ $\quad N\equiv$
halogênios	monovalente	$F-$ $\quad C\ell-$ $\quad Br-$ $\quad I-$

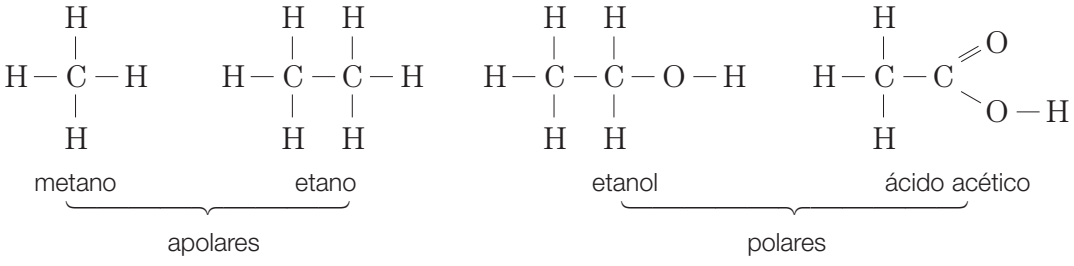
CARACTERÍSTICAS GERAIS

Pelos elementos que formam os compostos orgânicos, podemos deduzir que o tipo de ligação predominante é o covalente. As ligações mais freqüentes envolvendo os compostos orgânicos acontecem entre átomos de carbono ou entre átomos de carbono e hidrogênio.

Como os átomos unidos apresentam uma pequena diferença de eletronegatividade, essas ligações são praticamente **apolares**.

Portanto, os compostos orgânicos formados somente por carbono e por carbono e hidrogênio são apolares.

Quando, na molécula de um composto orgânico, houver um outro elemento químico além de carbono e hidrogênio, suas moléculas passarão a apresentar uma certa polaridade.



TEMPERATURA DE FUSÃO E TEMPERATURA DE EBULIÇÃO

As temperaturas de fusão e de ebulição dos compostos orgânicos geralmente são menores do que nos compostos inorgânicos. Isso se deve ao fato de que os compostos orgânicos apresentam interações intermoleculares mais fracas.

Essa característica também justifica que, à temperatura ambiente, os compostos orgânicos sejam encontrados nos três estados físicos, enquanto os compostos iônicos sejam encontrados somente no estado sólido:

Fórmula	C_4H_{10}	C_2H_6O	C_6H_6O	$NaC\ell$
Nome e aplicação	butano gás de isqueiro	etanol álcool comum	fenol (ácido fênico) bactericida	cloreto de sódio alimentação
Temperatura de fusão	–138 °C	–117 °C	41 °C	801 °C
Temperatura de ebulição	0 °C	78,3 °C	182 °C	1 413 °C
Estado físico (a 25 °C e 1 atm)	gasoso	líquido	sólido	sólido

SOLUBILIDADE

Os compostos orgânicos apolares são praticamente insolúveis em água e tendem a se dissolver em outros compostos orgânicos, sejam eles polares ou apolares.

Fotos: Thales Trigo



A graxa (orgânica) é removida quando a dissolvemos com gasolina (orgânica).

Há compostos orgânicos que são polares e podem se dissolver na água: açúcar, álcool comum, ácido acético (contido no vinagre), acetona etc.

COMBUSTIBILIDADE

A maioria dos compostos que sofrem combustão (queima) é de origem orgânica.

Grande parte da energia consumida atualmente provém da combustão de compostos orgânicos, como o gás utilizado em fogões e o álcool dos automóveis.



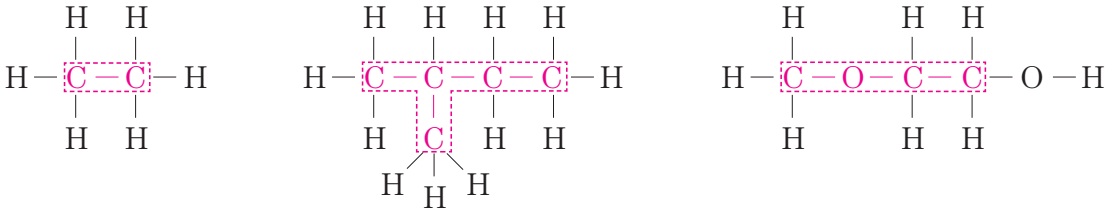


Fotos: Thales Trigo

CAPACIDADE DE FORMAR CADEIAS

Os átomos de carbono têm a propriedade de se unir formando estruturas denominadas **cadeias carbônicas**. Essa propriedade é a principal responsável pela existência de milhões de compostos orgânicos.

Veja alguns exemplos de cadeias:

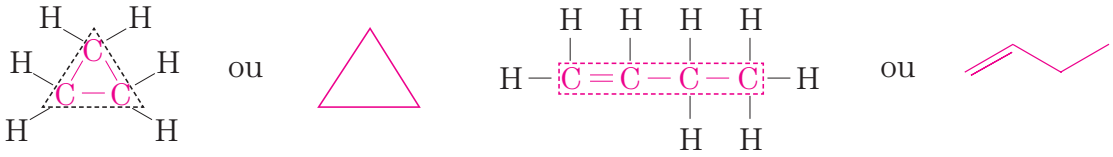


Observação:

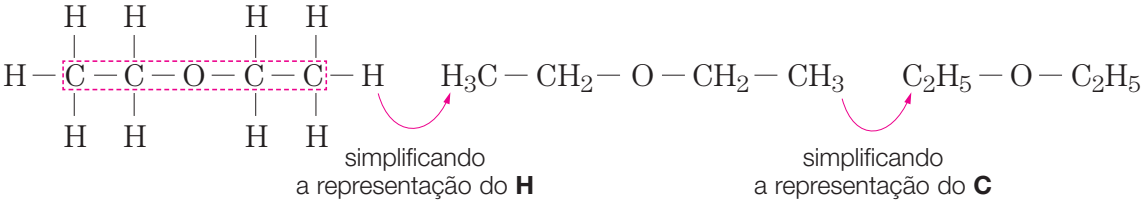
Uma cadeia carbônica pode apresentar, além de átomos de carbono, átomos de outros elementos, desde que eles estejam **entre** os átomos de carbono. Os elementos diferentes do carbono que mais freqüentemente podem fazer parte da cadeia carbônica são: **O**, **N**, **S**, **P**. Nessa situação, esses átomos são denominados **heteroátomos**.

Repare que os elementos mencionados são bivalentes ou trivalentes. Logo, o hidrogênio e os halogênios (flúor, cloro, bromo, iodo etc.), por serem monovalentes, nunca farão parte de uma cadeia carbônica, embora façam parte da molécula.

Existe outra maneira de representar a cadeia de um composto orgânico. Nesse tipo de representação, não aparecem nem os carbonos nem os hidrogênios ligados aos carbonos. As ligações entre os carbonos são indicadas por traços (—), localizando-se os carbonos nos pontos de inflexão e nas extremidades dos traços.



Para simplificar ainda mais a representação, podemos indicar, por meio de índices, a quantidade de átomos de hidrogênio e carbono presente na estrutura:

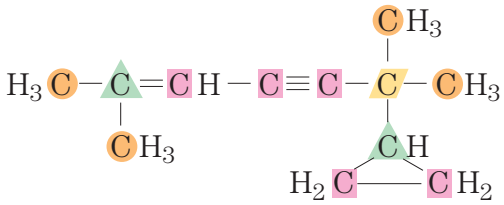


CLASSIFICAÇÃO DO CARBONO

Numa cadeia, cada carbono é classificado de acordo com o número de outros átomos de carbono a ele ligados. Assim, temos:

Carbono	Definição
primário	ligado diretamente, **no máximo**, a **1** outro carbono
secundário	ligado diretamente a **2** outros carbonos
terciário	ligado diretamente a **3** outros carbonos
quaternário	ligado diretamente a **4** outros carbonos

Agora, utilizando as definições vistas, vamos classificar todos os átomos de carbono presentes na estrutura a seguir:



carbonos c = primários
carbonos c = secundários
carbonos c = terciários
carbonos c = quaternários

Observe que a presença de dupla ou tripla ligação não influi na classificação do carbono.

Uma outra maneira de classificar os carbonos é quanto ao tipo de ligação existente em cada carbono:

a) **saturado**: quando apresenta quatro ligações simples $-\overset{|}{\underset{|}{C}}-$. Essas ligações são denominadas sigma (σ).

b) **insaturado**: quando apresenta pelo menos uma ligação dupla (=) ou então uma tripla (≡). Assim, temos:

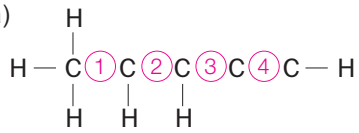
$$-\overset{|}{C}= \qquad =C= \qquad -C\equiv$$

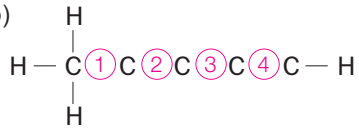
Na dupla ligação, uma é denominada sigma (σ) e a outra, pi (π).

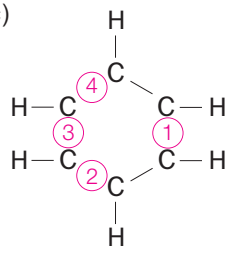
Na tripla ligação, uma é denominada sigma (σ) e duas, pi (π).

Exercícios de classe

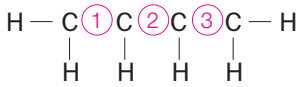
1. Quais as ligações (simples, duplas ou triplas) **entre** átomos de carbono que completam de maneira adequada as estruturas, nas posições indicadas por ①, ②, ③ e ④?

a)


b)


c)


2. O eritreno é um monômero que pode ser utilizado para a produção de borracha sintética. Sua fórmula estrutural pode ser representada por:



As posições ①, ② e ③ correspondem a ligações que existem entre carbonos. Indique quais são essas ligações, escrevendo a fórmula estrutural do eritreno.

3. As estruturas a seguir têm suas moléculas constituídas apenas por carbono e hidrogênio. Complete as valências dos carbonos com átomos de hidrogênio e escreva suas fórmulas estruturais simplificadas:

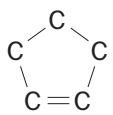
a) C — C — C — C

b) C = C — C = C

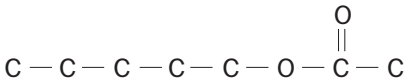
c) C = C = C — C

d) C ≡ C — C — C

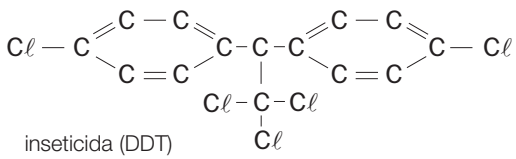
e) C ≡ C — C = C

f)


4. Abaixo estão representadas duas cadeias carbônicas:

I

substância responsável pelo sabor de banana

II

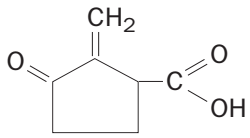


inseticida (DDT)

a) Escreva as duas fórmulas estruturais, completando as valências dos carbonos com os átomos de hidrogênio necessários.

b) Indique o número de carbonos primários, secundários, terciários e quaternários existentes em cada estrutura.

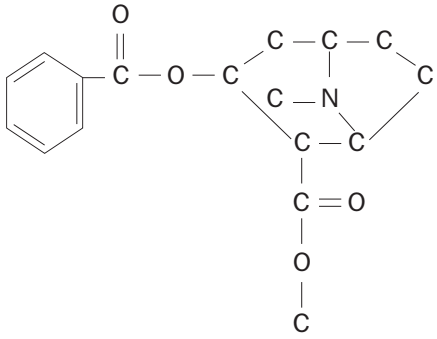
5. Um quimioterápico utilizado no tratamento do câncer é a sarcomicina, cuja fórmula estrutural pode ser representada por:



Escreva sua fórmula molecular e indique o número de carbonos secundários existentes em uma molécula deste quimioterápico.

6. A cocaína é um alcalóide extraído a partir das folhas da coca, usada como anestésico local e, ilegalmente, consumida como estimulante do sistema nervoso central. O uso da cocaína pode levar à dependência física e provocar períodos de grande depressão. Sua ingestão pode ser letal, mesmo em doses muito pequenas, dependendo da sensibilidade de cada pessoa.

Sua estrutura pode ser representada por:



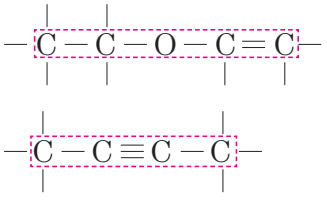
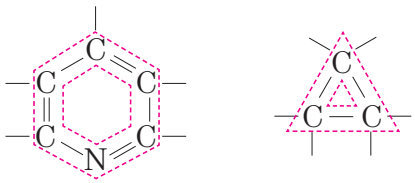
Determine sua fórmula molecular.

CLASSIFICAÇÃO DAS CADEIAS CARBÔNICAS

Cadeia carbônica é o conjunto de todos os átomos de carbono e de todos os heteroátomos que constituem a molécula de qualquer composto orgânico.

Existem vários critérios para classificar as cadeias. Vamos estudá-los separadamente.

DISPOSIÇÃO DOS ÁTOMOS DE CARBONO

Cadeia aberta, acíclica ou alifática	Cadeia fechada ou cíclica
Apresenta pelo menos duas extremidades e nenhum ciclo ou anel.	Não apresenta extremidades, e os átomos originam um ou mais ciclos (anéis).
	

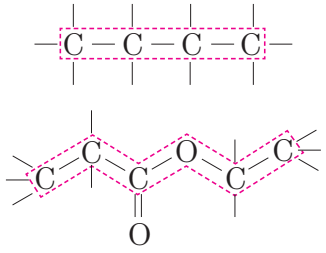
Essa classificação inicial é subdividida em classificações mais específicas.

Cadeias abertas, acíclicas ou alifáticas

Uma das maneiras de classificar as cadeias abertas é quanto à disposição dos átomos de carbono.

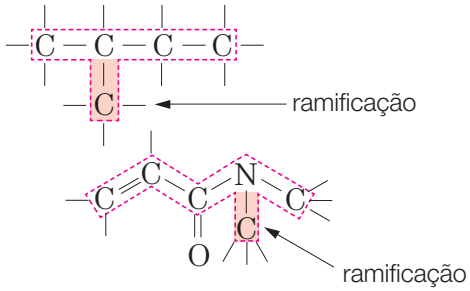
Cadeia normal, reta ou linear

Apresenta somente duas extremidades, e seus átomos estão dispostos numa única seqüência.



Cadeia ramificada

Apresenta no mínimo três extremidades, e seus átomos não estão dispostos numa única seqüência.

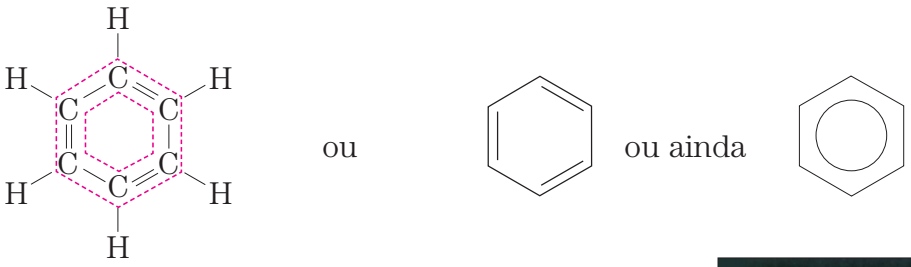


Cadeias fechadas ou cíclicas

As cadeias cíclicas subdividem-se em dois grupos: cadeias **aromáticas** e cadeias **alicíclicas**, ou **não-aromáticas**, ou **cicloalifáticas**.

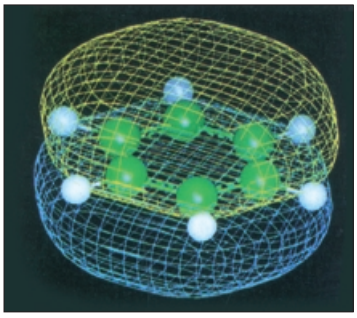
Cadeias aromáticas

São aquelas que apresentam pelo menos um anel benzênico. A mais simples delas é o benzeno (C_6H_6).



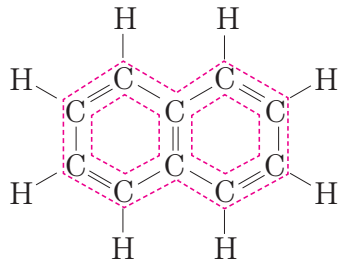
O círculo dentro do hexágono usado na última representação mostra um fenômeno estrutural destes compostos: a **ressonância**.

Esse fenômeno consiste na deslocalização das ligações π ao longo de todo o anel, formando duas nuvens eletrônicas — uma superior, outra inferior — que recobrem o anel (núcleo).

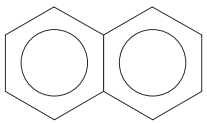


Modelo representa a deslocalização da dupla ligação.

Veja outros exemplos de cadeias aromáticas:

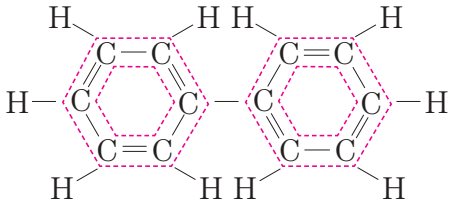


ou

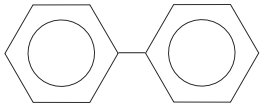


($C_{10}H_8$)

polinuclear condensada (mais de um anel — núcleo — com átomos de carbono comuns)



ou

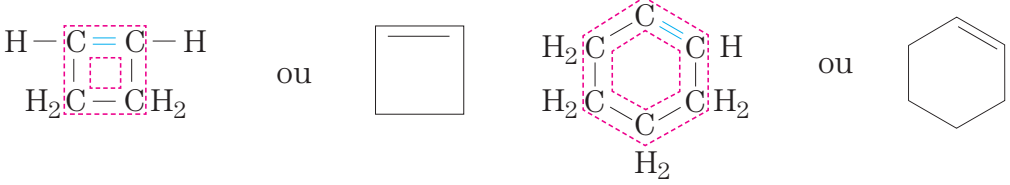


($C_{12}H_{10}$)

polinuclear isolada (mais de um núcleo sem átomos de carbono comuns)

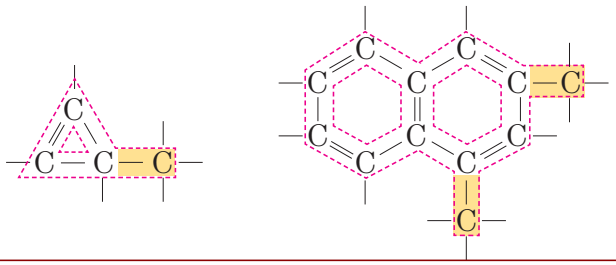
Cadeias alicíclicas, ou não-aromáticas, ou cicloalifáticas

São cadeias fechadas que não apresentam o núcleo aromático ou benzênico.



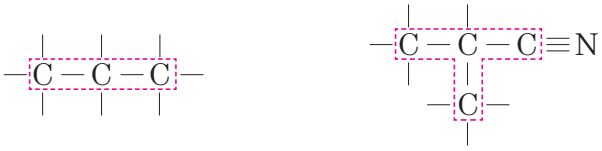
Observação:

Existem cadeias carbônicas cuja estrutura apresenta extremidades livres e ciclos. São denominadas cadeias mistas:

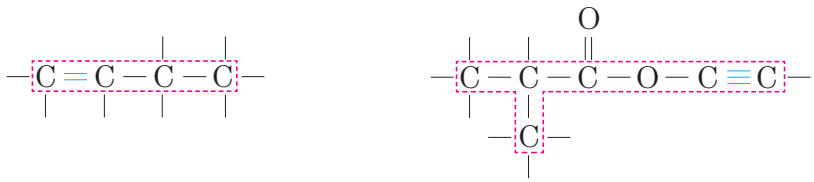


TIPO DE LIGAÇÃO ENTRE OS ÁTOMOS DE CARBONO

a) **Cadeia saturada** — é aquela que apresenta somente ligações **simples** entre os átomos de carbono constituintes da cadeia. Exemplos:



b) **Cadeia insaturada** ou **não-saturada** — apresenta pelo menos uma ligação **dupla** ou **tripla** entre os átomos de carbono. Exemplos:



NATUREZA DOS ÁTOMOS QUE COMPÕEM A CADEIA

a) **Cadeia homogênea** — é constituída somente por átomos de **carbono**. Exemplos:



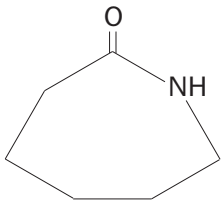
b) **Cadeia heterogênea** — existe pelo menos um heteroátomo entre os átomos de carbono que constituem a cadeia, sendo que os heteroátomos mais comuns são **O**, **N**, **S** e **P**. Exemplos:



SINOPSE DAS CADEIAS CARBÔNICAS	
Aberta, alifática, acíclica	**Fechada, cíclica**
• normal, reta ou linear • ramificada	• aromática • alicíclica, ou não-aromática, ou cicloalifática mononuclear = 1 anel polinuclear = mais de 1 anel
• saturada • insaturada	
• homogênea • heterogênea	

EXERCÍCIO RESOLVIDO

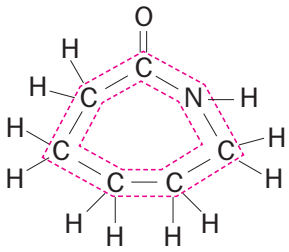
Uma das variedades de náilon pode ser obtida a partir da matéria-prima denominada **caprolactana**, que apresenta a seguinte fórmula estrutural:



A respeito dessa substância, pede-se:
a) sua fórmula molecular;
b) a classificação da sua cadeia.

SOLUÇÃO

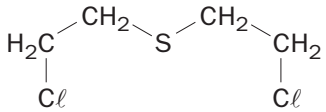
Inicialmente vamos escrever a estrutura, representando os carbonos e os hidrogênios e destacando a cadeia:



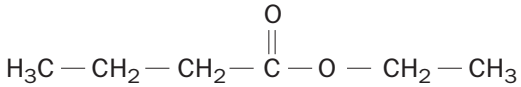
a) Sua fórmula molecular é $C_6H_{11}ON$.
b) A classificação da cadeia é:
- fechada alicíclica;
- saturada;
- heterogênea (heterocíclica);
- mononuclear (monocíclica).

Exercícios de classe

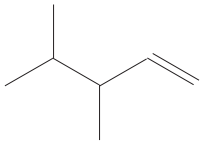
1. Classifique as cadeias carbônicas dos compostos indicados a seguir e determine suas fórmulas moleculares.

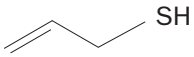
a) 

gás mostarda (usado em guerras químicas)

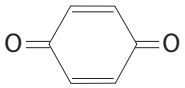
b) 

essência de abacaxi

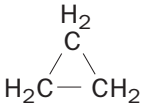
c) 

d) 

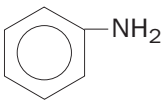
odor de alho

e) 

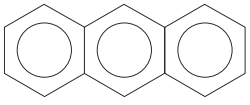
veneno secretado por besouros

f) 

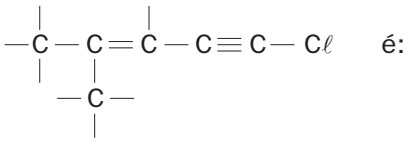
anestésico

g) 

matéria-prima para corantes

h) 
substância presente na fumaça do cigarro

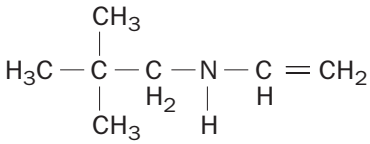
2. (UNA-MG) A cadeia



é:

a) aberta, heterogênea, saturada e normal.
b) acíclica, homogênea, insaturada e normal.
c) acíclica, homogênea, insaturada e ramificada.
d) alifática, heterogênea, ramificada e insaturada.
e) cíclica, aromática.

3. (LAVRAS) O composto

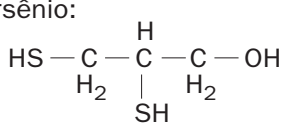


apresenta uma cadeia que pode ser classificada como:

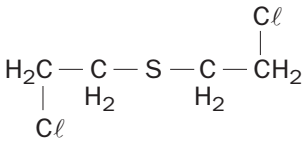
a) alicíclica, normal, heterogênea e saturada.
b) alicíclica, ramificada, homogênea e saturada.
c) alifática, ramificada, homogênea e insaturada.
d) alifática, ramificada, heterogênea e insaturada.
e) alifática, normal, homogênea e saturada.

4. Considere as seguintes substâncias e suas fórmulas estruturais:

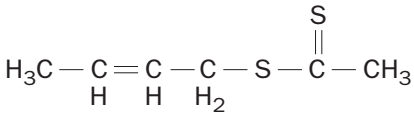
I — Antídoto efetivo no envenenamento por arsênio:



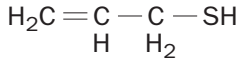
II — Gás mostarda, usado nas guerras químicas:



III — Uma das substâncias responsáveis pelo cheiro desagradável do gambá:

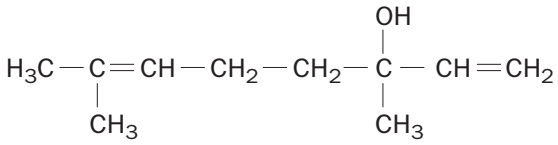


IV — Uma das substâncias responsáveis pelo cheiro de alho:



Qual(is) pode(m) ser classificada(s) como uma cadeia alifática, normal, insaturada e heterogênea?

5. (UFPA) O linalol, substância isolada do óleo de alfazema, apresenta a seguinte fórmula estrutural:



Essa cadeia carbônica é classificada como:

a) acíclica, normal, insaturada e homogênea.
b) acíclica, ramificada, insaturada e homogênea.
c) alicíclica, ramificada, insaturada e homogênea.
d) alicíclica, normal, saturada e heterogênea.
e) acíclica, ramificada, saturada e heterogênea.

6. (UEFS-BA) $CH_3SCH_2CH_2\underset{\displaystyle NH_2}{\underset{|}{C}}HCOOH$

A fórmula estrutural acima representa a metionina, um aminoácido importante para as funções hepáticas.

A cadeia desse composto pode ser classificada como:

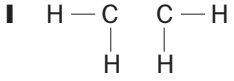
a) aromática e heterogênea.
b) ramificada e homogênea.
c) insaturada e cíclica.
d) aromática e homogênea.
e) acíclica e heterogênea.

Exercícios propostos

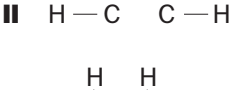
• Tipos de carbonos

1. (UFSC) Observe as estruturas orgânicas incompletas e identifique o(s) item(itens) correto(s):

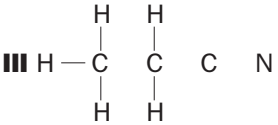
I



II



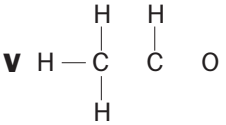
III



IV

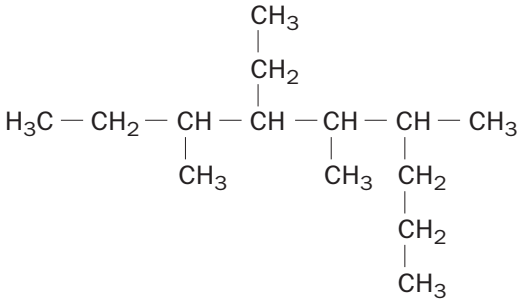


V



(01) Na estrutura **I** falta uma ligação simples entre os átomos de carbono.
(02) Na estrutura **II** falta uma ligação tripla entre os átomos de carbono.
(03) Na estrutura **III** faltam duas ligações simples entre os átomos de carbono e uma tripla entre os átomos de carbono e nitrogênio.
(04) Na estrutura **IV** faltam duas ligações simples entre os átomos de carbono e os halogênios e uma dupla entre os átomos de carbono.
(05) Na estrutura **V** falta uma ligação simples entre os átomos de carbono e uma simples entre os átomos de carbono e oxigênio.

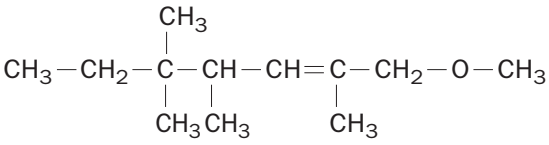
2. (UFSM-RS) No composto



as quantidades totais de átomos de carbono primário, secundário e terciário são, respectivamente:

a) 5, 2 e 3.
b) 3, 5 e 2.
c) 4, 3 e 5.
d) 6, 4 e 4.
e) 5, 6 e 5.

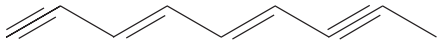
3. (UEPI) Na estrutura abaixo



as quantidades de carbonos primário, secundário, terciário e quaternário são, respectivamente:

a) 6, 3, 2 e 2.
b) 6, 2, 2 e 1.
c) 7, 2, 2 e 1.
d) 5, 4, 3 e 2.
e) 5, 3, 3 e 1.

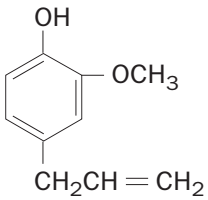
4. (PUC-RJ) A fórmula molecular de um hidrocarboneto com cadeia carbônica



é:

a) C_9H_8.
b) C_9H_7.
c) C_9H_{10}.
d) C_9H_{12}.
e) C_6H_{11}.

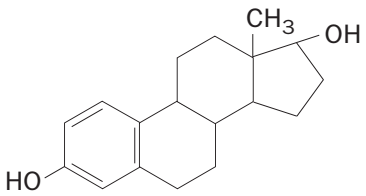
5. (UNEB-BA) O eugenol, um composto orgânico extraído do cravo-da-índia, pode ser representado pela fórmula estrutural:



Com base nessa informação, pode-se concluir que a fórmula molecular do eugenol é:

a) $C_{10}H_{11}O$.
b) $C_{10}H_{11}O_3$.
c) $C_{10}H_{11}O_2$.
d) $C_{10}H_{12}O$.
e) $C_{10}H_{12}O_2$.

6. O estradiol é o mais importante dos hormônios conhecidos como estrógenos. Os estrógenos são responsáveis pelo desenvolvimento de características sexuais femininas e exercem um papel importante na estimulação da ovulação. Sua estrutura pode ser representada por:

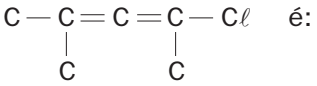


Com base na estrutura do estradiol, indique sua fórmula molecular.

7. Determine as fórmulas estruturais e moleculares de uma substância que não apresenta anéis na sua estrutura e é formada por hidrogênios, cinco carbonos primários, um carbono quaternário e um carbono terciário.

• Classificação das cadeias

8. (Unitau-SP) A cadeia



é:

a) aberta, heterogênea, saturada e normal.
b) acíclica, homogênea, insaturada e normal.
c) acíclica, homogênea, insaturada e ramificada.
d) alifática, heterogênea, ramificada e insaturada.
e) acíclica, heterogênea, insaturada e ramificada.

9. (Fafeod-MG) Identifique a cadeia carbônica ramificada, homogênea, saturada:

a) $CH_3 - O - CH_2 - CH(CH_3)_2$

b)



c) $CH_3 - \underset{\displaystyle OH}{\underset{|}{C}}HCH = C(CH_3)_2$

d) $(CH_3)_2CH - \underset{\displaystyle O}{\underset{\|}{C}} - CH_3$

e) $CH_3(CH_2)_3CH_3$

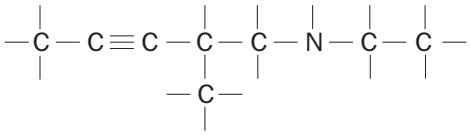
10. (UFSC) Quanto à classificação das cadeias carbônicas, pode-se afirmar que:

I — uma cadeia saturada contém ligações duplas entre carbono e carbono.
II — uma cadeia heterogênea apresenta um átomo diferente do átomo de carbono ligado pelo menos a dois carbonos.
III — uma cadeia normal apresenta cadeias laterais ou ramificações.

IV — uma cadeia aromática mononuclear pode possuir mais de um grupo aromático.

V — uma cadeia aromática polinuclear não pode ser dita saturada.

VI — a classificação correta para



é: aberta, heterogênea, ramificada, insaturada.

a) Quais das afirmações estão corretas?
b) Justifique a afirmação **V**.

11. (UFV-MG) Considerando os compostos a seguir:

I $H_3C - (CH_2)_2 - CH_3$

II $C(CH_3)_3 - CH_2 - CH_3$

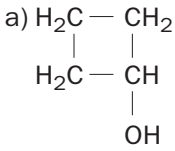
III $H_3CCH_2CH(CH_3)_2$

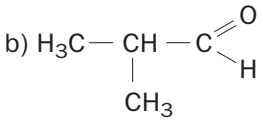
IV $H_3CCH_2CH(OH)CH_3$

V $H_3CCHBrCHBrCH_3$

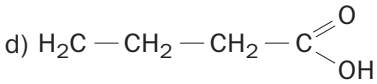
a) Quais deles apresentam cadeias carbônicas ramificadas?
b) Indique o número de carbonos secundários existentes nas cadeias ramificadas.

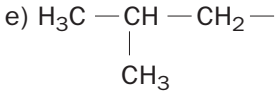
12. (MACK-SP) Uma substância de fórmula molecular C_4H_8O, que tem cadeia carbônica alifática (aberta), tem fórmula estrutural:

a) 

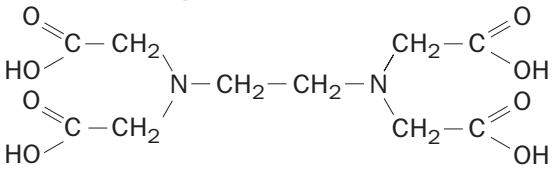
b) 

c) $H_3C - CH = CH - CH_3$

d) 

e) 

13. (PUC-RS) O ácido etilenodiaminotetracético, conhecido como EDTA, utilizado como antioxidante em margarinas, de fórmula



apresenta cadeia carbônica:

a) acíclica, insaturada e homogênea.
b) acíclica, saturada e heterogênea.
c) acíclica, saturada e homogênea.
d) cíclica, saturada e heterogênea.
e) cíclica, insaturada e homogênea.

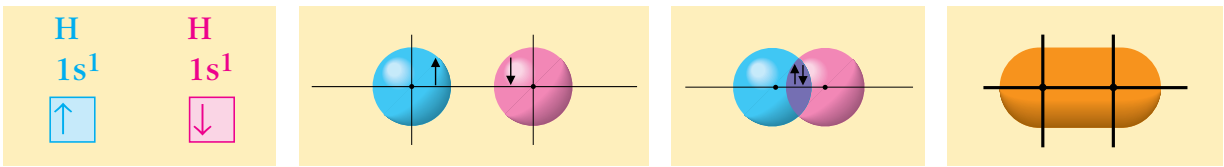
COMPLEMENTO

MODELO DOS ORBITAIS E A LIGAÇÃO COVALENTE

LIGAÇÕES SIGMA (σ) E PI (π)

Por volta de 1960, Linus Pauling propôs um novo modelo, no qual explica a ligação covalente pelo entrosamento de orbitais atômicos incompletos, ou seja, que possuem somente um elétron.

Para entendermos esse modelo, vamos estudar a molécula de H_2. Para ocorrer a formação da molécula de H_2, é necessário haver ligação entre os dois átomos de hidrogênio pela interpenetração dos orbitais incompletos em que os elétrons apresentem *spins* opostos.



Após a interpenetração dos orbitais atômicos, estes se deformam, originando um **orbital molecular**.

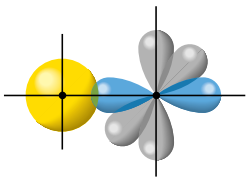
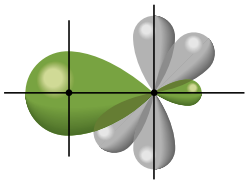
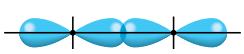
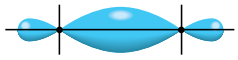
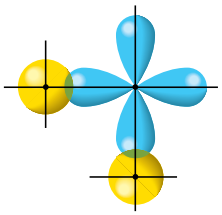
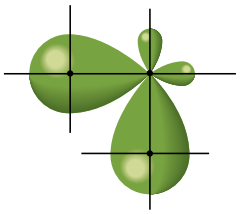
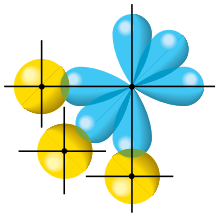
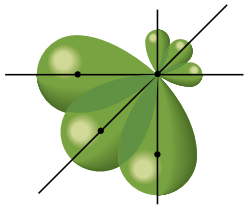
Pelas ilustrações, pode-se perceber que a interpenetração dos orbitais ocorreu ao longo do mesmo eixo; essa ligação é denominada **ligação sigma (σ)**.

Nesse caso é uma ligação que envolveu orbitais do tipo s, denominado $\sigma_{s\text{-}s}$.

Ligações sigma (σ)

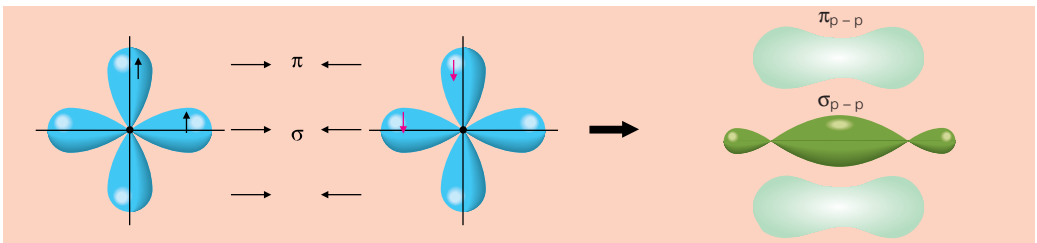
Conhecendo-se a camada de valência de um elemento, podemos prever a quantidade de ligações covalentes e o tipo de orbitais envolvidos nessas ligações, ou seja, os tipos de ligações sigma.

O quadro a seguir mostra alguns tipos de ligações sigma.

	Orbitais atômicos	Orbitais moleculares	Tipos de ligação
H $1s^1$ F $ns^2\ np^5$			H – F σ_{s-p}
F $ns^2\ np^5$ F $ns^2\ np^5$			F – F σ_{p-p}
H $1s^1$ O $ns^2\ np^4$			H(1)—O(2)—H ligações 1 e 2 iguais, do tipo σ_{s-p}
H $1s^1$ N $ns^2\ np^3$			H(1)—N(2)(3)—H ligações 1, 2 e 3 iguais, do tipo σ_{s-p}

Ligações pi (π)

Quando entre dois átomos ocorrer mais de uma ligação, a primeira será sempre uma ligação sigma e as demais corresponderão a ligações pi, envolvendo os orbitais p contidos em eixos paralelos.



Após a interpenetração, os orbitais se deformam, originando os orbitais moleculares sigma e pi.

A ligação pi é **sempre** formada pela interpenetração de orbitais incompletos do tipo **p**, contidos em eixos paralelos. Sua representação será **sempre** π_{p-p}.

Vejamos dois exemplos:

gás oxigênio (O_2)

$$O = O \longrightarrow \begin{cases} 1\sigma_{p-p} \\ 1\pi_{p-p} \end{cases}$$

gás nitrogênio (N_2)

$$N \equiv N \longrightarrow \begin{cases} 1\sigma_{p-p} \\ 2\pi_{p-p} \end{cases}$$

Resumo

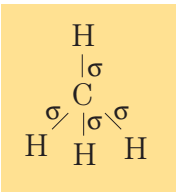
A — B ligação σ — ligação simples

A = B 1 ligação σ, 1 ligação π — ligação dupla

A ≡ B 1 ligação σ, 2 ligações π — ligação tripla

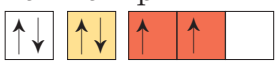
HIBRIDIZAÇÃO

Uma das substâncias mais simples derivadas do carbono é o gás metano: CH_4.



Para fazer as quatro ligações sigma iguais, o carbono deveria apresentar quatro orbitais incompletos iguais. Porém, a distribuição eletrônica do carbono no estado fundamental mostra somente dois orbitais incompletos:

$_6C$: $1s^1$ $2s^2$ $2p^2$



Para explicar situações como esta, vamos usar um outro modelo: a teoria da hibridização.

A **hibridização** consiste na interação de orbitais atômicos incompletos que se transformam, originando novos orbitais, em igual número. Esses novos orbitais são denominados **orbitais híbridos**.

Para que o carbono apresente quatro orbitais incompletos, será necessária a promoção de um elétron do orbital 2s para o 2p. Isso pode ser obtido pela absorção de energia. Observe:

C: $1s^2$ $2s^2$ $2p^2$

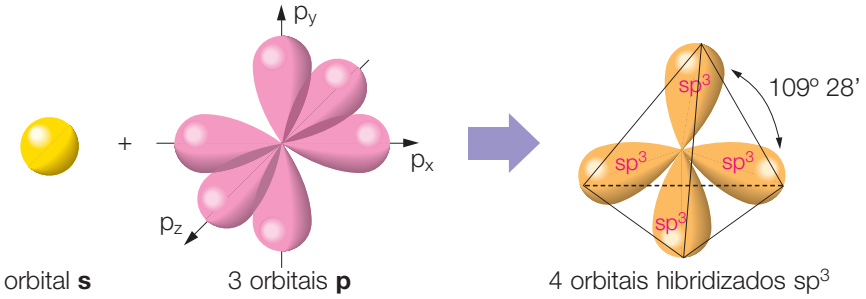


energia

estado excitado: $1s^2$ $2s^1$ $2p^3$

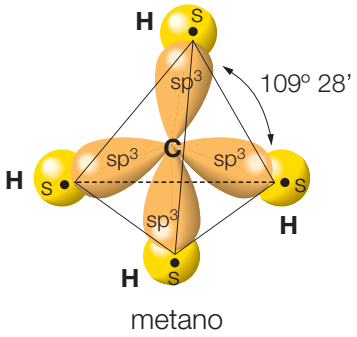


Numa etapa seguinte, esses orbitais interagem e se transformam, originando quatro novos orbitais híbridos:



1 orbital **s** + 3 orbitais **p** → 4 orbitais híbridos

1 orbital **s** + 3 orbitais **p** = 4 orbitais híbridos **sp³**



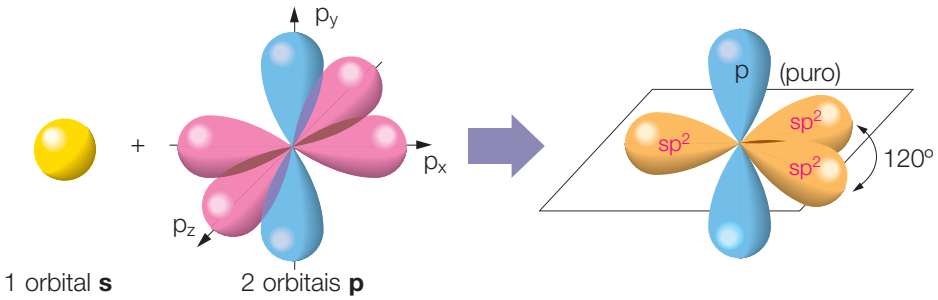
Na molécula do metano, o carbono ocupa o centro de um tetraedro. As quatro ligações são idênticas, do tipo σ_{s-sp^3}.

Para explicar outros compostos do carbono, mostraremos outros tipos de hibridização.

O aldeído fórmico (CH_2O) apresenta a seguinte fórmula estrutural:



Neste caso, como existe uma ligação π, um dos orbitais p do carbono no estado excitado não participará da hibridização.

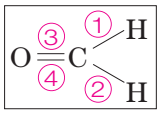


1 orbital **s** + 2 orbitais **p** = 3 orbitais híbridos **sp²**

p

Nesta molécula, o carbono ocupa o centro de um triângulo e apresenta as seguintes ligações:

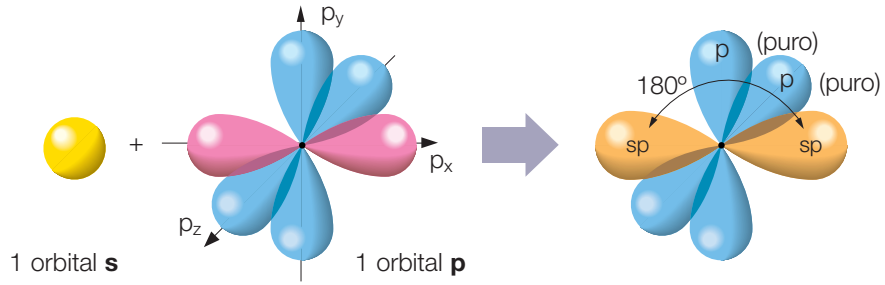
① = ② ⇒ σ_{s-sp^2}
③ ⇒ σ_{p-sp^2}
④ ⇒ π_{p-p}



O cianeto de hidrogênio (HCN) apresenta a seguinte fórmula estrutural:



Para que ocorram as duas ligações pi, será necessário que dois orbitais p do carbono no estado excitado não participem da hibridização.

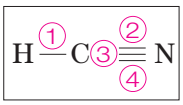


1 orbital **s** + 1 orbital **p** = 2 orbitais híbridos **sp**



Como existem duas nuvens ao redor do carbono, essa molécula é linear, e apresenta as seguintes ligações:

① ⇒ σ_{s-sp}
② ⇒ σ_{p-sp}
③ e ④ ⇒ π_{p-p}



Resumo

Ligações no C	Tipos de ligação	Hibridização	Ângulos adjacentes	Geometria
— C —	4 σ	sp^3	109° 28'	tetraédrica
>C=	3 σ 1 π	sp^2	120°	trigonal
— C≡ =C=	2 σ 2 π	sp	180°	linear

Observação:

O carbono apresenta, como variedades alotrópicas, o diamante, a grafita e os fulerenos, que possuem estruturas diferentes, decorrentes de diferentes hibridizações:

grafita = sp^2 diamante = sp^3 fulerenos = sp^2

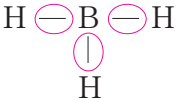
Repare, no quadro anterior, que o número de nuvens eletrônicas ao redor do átomo central (C) é igual ao número de orbitais que participam da hibridização. Essa informação pode ser usada em outras situações, na dedução dos tipos de hibridização envolvidos.

Veja dois exemplos:

1. BeH_2 H — Be — H

2 nuvens eletrônicas ⇒ 2 orbitais híbridos ⇒ hibridização sp

2. BH_3



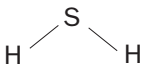
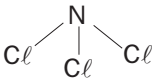
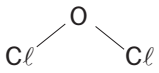
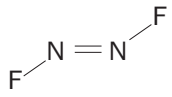
3 nuvens eletrônicas ⇒ 3 orbitais híbridos ⇒ hibridização sp^2

Exercícios

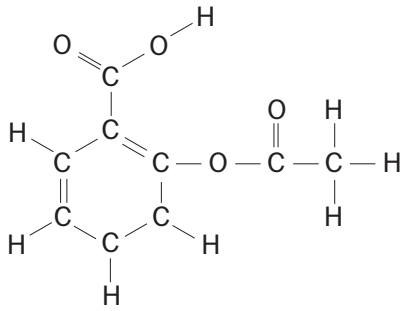
• Tipos de ligações covalentes

1. Conceitue os seguintes tipos de ligações covalentes:
a) sigma σ_{s-s}; b) sigma σ_{s-p}.

2. O que diferencia uma ligação σ_{p-p} de uma ligação π_{p-p}?

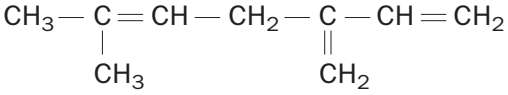
3. Indique os tipos de ligações covalentes presentes em cada fórmula estrutural a seguir:
a) H — H
b) 
c) O = O
d) H — Cℓ
e) 
f) N ≡ N
g) Br — Br
h) 
i) 

4. Um dos mais conhecidos analgésicos é o ácido acetilsalicílico (AAS). Sua fórmula estrutural pode ser representada por:



Indique o número de ligações sigma (σ) e pi (π) presentes em uma molécula do AAS.

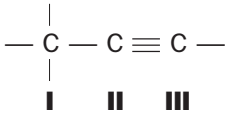
5. (UERJ) O gosto amargo da cerveja é devido à seguinte substância de fórmula estrutural plana:



Essa substância, denominada mirceno, provém das folhas de lúpulo adicionadas durante a fabricação da bebida. O número de ligações pi presentes na estrutura do mirceno é igual a:
a) 3. b) 5. c) 8. d) 15.

• Hibridização

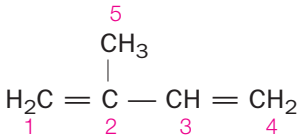
6. (Unifor-CE) Considere a seguinte estrutura:



Os carbonos **I**, **II** e **III** têm hibridização:

	I	II	III
a)	sp	sp^2	sp^2
b)	sp^2	sp^3	sp
c)	sp^3	sp	sp
d)	sp^2	sp^3	sp^3
e)	sp^2	sp	sp

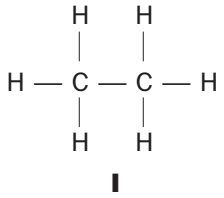
7. (Centec-BA) Na estrutura representada a seguir, os carbonos numerados são, respectivamente:

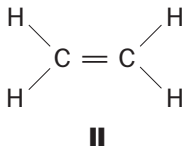


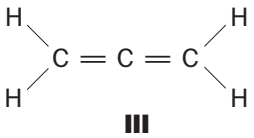
a) sp^2, sp, sp^2, sp^2, sp^3.
b) sp, sp^3, sp^2, sp, sp^4.
c) sp^2, sp^2, sp^2, sp^2, sp^3.
d) sp^2, sp, sp, sp^2, sp^3.
e) sp^3, sp, sp^2, sp^3, sp^4.

8. (ITA-SP) A(s) ligação(ões) carbono-hidrogênio existente(s) na molécula de metano (CH_4) pode(m) ser interpretada(s) como sendo formada(s) pela interpenetração frontal dos orbitais atômicos **s** do átomo de hidrogênio, com os seguintes orbitais atômicos do átomo de carbono:
a) Quatro orbitais **p**.
b) Quatro orbitais sp^3.
c) Um orbital híbrido sp^3.
d) Um orbital **s** e três orbitais **p**.
e) Um orbital **p** e três orbitais sp^2.

9. (UFCE) Observe os compostos abaixo e indique a alternativa correta:


I

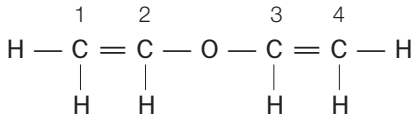

II


III

a) O composto III apresenta seis ligações sigma e duas pi.
b) O composto II apresenta duas ligações pi e seis ligações sigma.

c) O composto I apresenta dez ligações sigma e três ligações pi.
d) No composto I, os átomos de carbono apresentam hibridização tipo sp^2.
e) No composto III, os átomos de carbono apresentam hibridização tipo sp^3.

10. (UEPI) Os anestésicos gerais causam inconsciência e conseqüentemente insensibilidade à dor. Foi por volta de 1800 que o N_2O passou a ser usado com essa finalidade; o éter e o clorofórmio, a partir de 1840. A primeira demonstração pública do uso do éter como anestésico só aconteceu em 1946, nos Estados Unidos. Na estrutura do éter vinílico, representada abaixo, a hibridação dos carbonos 1, 2, 3 e 4 é, respectivamente:



a) sp^3, sp, sp, sp^3.
b) sp^3, sp^2, sp^2, sp^3.
c) sp^2, sp^2, sp^2, sp^2.
d) sp^2, sp^3, sp^3, sp^2.
e) sp^2, sp^2, sp^2, sp^3.

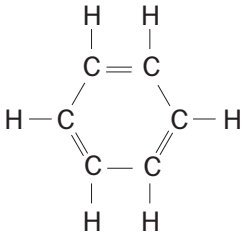
11. (UERJ) Na composição de corretores do tipo *Liquid Paper*, além de hidrocarbonetos e dióxido de titânio encontra-se a substância isocianato de alila, cuja fórmula estrutural plana é representada por

$$CH_2 = CH - CH_2 - N = C = O$$

Com relação a essa molécula, é correto afirmar que o número de carbonos com hibridação sp^2 é igual a:

a) 1.
b) 2.
c) 3.
d) 4.

12. (UFRS) O hidrocarboneto que apresenta todos os átomos de carbono com orientação espacial tetraédrica é o:

a) $H_2C = CH_2$
b)

c) $HC = CH$
d) $H_2C = C = CH_2$
e) $H_3C - CH(CH_3) - CH_3$

Introdução às funções orgânicas

Assim como acontece na Química Inorgânica, na Química Orgânica também agrupamos as substâncias com propriedades químicas semelhantes, que são conseqüência de características estruturais comuns. Desse modo, cada função orgânica é caracterizada por um **grupo funcional**.

O rápido desenvolvimento da Química Orgânica forçou o estabelecimento de regras para a nomenclatura das funções orgânicas, objetivando o uso comum em todos os países. Essa nomenclatura, criada para evitar confusões, vem sendo desenvolvida pela IUPAC e é considerada a nomenclatura oficial. Algumas substâncias, no entanto, ainda são identificadas pelos nomes consagrados pelo uso comum: é a nomenclatura usual.

NOMENCLATURA IUPAC

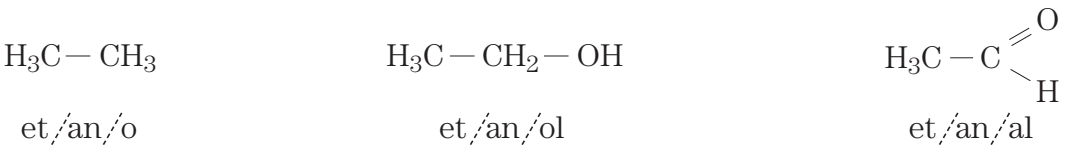
O nome de uma substância de cadeia aberta é formado pela união de três componentes, cada um deles indicando uma característica do composto:

O **prefixo** indica o número de átomos de carbono na cadeia.
O **intermediário** indica o tipo de ligação entre os carbonos.
O **sufixo** indica a função a que pertence o composto orgânico.

Veja resumidamente os componentes básicos da nomenclatura de um composto orgânico:

Nome			
Prefixo	**Intermediário**	**Sufixo**	
Nº de carbonos	**Saturação da cadeia**	**Função**	**Grupo funcional**
1 C → MET	saturadas → AN	hidrocarbonetos: O	C, H
2 C → ET	**insaturadas**		
3 C → PROP	1 dupla → EN	álcool: OL	—C—OH
4 C → BUT	2 duplas → DIEN		
5 C → PENT	3 duplas → TRIEN	aldeído: AL	—C(=O)—H
6 C → HEX			
7 C → HEPT	1 tripla → IN	cetona: ONA	—C(=O)— secundário
8 C → OCT	2 triplas → DIIN		
9 C → NON	3 triplas → TRIIN		
10 C → DEC		ácido carboxílico: ÓICO	—C(=O)—OH
11 C → UNDEC	1 dupla e 1 tripla → ENIN		

Veja alguns exemplos:



et/an/o — et/an/ol — et/an/al



prop/an/ona — prop/an/óico

Observações:

1. Em compostos cíclicos, usaremos o prenome **ciclo**.
2. Em compostos ramificados, as ramificações são denominadas radicais ou grupos.
3. Para localizar insaturações, radicais (grupos) e grupos funcionais, deve-se numerar a cadeia convenientemente.

A nomenclatura e as estruturas passarão a fazer parte do seu vocabulário químico gradualmente.

FRANK & ERNEST ® by Bob Thaves



UNIDADE 20

Hidrocarbonetos: características e nomenclatura

São compostos formados por carbono e hidrogênio (C, H) e, na sua nomenclatura, utilizamos o sufixo **-o**.

hidrocarbonetos ⟶ **C** e **H** sufixo ⟶ **o**

Em função do tipo de ligação entre carbonos e do tipo de cadeia, os hidrocarbonetos são divididos em várias classes. Veja, a seguir, cada uma delas.

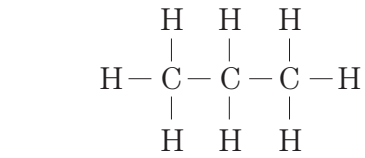
CARACTERÍSTICAS E NOMENCLATURA DE HIDROCARBONETOS ALIFÁTICOS

ALCANOS OU PARAFINAS

São hidrocarbonetos alifáticos saturados, ou seja, apresentam cadeia aberta com **simples ligações** apenas. O termo **parafinas** vem do latim *parum* = pequena + *affinis* = afinidade, e significa **pouco reativas**.

Vejamos como funcionam as regras de nomenclatura:

fórmulas estruturais



$H_3C-CH_2-CH_3$

fórmula molecular

C_3H_8

Prefixo	Intermediário	Sufixo
Nº de carbonos	Ligações	Função
3	apenas simples	hidrocarboneto
PROP	AN	O

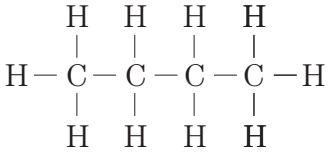
nome: PROP AN O

A partir do nome, podemos determinar as fórmulas:

nome but an o

but ⇒ 4 C — an ⇒ ligações simples — o : hidrocarboneto

fórmulas estruturais



$H_3C-CH_2-CH_2-CH_3$

ou

$H_3C-(CH_2)_2-CH_3$

fórmula molecular

C_4H_{10}

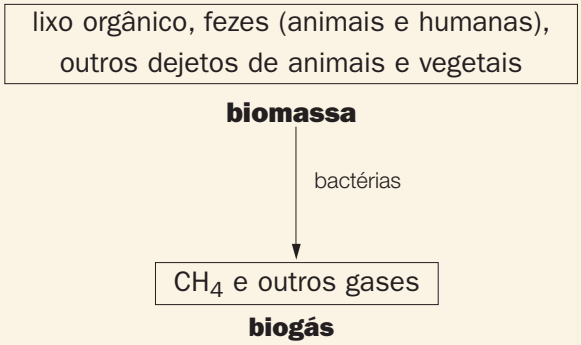
Usando os exemplos dados, podemos determinar a proporção entre o número de C e H que caracterizam um alcano. Essa proporção é denominada **fórmula geral**.

Nome	Fórmula molecular	Nº de C	Nº de H	Fórmula geral
propano	C_3H_8	3	8	C_nH_{2n+2}*
butano	C_4H_{10}	4	10	

* n = número de átomos de C; 2 n + 2 = número de átomos de H.

Metano (CH_4): um alcano muito importante

O metano é um gás inodoro e incolor. Ocorre na natureza a partir da decomposição, na ausência de ar, de material orgânico, tanto de origem animal quanto de origem vegetal. É um dos principais constituintes do chamado **gás natural**, encontrado em jazidas de petróleo ou em bolsões, mesmo em regiões não-petrolíferas. O metano também é encontrado em jazidas de carvão nos interstícios e nos pântanos.



Outra fonte de obtenção do metano são os aterros sanitários, nos quais lixo e terra são depositados em camadas sucessivas, propiciando a decomposição anaeróbia do material orgânico. A mistura gasosa, rica em CH_4, assim obtida, é denominada **gasolixo**.

A mistura gasosa obtida nos biodigestores, conhecida como **biogás**, é constituída principalmente de metano e é produzida a partir da degradação bacteriana de restos de animais e vegetais.

O gasoduto Bolívia — Brasil tem 3150 quilômetros de extensão (557 quilômetros na Bolívia e 2593 quilômetros no Brasil). Com capacidade de fornecimento de 200 mil barris por dia, o gasoduto passa por cinco estados brasileiros (Mato Grosso do Sul, São Paulo, Paraná, Santa Catarina e Rio Grande do Sul) e 135 municípios.


CEDOC

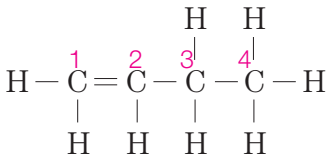
ALQUENOS, ALCENOS OU OLEFINAS

São hidrocarbonetos alifáticos insaturados que apresentam **uma dupla** ligação. O termo **olefinas** vem do latim *oleum* = óleo + *affinis* = afinidade, pois eles originam substâncias com aspecto oleoso.

Quando um alqueno apresentar quatro ou mais átomos de carbono, sua dupla ligação pode ocupar diferentes posições na cadeia, originando compostos diferentes. Nesse caso, torna-se necessário indicar a localização da dupla ligação através de um número, obtido numerando-se a cadeia a partir da extremidade mais próxima da insaturação (dupla ligação). O número que indica a posição da dupla ligação deve ser o **menor possível** e deve anteceder o nome do composto, do qual é separado por hífen.

Veja o exemplo:

fórmulas estruturais





fórmula molecular C_4H_8

nº de C: but – 1 dupla: en – posição: C nº 1 – função: o

nome 1-but en o

A partir do nome, podemos determinar as fórmulas:

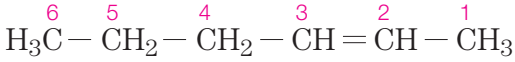
nome 2-hex en o

hex ⇒ 6 C — en ⇒ 1 dupla (no C nº 2) — o : hidrocarboneto

fórmulas estruturais



ou







fórmula molecular C_6H_{12}

Conhecendo a fórmula molecular de um único alqueno, podemos determinar sua fórmula geral:

C_6H_{12} ⇒ **fórmula geral** C_nH_{2n}

Um alqueno muito importante: o etileno

O **etileno** ou **eteno** ($H_2C=CH_2$), em condições ambientes, é um gás. Industrialmente, ele é obtido pela quebra (*cracking*) de alcanos de cadeias longas. A partir dele, pode-se fabricar um grande número de polímeros (plásticos).

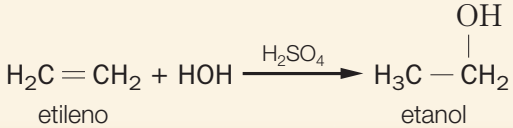
Em algumas situações particulares, o etileno pode ser usado na produção de álcool etílico, também chamado **etanol** ou **álcool comum**.



Thales Trigo

Os alquenos raramente ocorrem na natureza. O mais comum é o eteno, produzido durante o amadurecimento das frutas. Um dos componentes da casca do limão é um octeno, que, como todo hidrocarboneto, sofre combustão.

O etanol pode ser obtido pela reação entre etileno e água, de acordo com a seguinte equação:

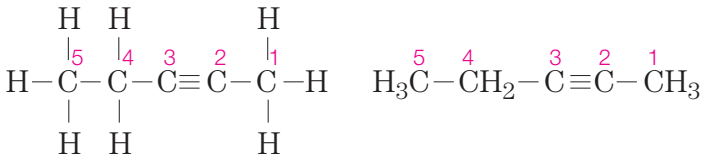


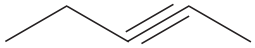
etileno — etanol

ALQUINOS OU ALCINOS

São hidrocarbonetos alifáticos insaturados por **uma tripla** ligação. As regras para estabelecer a nomenclatura dos **alquinos** são as mesmas utilizadas para os alquenos. Veja um exemplo:

fórmulas estruturais





fórmula molecular

C_5H_8

nº de C: pent – 1 tripla: in – posição: C nº 2 – função: o

nome 2-pent in o

A partir de um único alquino, podemos deduzir sua fórmula geral:

$C_5H_8 \Rightarrow$ **fórmula geral** C_nH_{2n-2}

Um alquino muito importante: o acetileno

Acetileno é o nome usualmente empregado para designar o menor e mais importante dos alquinos: o **etino** (HC ≡ CH).

O gás acetileno é obtido mediante o seguinte processo:

$$\underset{\text{calcário}}{CaCO_{3(s)}} \xrightarrow[2\,400\ ^\circ C]{\Delta} CaO_{(s)} + CO_{2(g)}$$

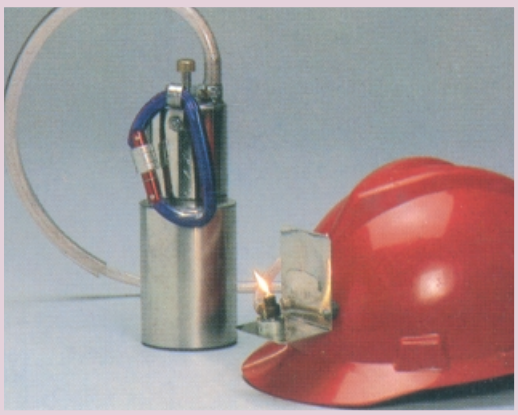
$$CaO_{(s)} + 3\ \underset{\text{carvão}}{C_{(s)}} \xrightarrow[2\,400\ ^\circ C]{\Delta} CaC_{2(s)} + CO_{(g)}$$

$$Ca^{2+}\,[C \equiv C]^{2-} = \underset{\text{carbureto}}{CaC_{2(s)}} + 2\ HOH_{(\ell)} \longrightarrow Ca(OH)_{2(aq)} + \underset{\text{acetileno}}{HC \equiv CH_{(g)}}$$

O acetileno tem, como propriedade característica, a capacidade de liberar grandes quantidades de calor durante sua combustão, isto é, durante a reação com oxigênio (O_2). Quando, nos maçaricos de oxiacetileno, o acetileno reage com oxigênio puro, com o qual produz dióxido de carbono (CO_2) e água (H_2O), a chama obtida pode alcançar a temperatura de 2 800 °C.

O acetileno é ainda matéria-prima essencial na síntese de muitos compostos orgânicos importantes, como ácido acético, plásticos e mesmo borrachas sintéticas.

Por meio de processos ainda não muito conhecidos, o acetileno também age no processo de amadurecimento de frutas, porém com menor eficiência que o etileno.



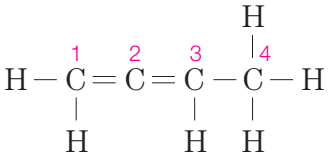
CEDOC

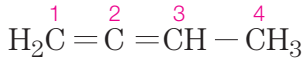
Na lanterna de carbureto usada na exploração de cavernas, a chama é o produto da queima do alquino mais simples, o etino (acetileno).

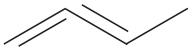
ALCADIENOS OU DIENOS

São hidrocarbonetos alifáticos insaturados por **duas duplas** ligações. Nesse caso, como existem duas duplas ligações na cadeia, quando necessário seu nome é precedido de dois números, separados por vírgula.

fórmulas estruturais







fórmula molecular

C_4H_6

nº de C: but – 2 duplas: dien – posições: C1 e C2 – função: o

nome 1, 2-buta dien o

Como já vimos, basta conhecermos um composto da classe para determinarmos sua fórmula geral:

$C_4H_6 \Rightarrow$ **fórmula geral dos dienos** C_nH_{2n-2}

Observação:

A fórmula geral dos alcadienos é a mesma dos alquinos, o que significa que uma mesma fórmula molecular pode representar duas ou mais substâncias diferentes.

$C_3H_4 \Rightarrow C_nH_{2n-2}$: $HC \equiv C - CH_3$ (propino) ou $H_2C = C = CH_2$ (propadieno)

Exercícios de classe

• **Alcanos**

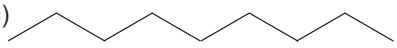
1. Escreva as fórmulas estruturais e moleculares dos seguintes alcanos:

a) propano;
b) pentano;
c) heptano;
d) decano.

2. Dê os nomes dos alcanos representados por suas fórmulas estruturais:

a) $H_3C - CH_2 - CH_2 - CH_3$

b) $H_3C - (CH_2)_6 - CH_3$

c) 

3. (UFPI) O gás de cozinha (GLP) é uma mistura de propano e butano.
Indique a opção que representa as fórmulas moleculares dos dois compostos orgânicos, respectivamente.

a) C_3H_6 e C_4H_6.
b) C_3H_6 e C_4H_8.
c) C_3H_8 e C_4H_{10}.
d) C_3H_8 e C_4H_8.
e) C_3H_8 e C_4H_{12}.

4. Determine o número de átomos de hidrogênio existentes, por molécula, nos alcanos que apresentam:

a) 5 átomos de carbono;
b) 10 átomos de carbono;
c) 20 átomos de carbono.

5. (Unijuí-RS) A respeito do composto orgânico chamado metano, podemos afirmar que:

I — é um hidrocarboneto.
II — é o chamado "gás dos pântanos".
III — é um componente fundamental do gás natural.
IV — é o biogás, produzido por fermentação, nos biodigestores.

Quais das afirmações são corretas?

• **Alquenos**

6. Escreva as fórmulas estruturais e moleculares dos seguintes alquenos:

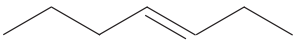
a) propeno;
b) 1-penteno;
c) 2-hexeno;
d) 3-hexeno.

7. Dê o nome dos alquenos representados por suas fórmulas estruturais:

a) $H_3C-CH=CH-CH_2-CH_3$

b) $H_3C-CH_2-CH_2-CH_2-CH=CH_2$

c) $H_2C=CH-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_3$

d) 

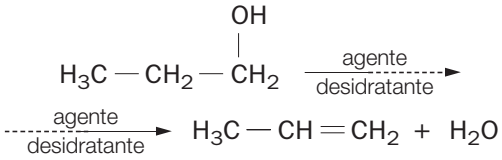
8. Determine o número de átomos de hidrogênio existentes, por molécula, nos alquenos que apresentam:

a) 5 átomos de carbono;

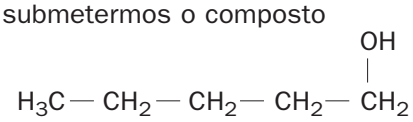
b) 10 átomos de carbono;

c) 20 átomos de carbono.

9. Considere a reação:



Se submetermos o composto



à ação de um agente desidratante, que alqueno será obtido? Indique o nome e a fórmula.

• Alquinos

10. Escreva as fórmulas estruturais e moleculares dos seguintes alquinos:

a) 1-butino; c) 2-pentino;

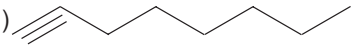
b) 1-pentino; d) 3-hexino.

11. Dê o nome dos alquinos representados pelas fórmulas estruturais:

a) $H_3C-CH_2-CH_2-CH_2-C\equiv CH$

b) $H_3C-(CH_2)_6-C\equiv C-CH_3$

c) $H_3C-(CH_2)_2-C\equiv C-(CH_2)_3-CH_3$

d) 

12. Determine o número de átomos de hidrogênio existentes, por molécula, nos alquinos que apresentam:

a) 5 átomos de carbono;

b) 10 átomos de carbono;

c) 20 átomos de carbono.

13. Dada a informação:

"Alquinos verdadeiros são aqueles que apresentam pelo menos um átomo de hidrogênio ligado a um dos carbonos da tripla ligação e se diferenciam dos outros alquinos (falsos) por reagirem com o sódio, liberando $H_{2(g)}$."

De acordo com o modelo:

$$R-C\equiv C-H + Na \rightarrow R-C\equiv C^{\ominus}Na^{\oplus} + \frac{1}{2}H_2$$

equacione as reações dos seguintes alquinos com o sódio (Na), quando ocorrerem:

a) propino;

b) 1-butino;

c) 2-butino.

• Alcadienos

14. Escreva as fórmulas estruturais e moleculares dos seguintes alcadienos:

a) 1, 2-butadieno; c) 1, 3-pentadieno;

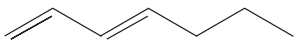
b) 1, 2-pentadieno; d) 1, 4-pentadieno.

15. Dê o nome dos dienos representados por suas fórmulas estruturais:

a) $H_2C=C=CH-(CH_2)_4-CH_3$

b) $H_3C-CH_2-CH_2-CH=CH-CH=CH_2$

c) $H_3C-CH_2-CH=CH-CH_2-CH_2-CH=CH_2$

d) 

16. Determine o número de átomos de hidrogênio existentes, por molécula, nos dienos que apresentam:

a) 5 átomos de carbono;

b) 10 átomos de carbono;

c) 20 átomos de carbono.

17. Dê o nome e a fórmula estrutural do dieno que apresenta o menor número de átomos de carbono.

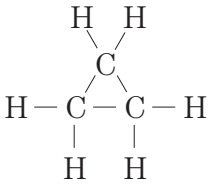
CARACTERÍSTICAS E NOMENCLATURA DE HIDROCARBONETOS CÍCLICOS

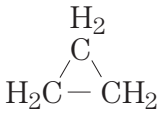
CICLOALCANOS, CICLANOS OU CICLOPARAFINAS

Apresentam cadeia fechada com simples ligações apenas. Sua nomenclatura segue as mesmas regras utilizadas para os alcanos, sendo precedida pela palavra **ciclo**, que indica a existência de cadeia fechada.

Veja o exemplo:

fórmulas estruturais







fórmula molecular

C_3H_6

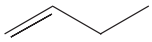
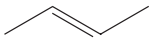
nº de C: prop – ligações: an – função: o

nome ciclo prop an o

$C_3H_6 \Rightarrow$ **fórmula geral dos cicloalcanos** C_nH_{2n}

Observação:

As fórmulas gerais dos alquenos e dos ciclanos são iguais, o que significa que uma mesma fórmula molecular pode representar mais de uma substância:

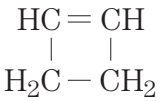
$C_4H_8 \Rightarrow C_nH_{2n}$:  ou  ou 

ciclobutano 1-buteno 2-buteno

CICLOALQUENOS, CICLOALCENOS OU CICLENOS

São hidrocarbonetos cíclicos insaturados por **uma dupla ligação**. Desde que não haja ramificações, não é necessário indicar a posição da dupla ligação.

fórmulas estruturais





fórmula molecular

C_4H_6

nº de C: but – ligação: en – função: o

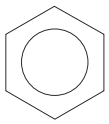
nome ciclo but en o

AROMÁTICOS

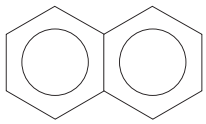
São hidrocarbonetos em cuja estrutura existe pelo menos **um anel** benzênico ou aromático e nos quais se verifica o fenômeno da **ressonância**.

Esses compostos apresentam uma nomenclatura particular, que não segue as regras utilizadas na nomenclatura dos outros hidrocarbonetos. Além disso, não existe uma fórmula geral para todos os aromáticos.

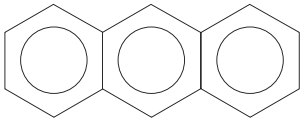
Os principais hidrocarbonetos aromáticos não-ramificados são:



benzeno (C_6H_6)



naftaleno ($C_{10}H_8$)



antraceno ($C_{14}H_{10}$)

Fontes de hidrocarbonetos aromáticos

Antigamente, os hidrocarbonetos aromáticos eram obtidos a partir do carvão-de-pedra, também chamado **hulha**, que teve sua origem no material oriundo de plantas depositadas em pântanos. Esse material é submetido a um processo denominado **destilação degradativa**, que ocorre na ausência de oxigênio, no qual se obtêm substâncias nos três estados físicos. Observe o esquema:

Hulha $\xrightarrow{\Delta\ \Delta}$
- **Gasoso** — gás (combustível) de iluminação: CH_4, H_2, CO etc.
- **Líquido** — águas amoniacais: solução aquosa contendo compostos nitrogenados
  alcatrão de hulha: mistura de hidrocarbonetos aromáticos
- **Sólido** — carvão coque

O **carvão coque** é utilizado em siderurgia para a obtenção de ferro nos altos-fornos, enquanto as águas amoniacais são utilizadas pelas indústrias na fabricação de adubos e fertilizantes. Já o alcatrão de hulha é um líquido escuro e viscoso, sendo seus principais componentes o benzeno, o tolueno, os dimetilbenzenos, o naftaleno e o antraceno.

Atualmente o petróleo é a principal fonte de aromáticos.

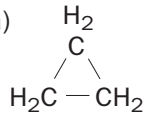
Exercícios de classe

• Cicloalcanos

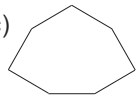
1. Escreva as fórmulas estruturais e moleculares dos seguintes ciclanos:

a) ciclobutano;
b) ciclopentano;
c) cicloeptano;
d) cicloctano.

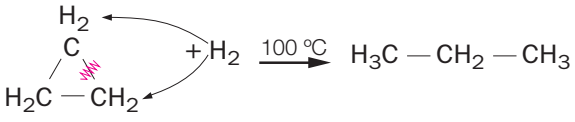
2. Dê o nome dos ciclanos representados por suas fórmulas estruturais:

a) 

b) 

c) 

3. Considere a reação a seguir:



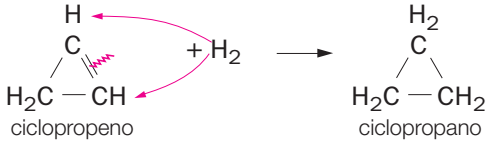
Sabendo que o ciclobutano reage da mesma maneira, escreva a reação entre o ciclobutano e o hidrogênio. Dê o nome do produto formado e faça uma estimativa a respeito da temperatura na qual a reação deverá ocorrer.

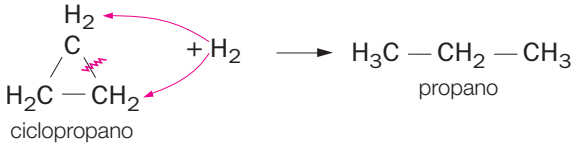
• Cicloalquenos

4. Dê o nome ou a fórmula estrutural dos seguintes cicloalquenos:

a) ciclopenteno
b) 
c) 
d) cicloepteno

5. Os cicloalquenos, ao reagirem com gás hidrogênio (H_2), originam ciclanos. Os ciclanos com 3 e 4 carbonos reagem com o gás hidrogênio (H_2), originando os alcanos correspondentes. Veja as duas etapas mencionadas, usando-se o ciclopropeno como exemplo:





De acordo com as informações, equacione as reações para a obtenção do butano, partindo de um cicloalqueno.

• Aromáticos

6. O benzeno e o naftaleno são os dois aromáticos mais comuns. Escreva as fórmulas estruturais, moleculares e mínimas de cada um deles.

7. O número de átomos de hidrogênio que deveriam ser acrescidos a uma molécula de benzeno para transformá-la em uma molécula de cicloexano é igual a:
a) 2. d) 10.
b) 4. e) 12.
c) 6.

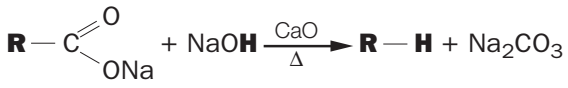
8. (UFPE) O C_6H_6 e o C_6H_{12} são:
a) solventes utilizados em laboratório.
b) moléculas de ligações duplas e simples para a primeira e ligações somente simples para a segunda, respectivamente.
c) hidrocarbonetos aromáticos, e ambos apresentam fenômeno de ressonância.
d) líquidos à temperatura de 25 °C (C_6H_6).
e) moléculas planas (C_6H_6) e não-planas (C_6H_{12}), respectivamente.
Quais são corretas?

Exercícios propostos

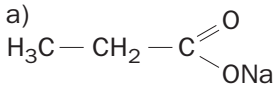
• Alcanos

1. (UFSC) Um alcano encontrado nas folhas do repolho contém em sua fórmula 64 átomos de hidrogênio. O número de átomos de carbono na fórmula é:
a) 29. d) 33.
b) 32. e) 31.
c) 30.

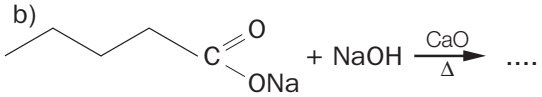
2. Considere a reação genérica:



Esse método de obtenção de alcanos é conhecido como Método de Dumas.
Com base na equação, complete as reações e dê o nome dos produtos:
a)



b)



3. Pode ser que você já tenha visto um veículo automotivo com uma placa com a seguinte inscrição: "movido a gasolixo". Qual é o principal constituinte da mistura gasosa usada como combustível nesse tipo de veículo?

4. Leia o texto a seguir:

"Táxis movidos a gás de esgoto já andam em SP

A Sabesp (Companhia de Saneamento Básico do Estado de São Paulo) apresentou uma frota de dez táxis movidos a gás produzido em sua usina de tratamento de esgotos. Segundo os técnicos da Sabesp, que trabalham na produção do gás há cinco anos, o custo desse combustível é 30% menor que os convencionais e não causa poluição. O gás não é tóxico, o que difere dos combustíveis derivados do petróleo, ou do álcool, e se dissipa rapidamente no ar." (*Folha de S. Paulo*)

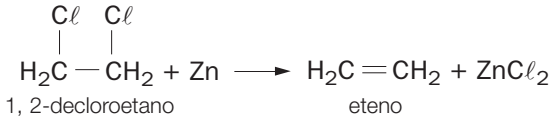
Baseado no texto, resolva as questões seguintes:
a) A qual gás o texto se refere? Dê sua fórmula estrutural.
b) Cite duas vantagens do uso desse gás quando comparado a outros combustíveis, como a gasolina e o álcool.

5. (Funioeste-PR) O metano é um dos componentes mais abundantes da mistura gasosa. Sobre ele, é correto afirmar que:
(01) é expelido pelos escapamentos de veículos.
(02) é um hidrocarboneto acíclico e saturado.
(04) constitui o gás de uso doméstico.
(08) é um alcano de fórmula geral C_nH_{2n+2}.
(16) nas minas de carvão, juntando-se com o ar, dá origem ao grisu, uma mistura altamente explosiva.
(32) é formado pela decomposição do lixo nos aterros sanitários.
Qual é a soma dos números correspondentes às alternativas corretas?

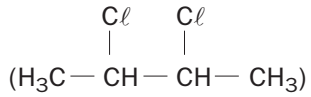
• Alquenos

6. (Unicamp-SP) A fórmula geral dos hidrocarbonetos de cadeia aberta que contêm uma dupla ligação é C_nH_{2n} e são conhecidos por alquenos ou alcenos.
a) Escreva a fórmula estrutural e dê o nome do segundo composto da série.
b) Escreva as fórmulas estruturais dos pentenos de cadeias lineares planas não-ramificadas.

7. Um modo de obter alquenos é reagir um composto com halógenos e zinco metálico:

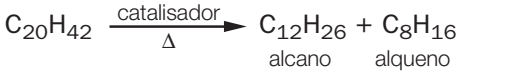


Equacione a reação entre 2, 3-diclorobutano



e zinco metálico, indicando o nome do produto orgânico.

8. Industrialmente, os alquenos são obtidos a partir da quebra de alcanos de cadeias longas obtidos do petróleo, um processo denominado *cracking*. Veja um exemplo:



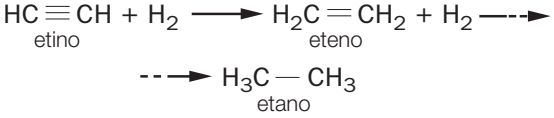
Se partirmos de $C_{16}H_{34}$, poderemos obter vários produtos:



Escreva as fórmulas moleculares de **X** e **Y** e um provável nome de ambos.

• Alquinos

9. A partir de alquinos, podemos obter alquenos e alcanos por meio de um processo denominado hidrogenação:

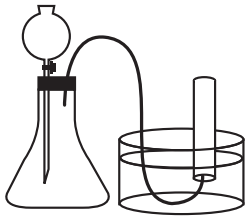


Indique os produtos que obteremos se utilizarmos o 2-pentino.

10. (Vunesp-SP) Indique a afirmação incorreta referente à substância química acetileno:

a) O acetileno é um gás utilizado nos maçaricos de solda.
b) A fórmula molecular do acetileno é C_2H_4.
c) O nome oficial do acetileno é etino.
d) Na combustão total do acetileno, formam-se CO_2 e H_2O.
e) Entre os átomos de carbono do acetileno há uma tripla ligação.

11. (PUC-SP) O acetileno (C_2H_2) pode ser obtido facilmente partindo-se do carbeto de cálcio (CaC_2) e de água, utilizando-se o aparelho esquematizado a seguir.



A respeito desse processo, foram feitas as seguintes afirmações:

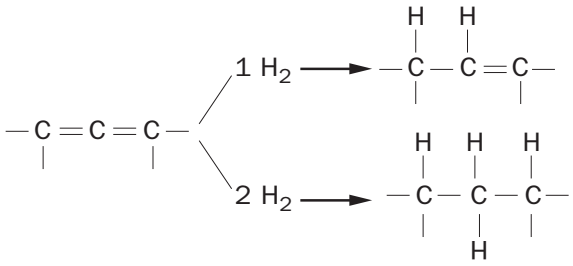
I — A reação ocorrida é $CaC_2 + H_2O \dashrightarrow C_2H_2 + Ca(OH)_2$.
II — No funil de separação, deve-se colocar água.
III — No *erlenmeyer*, deve-se colocar o carbeto de cálcio.
IV — No início do processo, a cuba e o cilindro devem estar cheios de água.
V — O volume de C_2H_2 liberado depende da massa de CaC_2 que reagiu.

Das afirmações feitas, são corretas:

a) I, II, III, IV e V.
b) somente I, II, III e IV.
c) somente II, IV e V.
d) somente II, III, IV e V.
e) somente III, IV e V.

• Dienos

Considere as reações de hidrogenação



e responda às questões **12** e **13**.

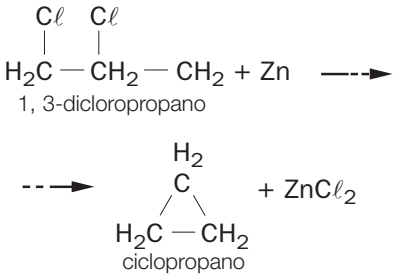
12. Equacione a reação entre o 1, 2-butadieno e 1 mol de H_2.

13. Equacione a reação entre o 1, 3-butadieno e 2 mol de H_2.

14. Dê a fórmula estrutural possível de um dieno cuja fórmula molecular é igual a do 1-butino.

• Cicloalcanos

15. Os ciclanos podem ser obtidos a partir da reação entre o zinco (Zn) e compostos derivados de alcanos que contenham dois átomos de halogênios. A equação a seguir indica a obtenção do ciclopropano:



Tomando como base as informações fornecidas, equacione a reação entre o 1, 5-dicloropentano e o zinco, indicando o nome do produto orgânico obtido.

16. Escreva as fórmulas estruturais dos três cicloalcanos mais simples e indique sua ordem crescente de estabilidade.

• **Aromáticos**

17. (UFRS) O alcatrão da hulha é uma fonte de:
a) hidrocarbonetos alifáticos.
b) gases combustíveis.
c) óleos comestíveis.
d) compostos aromáticos.
e) hidrocarbonetos alicíclicos.

18. (UFPA) A hulha é essencial para a produção de:
a) óleos vegetais.
b) gorduras.
c) sacarose.
d) álcool etílico.
e) carvão coque.

19. Os componentes do gás encanado ou gás de iluminação (CH_4, H_2, CO) não apresentam cheiro; porém, quando esse gás chega à sua casa ele apresenta odor desagradável, devido à adição de substâncias denominadas **mercaptanas**. Com qual finalidade essas substâncias são adicionadas à mistura do gás encanado? Dentre os compostos que constituem essa mistura gasosa, qual deles pode causar a morte ou intoxicação se aspirado em concentrações relativamente baixas?

• **Geral**

20. A quantidade de alcatrão da hulha produzida não é suficiente para obter todo o benzeno e tolueno de que a indústria necessita. Sua fabricação é também feita a partir do hexano (C_6H_{14}) e do heptano (C_7H_{16}), extraídos do petróleo. Observe as equações:

$$\underset{\text{hexano}}{C_6H_{14}} \longrightarrow \text{Ⓐ} + 4\ H_2$$

$$\underset{\text{heptano}}{C_7H_{16}} \longrightarrow \text{Ⓑ} + 4\ H_2$$

Quais substâncias correspondem às letras **A** e **B**? Dê suas fórmulas moleculares e seus nomes.

21. Considere a seqüência de reações:

$$CaCO_3 \longrightarrow \text{Ⓐ} + CO_2$$

$$\text{Ⓐ} + 3\ C \longrightarrow \text{Ⓑ} + CO$$

$$\text{Ⓑ} + 2\ HOH \longrightarrow Ca(OH)_2 + \text{Ⓒ}$$

$$3\ \text{Ⓒ} \longrightarrow 1\ \text{Ⓓ}$$

$$1\ \text{Ⓒ} + 1\ \text{Ⓔ} \longrightarrow H_2C{=}CH_2 \xrightarrow{+\ 1\ E} 1\ \text{Ⓕ}$$

$$H_2C{=}CH_2 + 1\ \text{Ⓖ} \longrightarrow H_3C{-}\underset{\displaystyle OH}{\underset{|}{C}}H_2$$

Indique a fórmula e o nome das substâncias ⒶⒷⒸⒹⒺⒻ e Ⓖ.

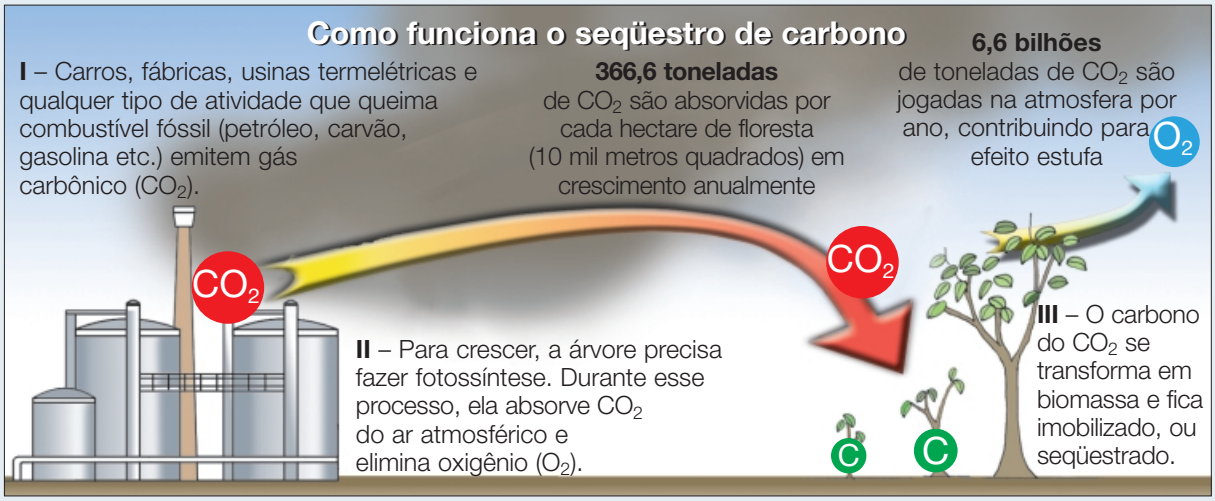
22. (UFF-RJ) Tem-se uma amostra gasosa formada por um dos seguintes compostos:

CH_4; C_2H_4; C_2H_6; C_3H_6 ou C_3H_8

Se 22 g dessa amostra ocupam o volume de 24,6 ℓ à pressão de 0,5 atm e temperatura de 27 °C (**Dado:** $R = 0{,}082\ \ell \cdot atm\ °K^{-1}\ mol^{-1}$), conclui-se que se trata do gás:
a) etano.
b) metano.
c) propano.
d) propeno.
e) eteno.

Exercícios de contexto

As questões de **1** a **4** estão relacionadas ao esquema abaixo, extraído do artigo "Sumidouro protege Mata Atlântica no PR", publicado no jornal *Folha de S. Paulo*, edição de 1º de abril de 2001.



1. Existe hoje um consenso entre os cientistas de que o aumento, na atmosfera, da taxa de CO_2, um dos gases responsáveis pelo efeito estufa, está provocando uma elevação das temperaturas médias do planeta. Isso poderá trazer conseqüências imprevisíveis para o clima e para a produtividade agrícola nas próximas décadas. Com relação a esse assunto, considere as atitudes e os procedimentos a seguir relacionados:

I — Diminuir a queima de combustíveis fósseis derivados do petróleo.
II — Incentivar a utilização de luz solar como fonte de energia.
III — Estimular o aumento da cobertura vegetal do planeta, por meio do plantio de árvores.
IV — Utilizar combustíveis pouco poluentes, como o metano.

Utilizando **exclusivamente** os dados do esquema reproduzido anteriormente, poderíamos apontar como as melhores opções para evitar o aquecimento global do planeta as constantes nos itens:

a) I e II.
b) I e IV.
c) I e III.
d) III e IV.
e) I, II, III e IV.

2. O processo de respiração é praticamente universal: a grande maioria dos organismos vivos respira. Esse processo tem muitos pontos em comum com as combustões representadas no esquema. Baseando-se nele e nos seus conhecimentos sobre a respiração, indique a única alternativa que **não** é aceitável.

a) O processo de respiração, assim como as combustões, contribui para o efeito estufa, já que também libera CO_2 para o ambiente.
b) A respiração, em cada célula viva, também consome "combustíveis", obtidos pela nutrição.
c) Tanto a respiração como a combustão consomem gás oxigênio.
d) No esquema, a troca de gases que as plantas realizam retrata o processo de respiração vegetal.
e) A respiração, assim como as combustões, é um processo que libera energia.

3. Indiquemos por S a área total, em km^2, de florestas em crescimento necessária para absorver todo o gás carbônico (CO_2) jogado na atmosfera no período de 1 ano. Uma estimativa do valor de S, baseada no esquema dado, é: (**Dado:** 1 bilhão = 10^9)

a) $1{,}8 \cdot 10^4$
b) $1{,}8 \cdot 10^6$
c) $1{,}8 \cdot 10^8$
d) $1{,}8 \cdot 10^{10}$
e) $1{,}8 \cdot 10^{12}$

4. Sobre o tema abordado no esquema, considere as quatro afirmações a seguir:

I — No processo de fotossíntese, a energia radiante proveniente do Sol é, em parte, armazenada pelos organismos clorofilados.
II — Animais, na respiração, liberam parte dessa energia e a utilizam para diversas funções, deixando armazenado o restante (não-utilizado).
III — O petróleo é proveniente da sedimentação e da decomposição de organismos e leva milhões de anos para se formar.
IV — A queima de derivados de petróleo libera energia que teve origem na energia radiante do Sol.

Dessas afirmações, a(s) correta(s) é(são):

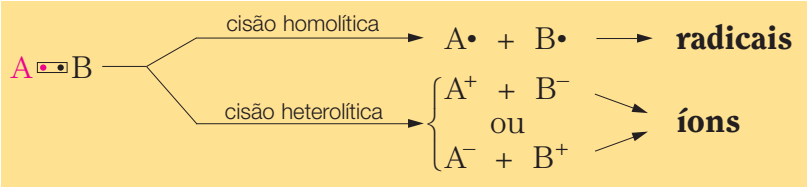
a) apenas I.
b) somente I e III.
c) somente II e IV.
d) todas.
e) apenas IV.

RADICAIS

CISÃO DE LIGAÇÕES

As ligações covalentes podem ser rompidas pelo fornecimento de energia. Dependendo da quantidade de energia, a cisão ocorre de duas maneiras diferentes:

- **heterólise:** quebra da ligação em que uma das espécies ganha elétrons e a outra perde.
- **homólise:** quebra da ligação sem perda nem ganho de elétrons.



Para desenvolver o estudo da Química Orgânica, vamos nos ater ao estudo dos radicais.

Radicais são átomos ou agrupamento de átomos eletricamente neutros que apresentam pelo menos um elétron não-compartilhado (valência livre); podem ser representados genericamente por **R** — .

RADICAIS OU GRUPOS ORGÂNICOS

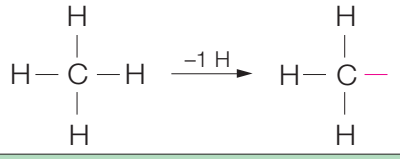
Os principais radicais ou grupos orgânicos podem ser obtidos a partir dos hidrocarbonetos, por meio de uma cisão homolítica das ligações entre **C** e **H** (pela retirada de um H), pela qual se formam radicais monovalentes:

hidrocarboneto (C e H) $\xrightarrow[\text{homólise}]{-1\ H}$ radical (grupo) orgânico monovalente + H —

A nomenclatura de um radical é caracterizada pelos sufixos -il ou -ila, precedidos do prefixo que indica a quantidade de carbonos.

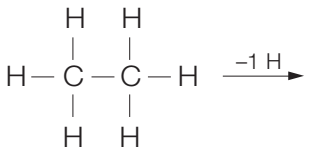
Principais grupos monovalentes

Radical com 1 carbono



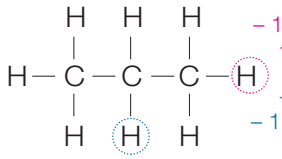
ou H_3C- **metil**

Radical com 2 carbonos



ou H_3C-CH_2- ou C_2H_5- **etil**

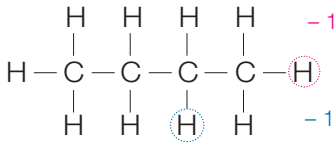
Radicais com 3 carbonos



$H_3C-CH_2-CH_2-$ **propil**

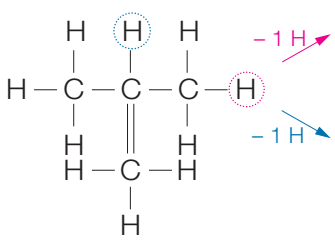
$H_3C-\underset{|}{CH}-CH_3$ **isopropil**

Radicais com 4 carbonos



$H_3C-CH_2-CH_2-CH_2-$ **butil**

$H_3C-CH_2-\underset{|}{CH}-CH_3$ **sec-butil** **s-butil**

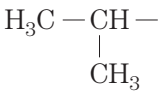


$H_3C-\underset{|}{CH}-CH_2-$ CH_3 **isobutil**

$H_3C-\underset{|}{\overset{|}{C}}-CH_3$ CH_3 **terc-butil** **t-butil**

Observações:

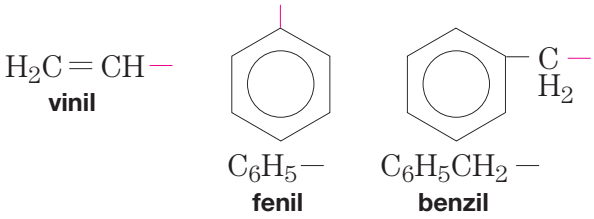
1. O prefixo **iso-** é utilizado para identificar radicais que apresentam a seguinte estrutura geral:

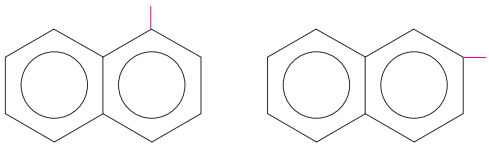


em que n = 0, 1, 2, 3, ...

2. Os prefixos **sec-** ou **s-** são utilizados para indicar que a valência livre está situada em carbono secundário.
3. Os prefixos **terc-** ou **t-** são utilizados para indicar que a valência livre está localizada em carbono terciário.

Além dos radicais vistos, há outros que é conveniente conhecer:

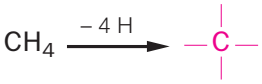




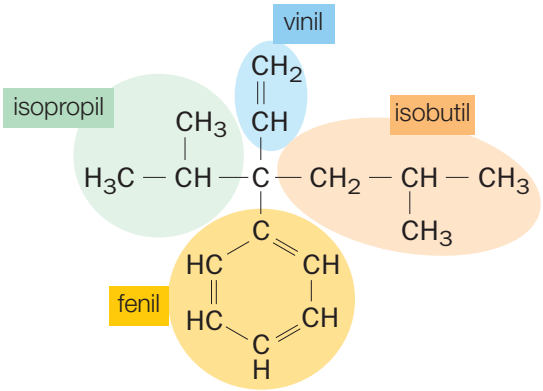
EXERCÍCIO RESOLVIDO

Um composto orgânico **X** foi obtido pela substituição dos hidrogênios do metano pelos radicais isobutil, isopropil, vinil e fenil. Escreva a fórmula estrutural e a molecular de **X**.

SOLUÇÃO



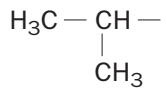
Substituindo os quatro átomos de hidrogênio do metano pelos radicais indicados, temos a seguinte fórmula estrutural:

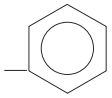


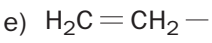
Logo, sua fórmula molecular é $C_{16}H_{24}$.

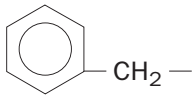
Exercícios de classe

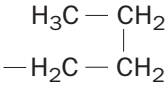
1. Dê o nome dos radicais a seguir:

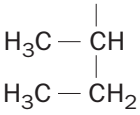
a) 

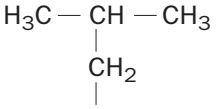
c) 

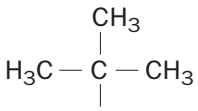
e) 

g) 

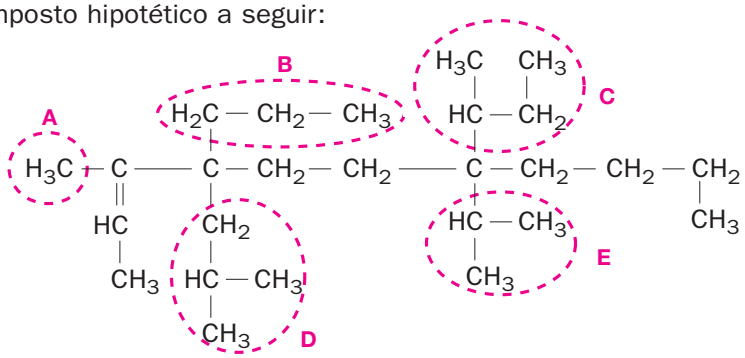
b) 

d) 

f) 

h) 

2. Considere o composto hipotético a seguir:



Dê o nome dos radicais assinalados (**A**, **B**, **C**, **D** e **E**).

NOMENCLATURA DE HIDROCARBONETOS RAMIFICADOS

ALCANOS

Para a nomenclatura de **alcanos ramificados**, são usadas as seguintes regras da IUPAC (aprovadas em 1979):

Regra 1 — Determinar a cadeia principal e seu nome.

Cadeia principal é a maior seqüência contínua de átomos de carbono, não necessariamente representados em linha reta.

Regra 2 — Reconhecer os radicais e dar nomes a eles.

Regra 3 — Numerar a cadeia principal de modo que se obtenha os menores números possíveis para indicar as posições dos radicais. Para tal, numera-se a cadeia principal nos dois sentidos.

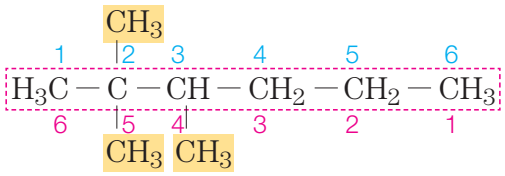
Regra 4 — Quando houver mais de um radical do mesmo tipo, seus nomes devem ser precedidos de prefixos que indicam suas quantidades: **di**, **tri**, **tetra** etc.

Regra 5 — Quando houver dois ou mais radicais de tipos diferentes, seus nomes devem ser escritos em ordem alfabética. Os prefixos sec, terc, di, tri não são considerados para efeito de ordem alfabética.

Observação:

No Brasil, costuma-se ainda escrever o nome dos radicais em ordem crescente de complexidade.

Veja os exemplos:



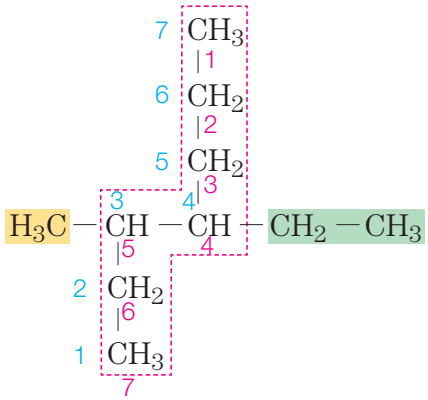
cadeia principal = pentano

radicais = metil, metil, metil = trimetil

posições dos radicais (menores números): metil = 2, metil = 2, metil = 3

2, 2, 3-trimetilpentano

Os números são separados por vírgula.



cadeia principal = heptano

radicais = metil e etil

posições dos radicais (menores números): metil = 3, etil = 4

4-etil-3-metileptano

ou

4-etil-3-metil-heptano

O nome desse composto em ordem de complexidade é:

3-metil-4-etileptano ou 3-metil-4-etil-heptano

De acordo com a IUPAC, os nomes do último radical e da cadeia principal devem ser escritos juntos, sem hífen.

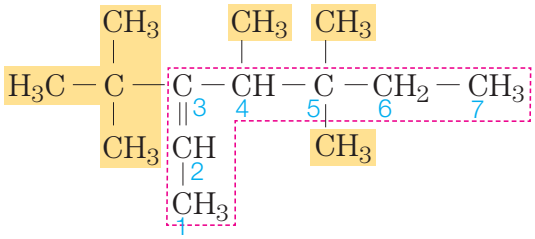
Por questões fonéticas, na língua portuguesa, quando o nome da cadeia principal começa com a letra **h** admite-se o uso de hífen, ou então a eliminação do **h**.

Quando, numa estrutura, duas ou mais cadeias carbônicas apresentarem o mesmo número máximo de carbonos, será considerada principal a cadeia que tiver o maior número de ramificações.

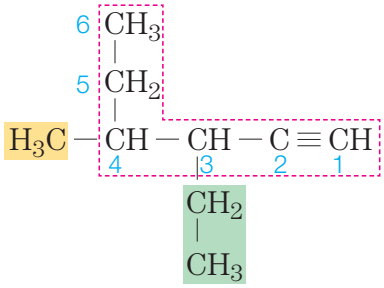
ALQUENOS, ALQUINOS E DIENOS

Para estabelecer a nomenclatura desses hidrocarbonetos, seguem-se basicamente as mesmas regras utilizadas para os alcanos. A diferença fundamental consiste na presença de insaturações que devem obrigatoriamente fazer parte da cadeia principal. Assim, **a numeração da cadeia principal deve ser feita a partir da extremidade mais próxima da insaturação**, de modo que ela apresente os menores valores possíveis.

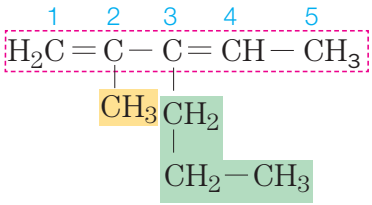
Veja alguns exemplos para os diferentes tipos de hidrocarbonetos insaturados.



cadeia principal: 2-hepteno
radicais: metil, metil, metil e terc-butil
posições: 4, 5, 5 e 3
3-terc-butil-4, 5, 5-trimetil-2-hepteno



cadeia principal: 1-hexino
radicais: metil e etil
posições: 4 e 3
3-etil-4-metil-1-hexino



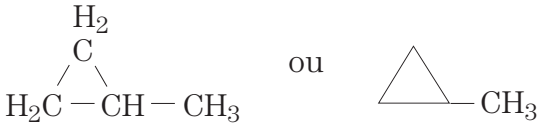
cadeia principal: 1, 3-pentadieno
radicais: metil e propil
posições: 2 e 3
2-metil-3-propil-1, 3-pentadieno

CICLOALCANOS E AROMÁTICOS

O anel ou o ciclo é considerado a cadeia principal.

Ciclanos

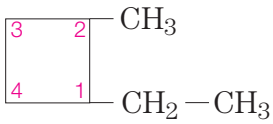
As regras são as mesmas, considerando-se a quantidade e a posição dos radicais. Quando o anel apresentar um único radical, não há necessidade de indicar sua posição.



ou

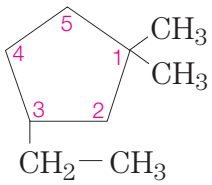
metilciclopropano

Quando existirem dois ou mais substituintes em carbonos diferentes do anel, a numeração deve iniciar-se segundo a ordem alfabética e percorrer o anel, a fim de obter os menores números para os outros radicais.



1-etil-2-metilciclobutano

Se, num mesmo carbono do anel, existirem dois radicais, a numeração deve iniciar-se por ele.

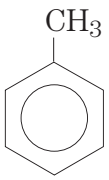


3-etil-1, 1-dimetilciclopentano

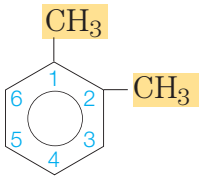
Aromáticos

Quando a cadeia principal apresenta apenas um anel benzênico, ela é denominada **benzeno** e pode apresentar **um** ou **mais** radicais. Se houver um único radical, seu nome deve preceder a palavra benzeno, sem numeração.

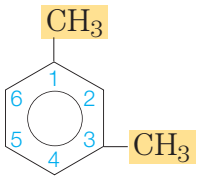
Quando existirem dois radicais, só haverá três posições possíveis: 1 e 2; 1 e 3 e 1 e 4, e esses números poderão ser substituídos, respectivamente, pelos prefixos orto (o), meta (m) e para (p).



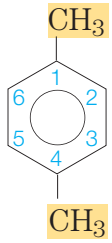
metilbenzeno (tolueno)



1, 2-dimetilbenzeno ou orto-dimetilbenzeno

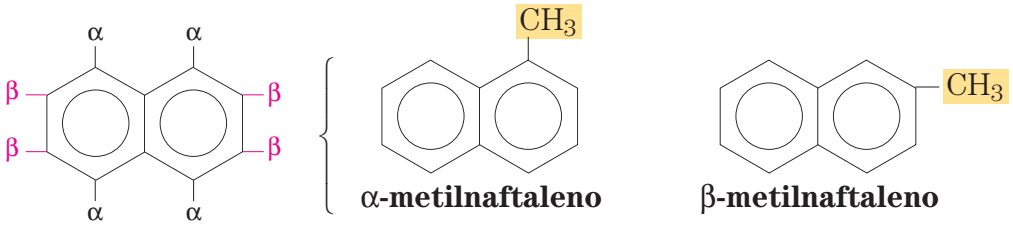


1, 3-dimetilbenzeno ou meta-dimetilbenzeno



1, 4-dimetilbenzeno ou para-dimetilbenzeno

Quando uma molécula de naftaleno apresenta um radical, este pode ocupar duas posições diferentes: α ou β.



Aromáticos

Todos os hidrocarbonetos aromáticos, assim como seus derivados, são substâncias prejudiciais à saúde humana, sendo muitos deles considerados agentes cancerígenos.


tóxico

Um aromático, de uso comum em algumas indústrias, extremamente prejudicial ao ser humano, é o tolueno ou metilbenzeno.

Além dos problemas comuns a todos os aromáticos, o tolueno, quando inalado, produz uma excitação semelhante à provocada por bebidas alcoólicas: visão dupla, falta de coordenação e fala inarticulada. Pode levar a pessoa ao estado de coma e à morte.

O tolueno é comumente utilizado na produção de certas colas, conhecidas por **cola de sapateiro**, e afeta não só os profissionais que as usam no seu trabalho diário, mas também as pessoas que as utilizam como droga.

A maioria das colas de sapateiro usada atualmente no Brasil é constituída de até 25% de tolueno. Nos Estados Unidos, o limite legal é de 4%. Hoje, por ser praticamente impossível o controle da venda dessas colas, estão-se desenvolvendo pesquisas que visam encontrar outras substâncias para substituir o tolueno nesse tipo de produto.


Christof Gunkel

Observações:

1. Além dessa nomenclatura oficial, muitos compostos apresentam também uma **nomenclatura usual**, muito utilizada na indústria e no comércio. Veja alguns casos:

IUPAC	Usual
metano	gás dos pântanos biogás gasolixo
eteno	etileno
etino	acetileno

IUPAC	Usual
metilpropano	isobutano
metilbenzeno	tolueno
1, 3-butadieno	eritreno
2-metil-1, 3-butadieno	isopreno

2. A partir de 1993, a IUPAC propôs uma série de recomendações para a nomenclatura de compostos orgânicos. No Brasil, essa nomenclatura não é utilizada por questões fonéticas.

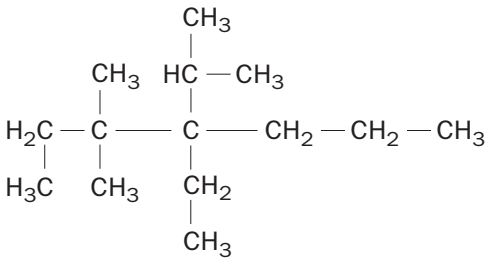
   Vejamos alguns exemplos.

Estrutura	Habitual	Recomendada
$H_3C-C\equiv C-CH_3$	2-butino	but-2-ino
$H_2C=C=CH-CH_2-CH_3$	1, 2-pentadieno	penta-1, 2-dieno

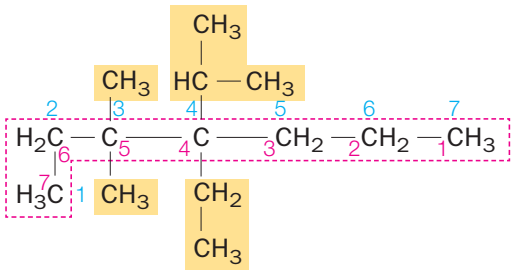
3. Nos exames vestibulares nem sempre as regras da IUPAC são consideradas.

EXERCÍCIO RESOLVIDO

Dê o nome oficial, em ordem alfabética, do hidrocarboneto cuja fórmula estrutural é dada a seguir:



SOLUÇÃO:



cadeia principal: heptano
radicais: metil, metil, etil, isopropil
posições: 3, 3, 4 e 4 (menores números)
nome: 4-etil-4-isopropil-3, 3-dimetileptano

Exercícios de classe

• Alcanos

1. Considere os hidrocarbonetos cuja fórmula molecular é C_7H_{16} e que apresentam as seguintes estruturas:

a) $H_3C-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_3$

b) $H_3C-\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}}-CH_2-CH_2-CH_2-CH_3$

c) $H_3C-CH_2-\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}}-CH_2-CH_2-CH_3$

d) $H_3C-\underset{\displaystyle CH_3}{\overset{\displaystyle CH_3}{\overset{|}{\underset{|}{C}}}}-CH_2-CH_2-CH_3$

e) $H_3C-\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}}-\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}}-CH_2-CH_3$

f) $H_3C-\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}}-CH_2-\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}}-CH_3$

g) $H_3C-CH_2-\underset{\displaystyle CH_3}{\overset{\displaystyle CH_3}{\overset{|}{\underset{|}{C}}}}-CH_2-CH_3$

h) $H_3C-CH_2-\underset{\displaystyle CH_2}{\underset{|}{CH}}-CH_2-CH_3$ (com CH_3 em CH_2)

i) $H_3C-\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}}-\underset{\displaystyle CH_3}{\overset{\displaystyle CH_3}{\overset{|}{\underset{|}{C}}}}-CH_3$

Dê o nome de cada hidrocarboneto.

2. Radicais são estruturas que apresentam pelo menos um elétron livre (R–). Através desse elétron livre (valência), os radicais podem se unir, originando um novo composto. Veja um exemplo:

pentil + isopentil

$H_3C-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-$ .... $-CH_2-CH_2-\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}}-CH_3$

$H_3C-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}}-CH_3$

Com base nesse exemplo, faça a união dos radicais a seguir e dê o nome dos compostos obtidos:

a) etil + sec-butil;
b) isopropil + isobutil;
c) butil + terc-butil.

3. Dê a fórmula estrutural dos seguintes hidrocarbonetos:

a) 3-etil-2, 2-dimetil-hexano;
b) 3-etil-3-isopropil-heptano;
c) 3, 4-dietil-2-metilexano;
d) 4-terc-butil-4-etil-2, 2, 3-trimetiloctano.

• Alquenos, alquinos e dienos

4. Construa a fórmula estrutural dos seguintes hidrocarbonetos:

a) 2, 3-dimetil-1-penteno;
b) 3-etil-2-metil-2-hexeno;
c) 4, 4-dimetil-1-pentino;
d) 3-isopropil-1-hexino;
e) 2, 3, 3-trimetil-1, 4-pentadieno.

5. Dê o nome oficial dos hidrocarbonetos a seguir:

a) $H_3C-\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}}-\underset{\displaystyle CH_2-CH_3}{\overset{\displaystyle CH_3}{\overset{|}{\underset{|}{C}}}}-CH=CH-CH_3$

b) $H_3C-CH_2-\underset{\displaystyle C\equiv CH}{\overset{\displaystyle CH_3}{\overset{|}{\underset{|}{C}}}}-CH_2-CH_2-CH_3$

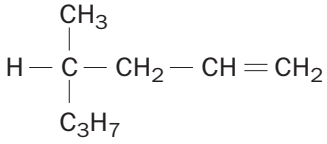
c) $H_2C=\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}}-\underset{\displaystyle CH=CH-CH_3}{\overset{\displaystyle CH_3}{\overset{|}{\underset{|}{C}}}}-CH_2-CH_3$

6. (MACK-SP) O nome (IUPAC) para o composto

$CH_3-CH=CH-CH_2-\underset{\displaystyle CH_3}{\overset{\displaystyle CH_3}{\overset{|}{\underset{|}{C}}}}-CH_3$ é:

a) 5, 5-dimetil-2-hexino.
b) 5-etil-2-hexeno.
c) 2, 2, 5-trimetil-4-penteno.
d) 2-metil-2-hepteno.
e) 5, 5-dimetil-2-hexeno.

7. (FEEQ-CE) Ao composto



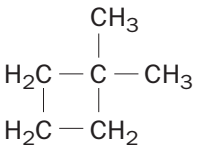
foi dado erroneamente o nome de 4-propil-2-penteno. O nome correto é:

a) 4-propil-2-pentino.
b) 2-propil-4-penteno.
c) 4-metil-1-hepteno.
d) 2-propil-4-pentino.
e) 4-metil-2-heptano.

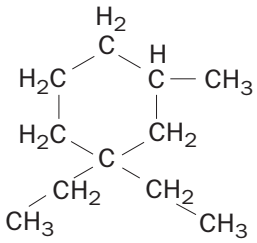
• Cicloalcanos e aromáticos

8. Dê o nome dos hidrocarbonetos a seguir:

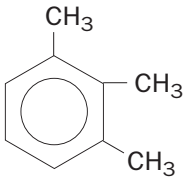
a)



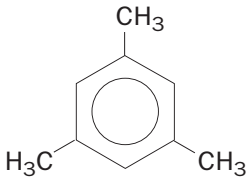
b)



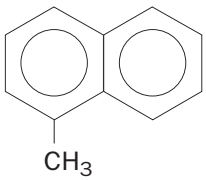
c)



d)



e)



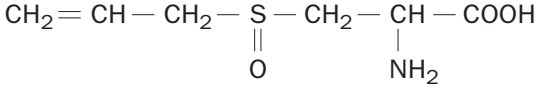
9. Escreva a fórmula estrutural dos hidrocarbonetos:

a) 1, 2-dimetilciclopentano;
b) etilciclobutano;
c) 1, 2, 4-trimetilbenzeno;
d) orto-dietilbenzeno;
e) para-dietilbenzeno;
f) β-metilnaftaleno.

Exercícios propostos

• Radicais

1. (UFPel-RS) O odor típico do alho é devido a um composto de enxofre chamado alicina, que é produzido pela ação de uma enzima do alho sobre a substância denominada aliina.



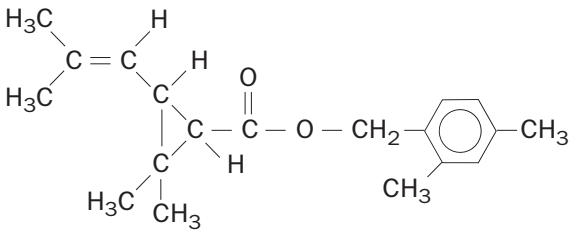
aliina (sulfóxido de S – alicisteína)

(GRISWOLD, Ruth M. *Estudo experimental dos alimentos,* p. 146.)

Sobre a aliina, é correto afirmar que:

a) tem cadeia homogênea, alifática e saturada.
b) tem fórmula molecular $C_6H_{11}O_3NS$.
c) tem o radical propil ligado ao enxofre.
d) tem, na sua estrutura, carbonos terciários e quaternários.
e) tem o oxigênio e o nitrogênio como heteroátomos.

2. (UnB-DF) As piretrinas constituem uma classe de inseticidas naturais de amplo emprego, tendo em vista que não são tóxicas para os mamíferos. Essas substâncias são extraídas das flores de crisântemo. A estrutura que se segue mostra um exemplo de piretrina:



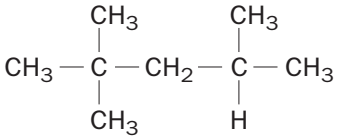
Indique os itens corretos.

A estrutura apresentada contém:

I — um anel aromático trissubstituído.
II — um anel ciclopropânico.
III — apenas três grupos metila.

• **Alcanos**

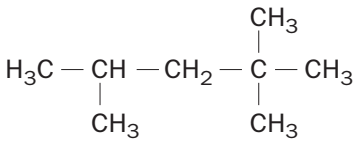
3. (FACIC-BA) A octanagem é uma medida do grau da capacidade de a gasolina queimar nos motores, sem explodir. O grau de octanagem 100 é atribuído ao composto representado pela fórmula estrutural



Com base nessa estrutura, o nome oficial do composto é:

a) 2, 3, 4, 5-tetrametil-butano.
b) 1, 2, 3-trimetil-pentano.
c) 2, 3, 5-trimetil-pentano.
d) 2, 2, 4, 4-tetrametil-butano.
e) 2, 2, 4-trimetil-pentano.

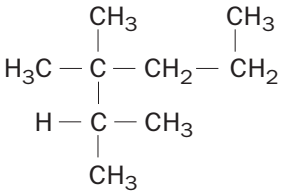
4. (PUC-MG) Dada a cadeia carbônica



verifica-se que a soma das posições dos radicais na numeração da cadeia é:

a) 4. b) 6. c) 8. d) 10. e) 12.

5. (Vunesp-SP) O nome correto do composto orgânico da fórmula a seguir é:

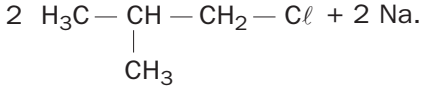


a) 2-metil-3-isopropil-pentano.
b) 2, 4-dimetil-2-isopropil-butano.
c) 2, 3, 3-trimetil-hexano.
d) 2-metil-3, 3-dimetil-5-metil-pentano.
e) 3, 3-dimetil-5-metil-pentano.

6. Considere a reação genérica:

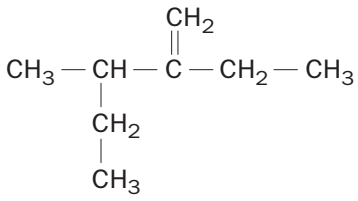


Indique a fórmula estrutural e o nome do produto orgânico que completa a equação



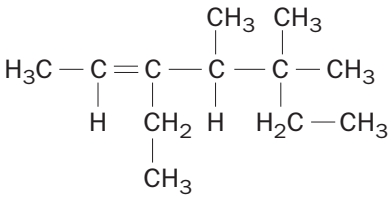
• **Alquenos, alquinos e dienos**

7. (Unifap) A nomenclatura oficial para a fórmula a seguir é:



a) 2-etil, 3-etil, butano.
b) 2-etil, 3-metil, hexano.
c) 3-metil, 3-etil, hexano.
d) 3-metil, 2-etil, 1-penteno.
e) 3-metil, 2-etil, pentano.

8. (Unisinos-RS) Dado o composto orgânico a seguir formulado:



Seu nome correto é:
a) 5-etil-3, 3, 4-trimetil-hepteno-5.
b) 3, 5-dietil-4, 5-dimetil-hexeno-2.
c) 2, 4-dietil-2, 3-dimetil-hexeno-4.
d) 3-etil-4, 5, 5-propil-hepteno-2.
e) 3-etil-4, 5, 5-trimetil-hepteno-2.

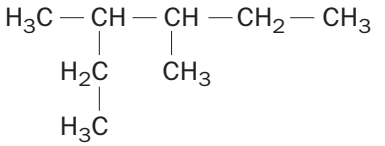
9. (Unifor-CE) O 2, 2, 5-trimetril-3-heptino é um hidrocarboneto cujas moléculas têm cadeia carbônica:

I — insaturada.
II — ramificada.
III — aromática.
Dessas afirmações, somente:
a) I é correta.
b) II é correta.
c) III é correta.
d) I e II são corretas.
e) I e III são corretas.

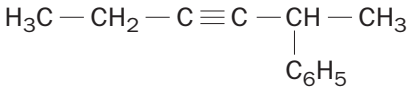
10. (PUC-MG) Um composto orgânico de cadeia aberta, insaturada, ramificada, com carbono quaternário, tem cadeia principal com quatro carbonos. Sua fórmula molecular é:

a) C_6H_{13}.
b) C_6H_{11}.
c) C_6H_{10}.
d) C_6H_{14}.
e) C_6H_6.

11. (PUC-PR) Pelo sistema IUPAC, a nomenclatura correta para os compostos abaixo:



e

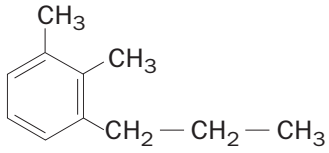


é, respectivamente:
a) 3, 4-dimetil-hexano e 2-fenil-3-hexino.
b) 3, 4-dimetil-hexano e 5-fenil-3-hexino.
c) 3, 4-dimetil-hexano e 2-benzil-3-hexino.
d) 3-metil-2-etil-hexano e 2-benzil-3-hexino.
e) 3-metil-2-etil-pentano e 2-fenil-3-hexino.

12. (Unifor-CE) As moléculas do 2-metil-1, 3-butadieno possuem cadeia com cinco átomos de carbono. Quantos átomos de hidrogênio há na molécula desse composto?
a) 6. c) 8. e) 10.
b) 7. d) 9.

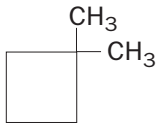
• Cicloalcanos e aromáticos

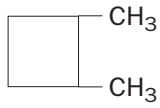
13. (Unisinos-RS) Considere o seguinte composto:

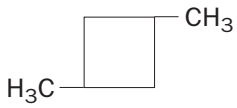


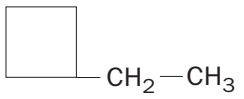
Sua nomenclatura correta é:
a) 1, 2-etil-3-propil benzeno.
b) 1, 2-dimetil-3-propil benzeno.
c) 1-propil-2, 3-dimetil benzeno.
d) o-dimetil m-propil benzeno.
e) m-dimetil o-propil benzeno.

14. Dê o nome dos cicloalcanos a seguir:

a) 

b) 

c) 

d) 

HIDROCARBONETOS: FONTES E PRINCIPAL USO

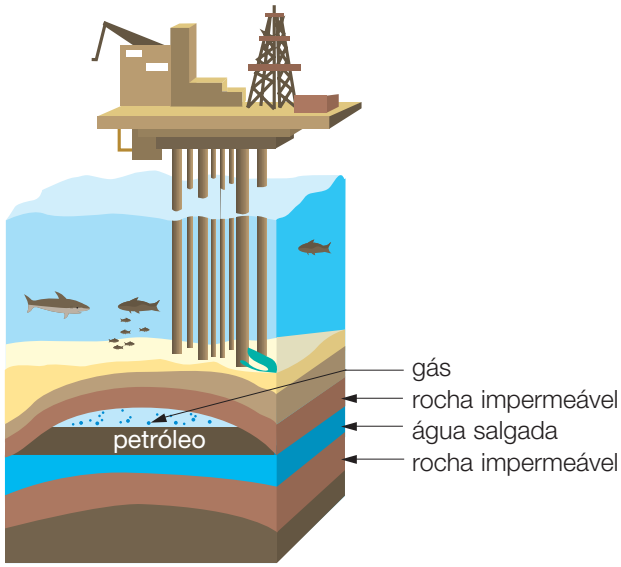
As principais fontes de hidrocarbonetos são os combustíveis fósseis, tais como petróleo, gás natural, hulha e xisto betuminoso.

Dentre essas fontes, a mais importante atualmente é o petróleo. Aproximadamente 85% dos materiais obtidos a partir da refinação do petróleo são usados em reações de combustão, isto é, são queimados para obter energia. Os outros 15% são utilizados pela indústria petroquímica na produção de plásticos, fibras, fertilizantes e muitos outros artigos.

PETRÓLEO

O petróleo formou-se na Terra há milhões de anos, a partir da decomposição de pequenos animais marinhos, plâncton e vegetação típica de regiões alagadiças. O petróleo acumula-se junto ao gás de petróleo, formando bolsões entre rochas impermeáveis ou impregnando rochas de origem sedimentar.

Tais locais são denominados bacias e apresentam genericamente o aspecto mostrado na ilustração ao lado.

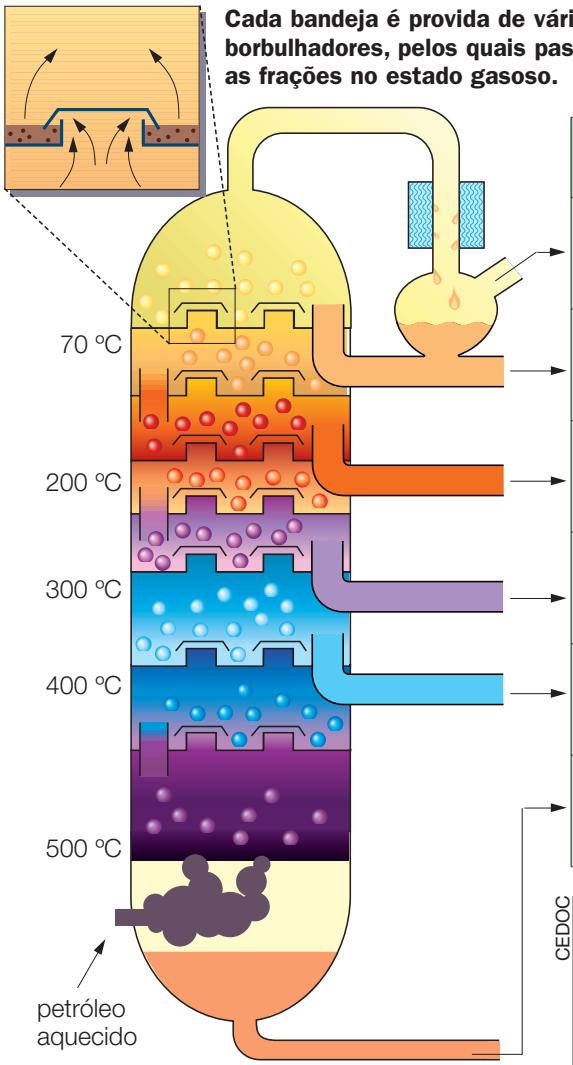


Após sua extração, o petróleo é encaminhado para as refinarias, onde seus componentes são separados através de processos como a destilação fracionada.

Inicialmente, o petróleo é aquecido em um forno, sendo parcialmente vaporizado e direcionado para uma coluna de fracionamento provida de várias bandejas. A temperatura da coluna varia com a altura, sendo que no topo se encontra a menor temperatura.

À medida que os vapores sobem na coluna, a temperatura diminui, permitindo que as frações voltem ao estado líquido e sejam retiradas.

O esquema a seguir mostra algumas frações retiradas do petróleo, sua constituição e sua faixa de temperaturas de ebulição:



Fração	Número de carbonos
gás	de 1 a 4
gasolina	de 5 a 10
querosene	de 12 a 18
óleo *diesel*	de 15 a 25
óleo lubrificante	acima de 17, com estruturas cíclicas
resíduo sólido: parafinas, ceras, asfalto, piche	mais de 20


Thales Trigo

Gás.


Thales Trigo

Gasolina.


CEDOC

Diesel.


Thaís Falcão

Parafina.

CEDOC



Asfalto.

O resíduo líquido que ficou no fundo da coluna é levado para outra coluna que apresenta pressão inferior à atmosférica, possibilitando que as frações mais pesadas entrem em ebulição a temperaturas mais baixas, evitando assim a quebra de suas moléculas. Dessa maneira, são obtidas novas frações do resíduo líquido: óleos lubrificantes, parafinas, graxas, óleo combustível e betume (utilizado no asfaltamento de estradas e na produção de impermeabilizantes).

Concluída essa etapa, ainda resta algum resíduo, que pode ser submetido a uma **pirólise** ou **craqueamento (*cracking*)**. Esse processo é executado em outra coluna de fracionamento e consiste na quebra de moléculas de cadeias longas, obtendo-se moléculas menores.

O craqueamento possibilita um aproveitamento quase integral do petróleo, propiciando uma economia expressiva e permitindo a obtenção de maiores quantidades de GLP, gasolina e outros produtos químicos que serão transformados em diversos produtos indispensáveis em nosso dia-a-dia.

A quantidade obtida de cada tipo de derivado de petróleo depende de sua origem, dos recursos da refinaria e das necessidades do mercado consumidor em cada momento.

GASOLINA ADULTERADA

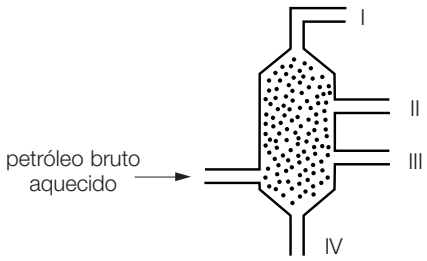
Aproveitando-se do conhecimento de que **qualquer composto orgânico se dissolve em qualquer outro composto orgânico**, pessoas inescrupulosas misturam à gasolina solventes orgânicos descartados de outros processos industriais, o que lhes permite aumentar os lucros de forma ilícita. Essas misturas não só alteram o desempenho do motor, levando-o a consumir mais combustível, como podem danificá-lo seriamente. Além de danos materiais, a adulteração de combustíveis acarreta danos ao meio ambiente, constituindo-se em mais um fator do aumento da poluição atmosférica.

Exercícios de classe

1. (MACK-SP) Líquido escuro formado por imenso número de compostos, encontrado na crosta terrestre, em geral sobre depósitos subterrâneos de água salgada, o que sugere a sua origem marinha.
Trata-se de:
a) calcário.
b) petróleo.
c) gasolina.
d) xisto betuminoso.
e) álcool.

2. (UNEB-BA) Do petróleo podem ser separadas diversas frações contendo substâncias de pontos de ebulição distintos.
O processo utilizado para a separação dessas frações do petróleo é:
a) centrifugação.
b) decantação.
c) filtração.
d) destilação.
e) sifonação.

3. (Fuvest-SP) A figura mostra esquematicamente o equipamento utilizado nas refinarias para efetuar a destilação fracionada do petróleo. Os produtos recolhidos em I, II, III e IV são respectivamente:



a) gás de cozinha, gasolina, óleo *diesel* e asfalto.
b) álcool, asfalto, óleo *diesel* e gasolina.
c) asfalto, gasolina, óleo *diesel* e acetona.
d) gasolina, óleo *diesel*, gás de cozinha e asfalto.
e) querosene, gasolina, óleo *diesel* e gás de cozinha.

4. (UEL-PR) A gasolina é uma mistura na qual predominam:
a) hidrocarbonetos.
b) álcoois.
c) haletos orgânicos.
d) éteres.
e) cetonas.

5. (Fuvest-SP) No Brasil, o sal de cozinha e o gás de cozinha (mistura de propano e butano) são usualmente obtidos, respectivamente:

a) de jazidas desse sal e do petróleo.
b) de jazidas desse sal e do gás natural.
c) da água do mar e do lixo orgânico.
d) da indústria cloro-álcali e do gás natural.
e) da água do mar e do petróleo.

6. (UCDB-MT) Estão em ordem crescente de ponto de ebulição os produtos obtidos na coluna de fracionamento da destilação fracionada do petróleo:

a) gasolina, querosene, óleo, asfalto e parafina.
b) óleo *diesel*, gasolina comum, gasolina de aviação, querosene, e óleo lubrificante.
c) gasolina de aviação, gasolina comum, querosene, óleo *diesel* e óleo lubrificante.
d) gás combustível, gasolina, óleo *diesel* e querosene.
e) gás combustível, gasolina, querosene, parafina e asfalto.

COMBUSTÃO



Christof Gunkel

A produção da fuligem é uma característica da combustão incompleta.

Uma das principais aplicações dos derivados de petróleo é a produção de energia, que é feita por meio de uma reação denominada **combustão**. Nessa reação, os hidrocarbonetos do petróleo são denominados **combustíveis** e queimam quando entram em contato com o O_2 do ar atmosférico, denominado **comburente**.

Quando queimamos uma vela, o combustível usado é a parafina (mistura de hidrocarbonetos). Nesta reação temos a formação de gás carbônico ($CO_{2(g)}$), monóxido de carbono ($CO_{(g)}$), fuligem ($C_{(s)}$) e vapor d'água ($H_2O_{(v)}$).

Assim, podemos concluir que existem 3 tipos de combustão:

Combustão completa

$$\text{hidrocarboneto} + O_2 \longrightarrow CO_2 + H_2O$$

Combustões incompletas

$$\text{hidrocarboneto} + O_2 \longrightarrow \begin{cases} CO + H_2O \\ C + H_2O \end{cases}$$

Um combustível muito utilizado atualmente é o gás natural, sendo o metano (CH_4) o seu principal componente.

As diferentes reações de combustão do metano, que originam diversos produtos, liberam diferentes quantidades de energia.

Essas reações podem ser representadas por:

$$1\ CH_{4(g)} \begin{cases} + \ 2\ O_{2(g)} \longrightarrow 1\ CO_{2(g)} + 2\ H_2O_{(\ell)} & \Delta H = -891\ kJ \\ + \ \frac{3}{2}\ O_{2(g)} \longrightarrow 1\ CO_{(g)} + 2\ H_2O_{(\ell)} & \Delta H = -607\ kJ \\ + \ 1\ O_{2(g)} \longrightarrow 1\ C_{(s)} + 2\ H_2O_{(\ell)} & \Delta H = -497\ kJ \end{cases}$$

Fica evidente que na combustão completa ocorre a maior liberação de energia, para qualquer hidrocarboneto.

As reações de combustão não são exclusivas de hidrocarbonetos, podendo ocorrer com uma grande variedade de compostos. A produção de CO_2 e H_2O é característica de combustíveis que apresentam, na sua composição, carbono e hidrogênio (C e H) ou carbono, hidrogênio e oxigênio (C, H e O).

Para comparar a eficiência de diferentes combustíveis, costuma-se determinar a quantidade de calor liberada na combustão completa por mol ou grama do combustível.

A tabela a seguir apresenta o ΔH de combustão de alguns combustíveis.

Combustível	ΔH	
	kJ/mol	kJ/grama
H_2 (gás hidrogênio)	–285,8	–142,9
H_3C-CH_2-OH (etanol)	–1 367	–29,7
CH_4 (gás metano)	–891	–55,69
H_3C-OH (metanol)	–726,4	–22,7
C_8H_{18} (octano)	–5 470	–47,98

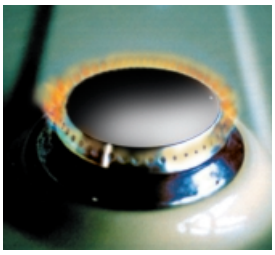
Na queima de combustíveis fósseis, as impurezas presentes também sofrem combustão. Dentre elas temos os compostos de enxofre, os quais produzem óxidos de enxofre (SO_2 e SO_3), que são substâncias poluentes.

O uso do álcool comum como substituinte da gasolina não produz esses poluentes, pois não apresenta enxofre como impureza.

Exercícios de classe

1. O GLP (gás liquefeito de petróleo) é formado por propano e butano. Equacione as reações de combustão completa de 1 mol dessas substâncias. Usando as informações a seguir, responda às questões **2** a **5**.

Fotos: Christof Gunkel



A chama amarela indica a predominância da combustão incompleta.



A chama azul indica a predominância da combustão completa.

2. Supondo que, nos dois exemplos, o combustível seja o gás natural, identifique o principal componente deste gás.

3. Quais produtos contêm carvão (fuligem) em maior quantidade:

a) na combustão em que a chama é amarela?

b) na combustão em que a chama é azul?

4. Em qual das duas situações deve aparecer uma mancha negra no fundo externo da panela? Identifique a substância responsável pelo aparecimento da mancha negra.

5. Admitindo o aquecimento de 1 litro de água em cada panela, em qual delas a ebulição ocorrerá primeiro?

6. Equacione a combustão completa do 2, 2, 4-trimetilpentano, um dos componentes da gasolina.

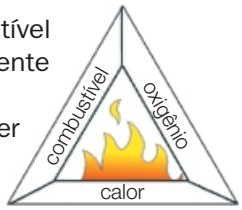
7. Em alguns municípios do Brasil, adota-se uma forma bastante cruel de controlar a população de cães abandonados nas ruas: prendem-se os animais em compartimentos vedados, no quais se introduz uma mangueira acoplada ao escapamento de um caminhão, cujo motor está funcionando em "ponto morto". A substância que mata os cães é:

a) KCN. b) H_2. c) CO. d) NH_3. e) HCN.

8. O risco de incêndio existe sempre que temos, juntos, 3 fatores:

- presença de um combustível
- presença de um comburente
- calor

Esses 3 fatores costumam ser representados pelo denominado Triângulo do Fogo:



A prevenção e a extinção de um incêndio envolve a eliminação de pelo menos um desses 3 fatores. Considere três situações:

I — Quando o óleo que está sendo aquecido na chama de um fogão subitamente pega fogo na frigideira, devemos cobri-la com um pano grosso.

II — Ao combater um incêndio num prédio, os bombeiros lançam jatos de água nas estruturas de madeira.

III — Ao combater um incêndio num armazém, os bombeiros retiram tambores que contenham gasolina, álcool, gás de petróleo etc.

Quais os fatores do Triângulo do Fogo que se procura eliminar nas situações I, II e III?

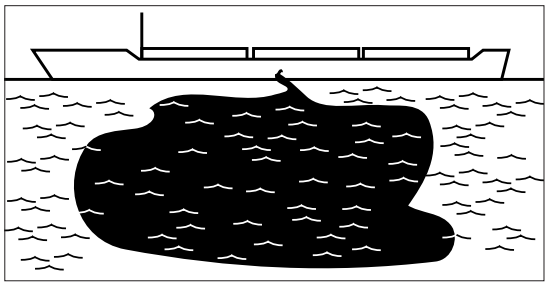
Exercícios propostos

• Petróleo

1. (UFRN) Freqüentemente, toma-se conhecimento de notícias sobre acidentes com navios petroleiros. Os vazamentos de petróleo geralmente são identificados por grandes manchas negras que se formam sobre a superfície dos oceanos, causando sérios prejuízos à vida marinha.
Essas manchas ocorrem porque o petróleo é basicamente constituído por uma mistura de:

a) hidrocarbonetos insolúveis em água.
b) macromoléculas solúveis em água.
c) sais solúveis em água.
d) minerais insolúveis em água.

2. (Unisinos-RS) Conforme tem sido amplamente divulgado, ocorreram, de forma crescente, acidentes com navios que transportam petróleo. Em muitos destes acidentes, a ação deste líquido escuro e oleoso sobre a flora e a fauna assume proporções devastadoras. Estes danos contra a natureza, dentre outros fatores, estão ligados à composição do petróleo.



Em relação a esta composição, pode-se afirmar que o petróleo é:

a) uma mistura de substâncias orgânicas, principalmente hidrocarbonetos, que são separadas por destilação fracionada.
b) uma mistura de substâncias inorgânicas, predominantemente sais, que são separadas por destilação simples.
c) uma mistura de minerais que são separados por dissolução fracionada.
d) uma mistura de substâncias orgânicas ou inorgânicas, dependendo da região de origem, que são separadas por fusão fracionada.
e) uma mistura de substâncias formadas por macromoléculas que são separadas por decantação.

3. (UEFS-BA) O petróleo é um líquido viscoso e escuro encontrado entre camadas do subsolo, geralmente acompanhado de água salgada e de gás natural.
Com base nessa informação e nos conhecimentos sobre petróleo, é correto afirmar:

a) Petróleo, água salgada e gás natural é um sistema homogêneo.
b) O petróleo "jorra" porque a pressão exercida pela água salgada sobre ele é menor do que a pressão atmosférica.
c) O petróleo é separado da água salgada por destilação fracionada.
d) O gás natural é uma substância composta.
e) Nas camadas do subsolo, o petróleo está situado entre as fases gás natural e água salgada.

4. (UEL-PR) Dentre as frações de destilação do petróleo representadas a seguir, as que têm maior número de átomos de carbono por moléculas são:

a) o asfalto e o piche.
b) a gasolina e o querosene.
c) a nafta e os óleos minerais.
d) a gasolina e o gás liquefeito do petróleo.
e) o óleo *diesel* e o querosene.

5. (FESP) O *cracking* das frações médias da destilação do petróleo é, hoje, uma tecnologia empregada na maioria das refinarias porque:

a) aumenta o rendimento em óleos lubrificantes.
b) economiza energia técnica no processo de destilação.
c) permite a utilização de equipamento mais compacto.
d) facilita a destilação do petróleo.
e) aumenta o rendimento em frações leves.

• Combustão

6. (Fuvest-SP) Em tempo de seca são comuns as queimadas nas florestas. No ar atmosférico que envolve uma queimada, a concentração de oxigênio e a de vapor d'água, respectivamente:

a) aumenta — diminui.
b) aumenta — aumenta.
c) diminui — aumenta.
d) diminui — diminui.
e) diminui — não se altera.

7. (PUC-SP) Recentes descobertas de uma nave espacial americana indicam que a atmosfera de um satélite de Saturno contém hidrocarbonetos em grande quantidade, e entre eles o octano, componente da gasolina. Se não existir oxigênio em sua atmosfera pode-se concluir que, no satélite investigado:

a) só pode haver vida vegetal.
b) a chama de um foguete incendiaria sua atmosfera.
c) não há perigo de incêndio devido à baixa temperatura.
d) uma turbina de avião poderia funcionar alimentada só com oxigênio.
e) uma turbina de avião poderia funcionar alimentada só com hidrogênio.

8. (Fuvest-SP) A combustão incompleta da gasolina em motores de automóvel polui o ar atmosférico com:

a) He.
b) N_2.
c) CO_2.
d) CO.
e) H_2O.

9. (Fuvest-SP) Um dos inconvenientes da gasolina com alto teor de enxofre é que, durante a combustão da mesma, forma-se um poluente atmosférico, cuja fórmula química é:

a) H_2S.
b) CO.
c) H_2SO_4.
d) SO_2.
e) CO_2.

10. Observe as reações de combustão dos seguintes compostos:

$$C_3H_6 + O_2 \longrightarrow CO_2 + H_2O$$
$$C_6H_6 + O_2 \longrightarrow CO_2 + H_2O$$

Considerando em números inteiros, faça o balanceamento das reações.

11. (UFPel-RS) Uma das principais aplicações dos derivados do petróleo é a produção de energia. Essa energia pode ser obtida através de uma reação denominada "combustão".
Uma das formas de produção de energia é através do GLP (gás liquefeito de petróleo), que apresenta, como um dos seus componentes, o butano (C_4H_{10}).
Considere a reação de combustão do gás butano representada abaixo, através da equação:

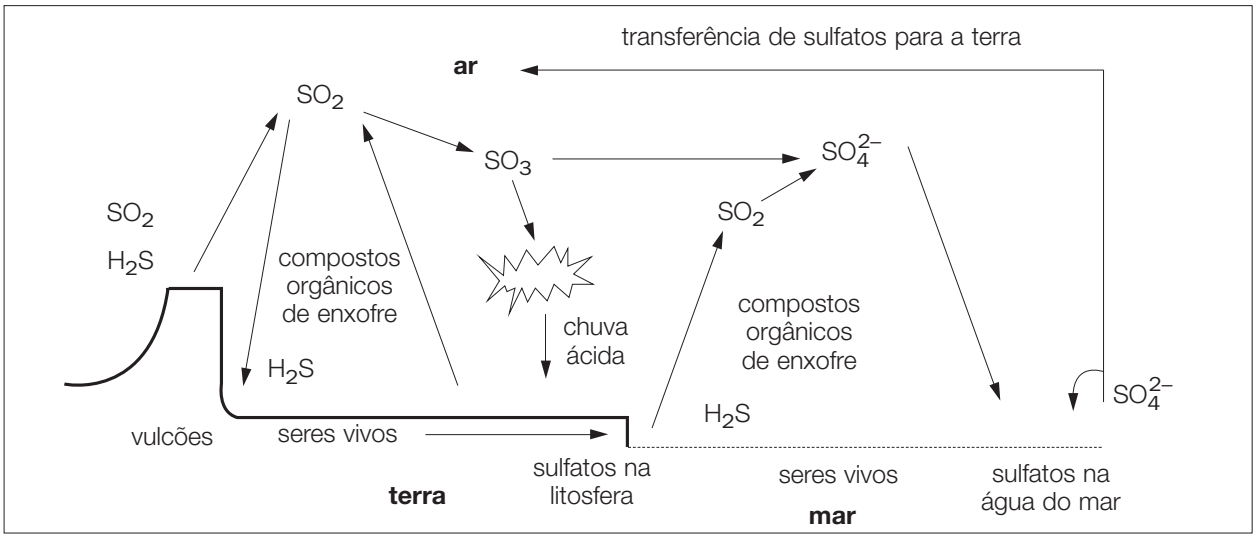
$$2\ C_4H_{10(g)} + 13\ O_{2(g)} \dashrightarrow 8\ CO_{2(g)} + 10\ H_2O_{(\ell)}$$
$$\Delta H \cong -1\,266\ kcal$$

a) Qual o calor de combustão do butano, ou seja, o calor liberado por mol de butano?
b) Qual o volume de $O_{2(g)}$, medido nas CNTP, que é necessário para a produção de 1 266 kcal?

12. (UFRN) O gás de cozinha é composto principalmente de propano e butano. O preço do quilo de cada um desses gases é o mesmo. O calor de combustão para o propano é de 2 200 kJ/mol e, para o butano, 2 900 kJ/mol. A partir desses dados:

a) escreva e balanceie a reação de combustão completa de cada um dos gases;
b) mencione qual dos dois gases deve estar presente em maior quantidade, no gás de cozinha, a fim de baratear o custo da energia. Justifique.

13. (ENEM) O esquema a seguir representa o ciclo do enxofre na natureza, sem considerar a intervenção humana.



Adaptado de *Air Composition and Chemistry*, Brimblecombe P. Cambridge University Press, 1996.

O ciclo representado mostra que a atmosfera, a litosfera, a hidrosfera e a biosfera, naturalmente:

I — são poluídas por compostos de enxofre.
II — são destinos de compostos de enxofre.
III — transportam compostos de enxofre.
IV — são fontes de compostos de enxofre.

Dessas afirmações, estão corretas, apenas:

a) I e II.
b) I e III.
c) II e IV.
d) I, II e III.
e) II, III e IV.

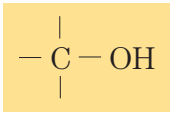
UNIDADE 21

Funções orgânicas contendo oxigênio

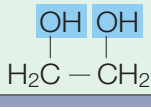
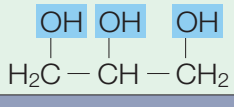
Até agora estudamos somente os hidrocarbonetos, que são compostos formados por dois elementos químicos (carbono e hidrogênio). A seguir vamos estudar uma série de funções que, além de **C** e **H**, apresentam oxigênio (O). São elas: álcoois, fenóis, aldeídos, cetonas, ácidos carboxílicos e seus derivados diretos (ésteres orgânicos e éteres).

ÁLCOOIS

Álcoois são compostos que apresentam grupo hidroxila (— OH) ligado a carbono saturado.

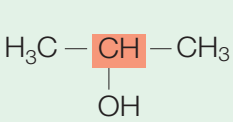
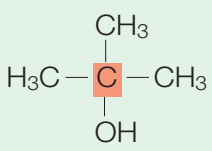
grupo funcional 

Um dos critérios usados para classificar os álcoois relaciona-se à quantidade de grupos hidroxila (— OH).

Número de hidroxilas	1 OH	2 OH	n* OH
Classificação	monoálcool	diálcool	poliálcool
Exemplo			

* n > 2

Os monoálcoois ainda podem ser classificados em função do tipo de carbono que contém a hidroxila.

Localização da hidroxila	C primário	C secundário	C terciário
Classificação do álcool	primário	secundário	terciário
Exemplo			

Observação:

Os álcoois apresentam no máximo um grupo OH por carbono.

NOMENCLATURA OFICIAL DOS ÁLCOOIS

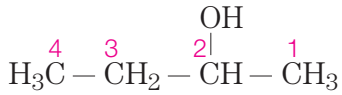
A nomenclatura oficial dos álcoois segue as mesmas regras estabelecidas para os hidrocarbonetos; a única diferença está na terminação.

Prefixo	Intermediário	Sufixo
número de carbonos	tipo de ligação	ol

Álcoois saturados

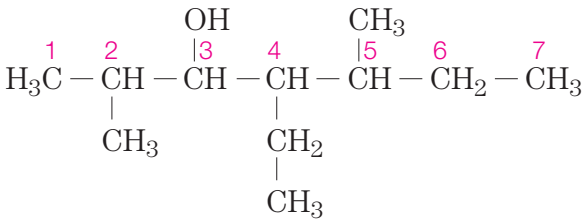
Monoálcool

Quando um álcool alifático apresentar mais do que dois átomos de carbono, indicamos a posição do OH numerando a cadeia a partir da extremidade mais próxima do carbono que contém a hidroxila.

- 

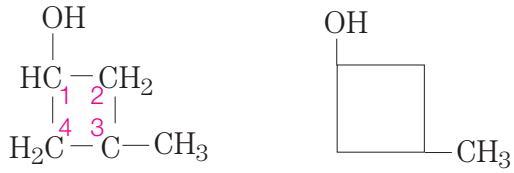
Prefixo	Intermediário	Sufixo	Posição do OH
número de C — but	ligação entre C — an	função — ol	carbono 2

nome oficial: 2-butanol

- 

cadeia principal: 3-heptanol
radicais: metil, metil, etil
posição: 2, 5, 4

nome: 4-etil-2, 5-dimetil-3-heptanol

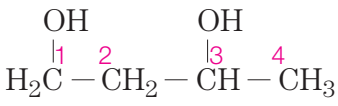
- 

cadeia principal: 1-ciclobutanol
radical: metil
posição: 3

nome: 3-metil-1-ciclobutanol ou, simplesmente, 3-metil-ciclobutanol

Poliálcoois

Nesses álcoois as posições dos grupos OH são fornecidas pelos menores números possíveis. Essas quantidades são indicadas pelos sufixos diol, triol, …



nome: 1, 3-butanodiol

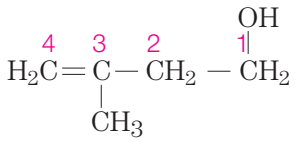
Álcoois insaturados

Esses álcoois contêm pelo menos uma dupla ou tripla ligação entre carbonos que não apresentam grupo OH.

Em seus nomes devem constar as posições do grupo funcional, das insaturações e das ramificações, sendo esta a ordem de prioridade.

Observação:

A numeração da cadeia deve ser feita a partir da extremidade mais próxima do grupo funcional.



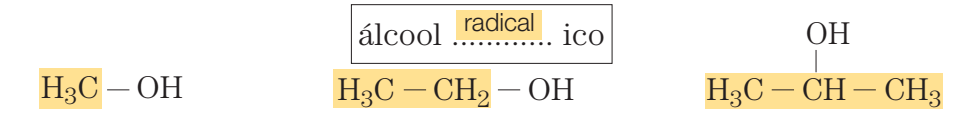
cadeia principal: 3-buten-1-ol
radical: metil
posição: 3

nome: 3-metil-3-buten-1-ol

NOMENCLATURA USUAL PARA MONOÁLCOOIS

Nessa nomenclatura usa-se o nome do radical ao qual está ligado o grupo OH, de acordo com o seguinte esquema:

álcool radical ... ico



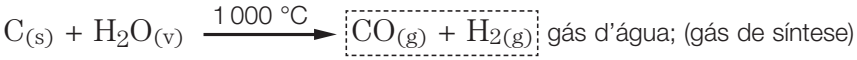
álcool metílico | **álcool etílico** | **álcool isopropílico**

PRINCIPAIS ÁLCOOIS

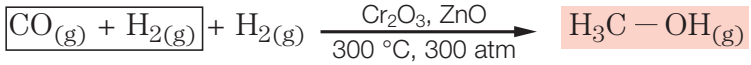
Metanol ou álcool metílico

Fórmulas	Características físicas		
	TF	TE	Solubilidade em água
CH_3-OH ou H_3C-OH	–97 °C	64,7 °C	infinita

Durante muito tempo, a única maneira de se obter metanol era destilando madeira a seco e na ausência de ar, o que tornou o metanol conhecido como **álcool da madeira**. Atualmente, ele é produzido em escala industrial a partir de carvão e água.



gás d'água; (gás de síntese)



O metanol, além de ser usado como solvente em muitas reações industriais, também é matéria-prima para a produção de polímeros, como, por exemplo, a fórmica.

Há alguns anos, o metanol foi utilizado no Brasil como combustível de carros a álcool e como aditivo da gasolina em substituição ao etanol. Sua utilização como combustível apresenta alguns inconvenientes: grande capacidade de corrosão de aços e grande toxicidade.

A dose letal é de 0,07 g por quilograma de massa corpórea. Isso significa que meia colher de sopa de metanol pode causar a morte de uma pessoa de 60 kg.



CEDOC

Na Fórmula Mundial, o combustível é o metanol.

Cachaça contaminada já matou 33

Polícia reuniu provas para indiciar mais dois proprietários de alambiques na Bahia

SALVADOR — Subiu para 33 o número de pessoas que morreram depois de beber aguardente de fabricação clandestina, no sudoeste baiano.

Os sintomas apresentados pelas vítimas — dor de cabeça, hipertensão e vertigem — levam a crer que a cachaça esteja contaminada com **metanol**. O Laboratório Central do Estado está analisando amostras para confirmar a suspeita.

(*O Estado de S. Paulo*, 11 nov. 1999.)

Etanol ou álcool etílico

Fórmulas	Características físicas		
	TF	TE	Solubilidade em água
H_3C-CH_2-OH ou CH_3-CH_2-OH ou C_2H_5OH	–115 °C	78,5 °C	infinita

O etanol é provavelmente uma das primeiras substâncias produzidas pelo ser humano. O álcool etílico é obtido a partir da fermentação de polissacarídeos (amido, celulose) ou de dissacarídeos (sacarose, maltose). As fontes naturais mais importantes são a cana-de-açúcar, a beterraba, a batata, a cevada e o arroz.

O processamento da cana-de-açúcar para a produção do etanol pode ser resumido em quatro etapas:

- **moagem da cana**, para obtenção do caldo de cana (garapa), que tem alto teor de sacarose;
- **produção do melaço**, obtido por meio do aquecimento do caldo da cana;
- **fermentação do melaço**, através da adição de fermentos biológicos, que ocasiona a ocorrência de duas reações:

a) hidrólise da sacarose:

$$\underset{\text{sacarose}}{C_{12}H_{22}O_{11}} \xrightarrow[\text{invertase}]{H_2O} \underset{\text{glicose}}{C_6H_{12}O_6} + \underset{\text{frutose}}{C_6H_{12}O_6}$$

b) fermentação:

$$\underset{\substack{\text{glicose}\\\text{frutose}}}{C_6H_{12}O_6} \xrightarrow{\text{zimase}} \underset{\text{etanol}}{2\ C_2H_5OH} + \underset{\substack{\text{gás}\\\text{carbônico}}}{2\ CO_2\uparrow}$$

A invertase e a zimase são enzimas (catalisadores biológicos).



CEDOC

Moenda de cana.

- **destilação fracionada**, processo que permite obter uma solução contendo no máximo 96% em volume de etanol (96° GL).

A obtenção do álcool anidro (100%) pode ser feita eliminando-se os 4% em volume de água, por meio da adição de cal viva (CaO).

No Brasil, a maior parte do etanol produzido é utilizada como combustível de veículos. Uma de suas vantagens em relação à gasolina é que sua queima não produz dióxido de enxofre (SO_2), um dos principais poluentes atmosféricos.



L E I T U R A

Bebidas alcoólicas

Todas as bebidas alcoólicas contêm certo teor de etanol. Podem ser classificadas em dois grupos: bebidas destiladas e não-destiladas.

Bebidas não-destiladas	Teor alcoólico (em ºGL)	Matéria-prima
cerveja	3 a 5	cevada, lúpulo, arroz, cereais maltados (germinados), água e fermento
vinho	até 12	uvas
champagne	11	uvas (fermentação na garrafa)
sidra	4 a 8	maçã (semelhante ao *champagne*)

Bebidas destiladas	Teor alcoólico (em ºGL)	Matéria-prima
pinga (aguardente de cana)	38 a 54	cana-de-açúcar
uísque	43 a 55	cereais envelhecidos (tipo escocês) e milho (tipo *bourbon*)
vodca	40 a 50	batata, cereais (trigo)
conhaque (*brandy*)	40 a 45	destilado do vinho (uva)
rum	45	melaço de cana
gim	40 a 50	zimbro
tequila	40 a 50	agave

A quantidade de álcool encontrada em uma garrafa de pinga é igual à existente em 10 garrafas de cerveja.

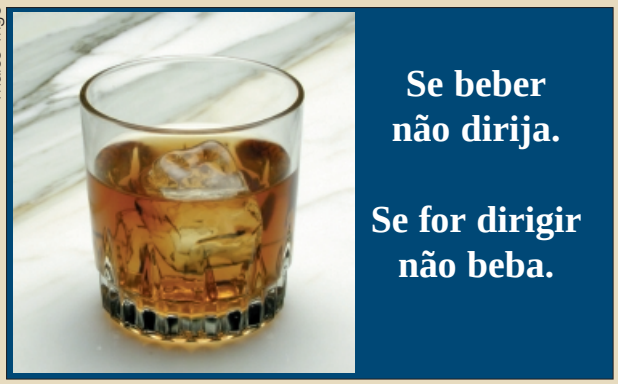
O consumo de bebidas alcoólicas tem se tornado um problema muito sério em todos os países. A ingestão habitual de grandes quantidades de álcool causa danos irreversíveis ao cérebro, ao coração e ao fígado, além de provocar alterações de comportamento.

Os efeitos no comportamento humano provocados por diferentes concentrações alcoólicas no sangue estão indicados a seguir:

0,05%: sensação de bem-estar, visão reduzida e euforia
0,10%: deficiência de coordenação e confusão mental
0,15%: grande dificuldade na coordenação e na resposta a fatos externos
0,20%: depressão física e mental
0,30%: fala indistinta
0,35%: estupor
0,45%: coma alcoólico
acima de 0,45%: morte

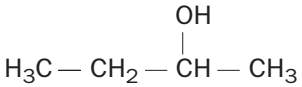
No Brasil, uma pessoa que apresentar níveis de etanol superiores a 0,06% é considerada incapaz para dirigir um veículo. De acordo com a lei, nesses casos o motorista será multado, terá sua habilitação para dirigir suspensa e pode sofrer pena de detenção de 6 meses a 3 anos.

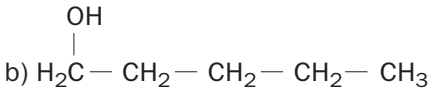
Thales Trigo

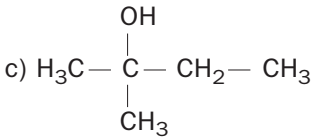


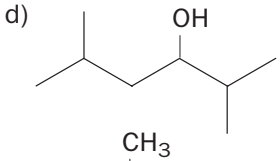
Exercícios de classe

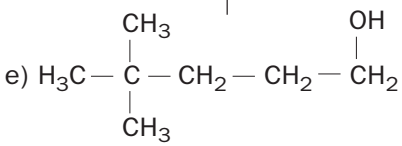
1. Dê o nome oficial dos seguintes álcoois:

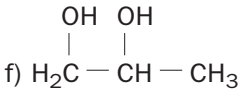
a) 

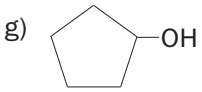
b) 

c) 

d) 

e) 

f) 

g) 

2. Escreva a fórmula estrutural e dê o nome oficial dos seguintes álcoois:
a) álcool metílico;
b) álcool etílico;
c) álcool propílico;
d) álcool isopropílico;
e) álcool s-butílico;
f) álcool t-butílico.

3. Considerando que a fórmula molecular C_3H_8O identifica dois álcoois alifáticos saturados, escreva suas fórmulas estruturais e dê seus nomes oficiais.

4. O metanol é uma das alternativas para a substituição da gasolina como combustível de veículos automotores. Seu principal método de produção é a partir do carvão e da água. Utilizando equações químicas, descreva seu método de produção e escreva a equação que mostra sua combustão completa.

5. (UFV-MG) Uma das vantagens de se usar o etanol como combustível é a diminuição da quantidade de monóxido de carbono que, em comparação com a gasolina, é eliminada.
a) Escreva a equação balanceada da combustão do etanol.
b) Escreva a fórmula eletrônica de cada componente envolvido na reação (etanol, oxigênio, dióxido de carbono e água).

6. (Fuvest-SP) O álcool (C_2H_5OH) é produzido nas usinas pela fermentação do melaço de cana-de-açúcar, que é uma solução aquosa de sacarose ($C_{12}H_{22}O_{11}$). Nos tanques de fermentação, observa-se uma intensa fervura aparente do caldo.
a) Explique por que ocorre essa "fervura fria".
b) Escreva a equação da reação envolvida.

7. (ITE-SP) Bebidas alcoólicas são aquelas que contêm álcool etílico numa quantidade tolerada para consumo humano e muitas delas são fermentadas.
As bebidas fermentadas podem ser destiladas ou não. Indique a alternativa que contém uma bebida destilada e uma não destilada.
a) Cachaça e vodka.
b) Cerveja e vinho.
c) Cachaça e conhaque.
d) Uísque e cerveja.
e) Vodka e conhaque.

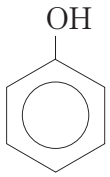
8. Um indivíduo ingere um copo de 300 mL de aguardente de cana (pinga) cujo teor alcoólico é 40 °GL. Sabendo-se que o teor alcoólico da cerveja é 4 °GL e considerando que uma garrafa de cerveja tenha um volume de 600 mL, quantas garrafas de cerveja ele deveria beber para ingerir a mesma quantidade de álcool?

FENÓIS

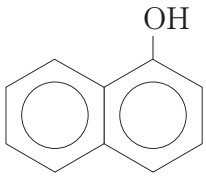
Os fenóis são compostos que apresentam o grupo hidroxila (— OH) ligado diretamente a um átomo de carbono do anel aromático:

grupo funcional $\underset{\text{aromático}}{C - OH}$

Na nomenclatura oficial, o grupo (— OH) é denominado **hidróxi** e vem seguido do nome do hidrocarboneto.

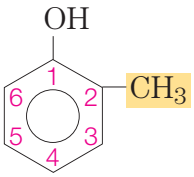


hidroxibenzeno

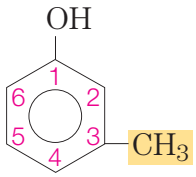


O hidroxibenzeno, fenol ou fenol comum, também é conhecido por **ácido fênico** devido à sua capacidade de reagir com bases (neutralizar). Essa propriedade é característica de todos os fenóis.

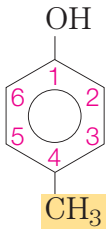
Caso ocorram ramificações, é necessário indicar suas posições, de modo que se obtenham os menores números possíveis.



1-hidroxi-2-metilbenzeno
2-metilfenol
o-metilfenol



1-hidroxi-3-metilbenzeno
3-metilfenol
m-metilfenol



1-hidroxi-4-metilbenzeno
4-metilfenol
p-metilfenol

Comercialmente, os compostos do tipo metilfenol são conhecidos como cresóis.

PRINCIPAL FENOL

A característica mais importante da maioria dos fenóis é que eles apresentam propriedades antibacterianas e fungicidas.

O **fenol** ou **ácido fênico** em solução aquosa foi o primeiro anti-séptico comercializado (por volta de 1870), e seu uso provocou uma queda muito grande no número de mortes causadas por infecção pós-operatória.

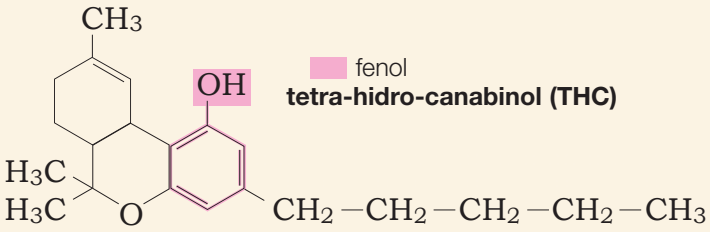
O fenol comum deixou de ser utilizado com essa finalidade quando se descobriu que ele é corrosivo, podendo causar queimaduras quando em contato com a pele, e venenoso quando ingerido por via oral.


corrosivo


tóxico

THC

A substância tetra-hidro-canabinol (THC) apresenta em sua estrutura o grupo fenol.



fenol
tetra-hidro-canabinol (THC)

O THC é o principal componente ativo da maconha, conhecida também como marijuana, cujo uso freqüente e continuado tem sido responsável por graves problemas sociais. O uso da maconha provoca secura acentuada na boca, distorções auditivas e visuais e um estado caracterizado pela diminuição no nível de eficiência, no desejo de trabalhar, competir e enfrentar desafios. Assim, o principal interesse das pessoas que usam maconha passa a ser a maneira

de obter a droga, podendo vir a abandonar a escola, o trabalho, o lar e a ignorar hábitos de higiene e cuidados pessoais. Experiências controladas com a maconha, realizadas nos Estados Unidos, verificaram que seu uso provoca o abandono de atividades sociais e diminui, quase extinguindo, o desejo sexual.

Diferentemente do álcool, o THC permanece no sangue por aproximadamente oito dias, podendo ser detectado por meio de exames de sangue. Por esse motivo, o consumo de maconha em intervalos menores de oito dias leva a um aumento na concentração de THC no sangue. Isso explica por que uma mesma quantidade de maconha provoca efeitos mais intensos em um usuário freqüente do que numa pessoa que nunca a tenha consumido, ou que o tenha feito num intervalo de tempo maior.

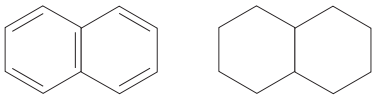
O uso freqüente pode causar episódios psicóticos de curta duração e ansiedade intensa, mas a maconha apresenta algumas aplicações legítimas na Medicina:

— diminuição da pressão no globo ocular de pessoas com glaucoma, evitando eventual cegueira;

— diminuição de ânsia de vômito em pacientes de câncer submetidos a tratamento por radiação.

Exercícios de classe

1. (UFMG) Considere as estruturas moleculares do naftaleno e da decalina, representadas pelas fórmulas abaixo:



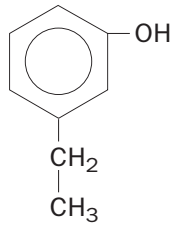
naftaleno decalina

Substituindo, em ambas as moléculas, um átomo de hidrogênio por um grupo hidroxila (OH), obtêm-se dois compostos que pertencem, **respectivamente**, às funções:

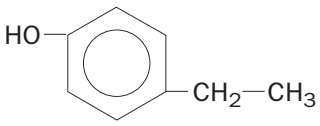
a) álcool e fenol.
b) fenol e fenol.
c) fenol e álcool.
d) álcool e álcool.

2. Dê o nome dos seguintes fenóis:

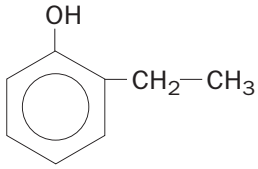
a)



b)



c)



3. Dê a fórmula estrutural dos seguintes fenóis:

a) orto-isopropilfenol;
b) para-isopropilfenol.

4. Por que o ácido carbólico (solução aquosa de ácido fênico ou fenol) deixou de ser usado nos hospitais? Indique dois produtos caseiros que poderiam ser utilizados para neutralizar o ácido carbólico.

5. (UFRS) O ortocresol, presente na creolina, resulta da substituição de um átomo de hidrogênio do hidroxibenzeno por um radical metila. A fórmula molecular do ortocresol é:

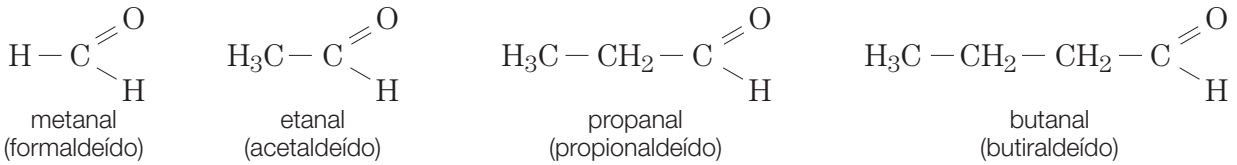
a) C_7H_8O.
b) C_7H_9O.
c) C_6H_7O.
d) C_6H_8O.
e) C_6H_9O.

ALDEÍDOS

Os aldeídos apresentam o grupo carbonila $\left(-C\begin{smallmatrix}\nearrow O \\ \searrow\end{smallmatrix}\right)$ na extremidade da cadeia. De acordo com as regras da IUPAC, sua nomenclatura recebe o sufixo al.

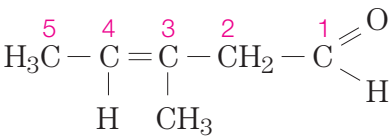
grupo funcional: $-C\begin{smallmatrix}\nearrow O \\ \searrow H\end{smallmatrix}$ al

Os quatro aldeídos mais simples apresentam nomes usuais formados pelos prefixos: **form**, **acet**, **propion**, **butir**, seguidos da palavra aldeído.



metanal (formaldeído) — etanal (acetaldeído) — propanal (propionaldeído) — butanal (butiraldeído)

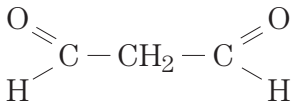
Os aldeídos ramificados e/ou insaturados seguem as regras já vistas. Como o grupo funcional está **sempre** na extremidade, esse carbono sempre será o número 1; portanto, sua posição não precisa ser indicada.



cadeia principal: 3-pentenal
radical: metil posição: 3

nome: **3-metil-3-pentenal**

Caso existam **dois** grupos aldeídos, o sufixo usado é **dial**.



propanodial

UM ALDEÍDO IMPORTANTE

O metanal

O **metanal** é o principal aldeído, sendo conhecido também por **aldeído fórmico** ou **formaldeído**.

Nas condições ambientes, ele é um gás incolor extremamente irritante para as mucosas. Quando dissolvido em água, forma-se uma solução cuja concentração pode ser no máximo de 40% em massa, conhecida por **formol** ou **formalina**.

O formol tem a propriedade de desnaturar proteínas tornando-as resistentes à decomposição por bactérias. Por essa razão, ele é usado como fluido de embalsamamento, na conservação de espécies biológicas e também como anti-séptico.

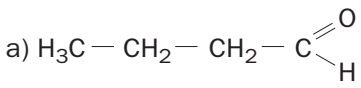


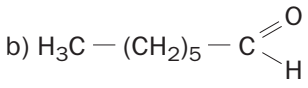
Thales Trigo

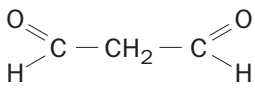
Cobra conservada em formol.

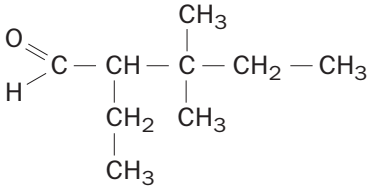
Exercícios de classe

1. Dê o nome oficial dos seguintes aldeídos:

a) 

b) 

c) 

d) 

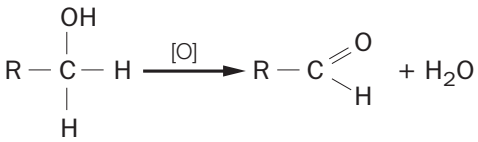
2. Escreva as fórmulas estruturais e molecular dos seguintes aldeídos:
a) pentanal;
b) butanodial;
c) propenal.

3. Existe no mercado um produto denominado **casco de cavalo**, utilizado para tornar as unhas mais duras e "resistentes"; um dos seus componentes é o aldeído de menor massa molar.

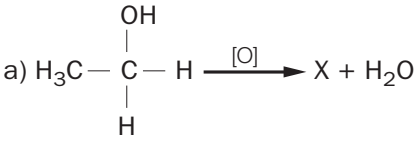
Qual o nome e qual a fórmula estrutural desse aldeído?

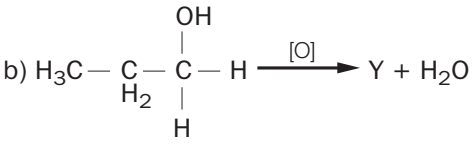
4. Qual é a diferença entre o metanal e o formol? Cite duas aplicações do formol.

5. Observe a reação genérica que indica a oxidação parcial de um álcool primário:



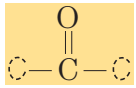
Com base na reação acima, indique a fórmula estrutural e o nome dos produtos orgânicos formados: **X** e **Y**.

a) 

b) 

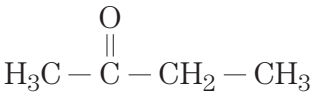
CETONAS

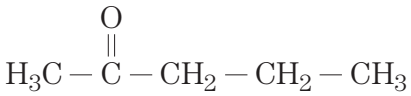
As cetonas apresentam o grupo carbonila ($>C=O$), sendo este carbono secundário. De acordo com as regras da IUPAC, o sufixo utilizado para indicar a função é ona.

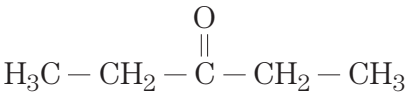
grupo funcional:  ona

carbono secundário

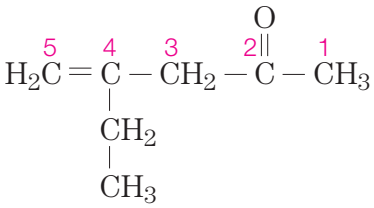
A numeração da cadeia deve ser iniciada a partir da extremidade mais próxima do grupo $>C=O$, quando necessário.


butanona


2-pentanona


3-pentanona

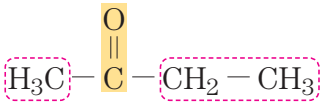
A nomenclatura das cetonas ramificadas e/ou insaturadas segue as regras já vistas.



cadeia principal: 4-penten-2-ona
indica a dupla ligação — indica o grupo funcional
radical: etil
posição: 4

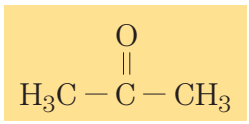
nome: **4-etil-4-penten-2-ona**

Existe uma nomenclatura usual em que o grupo $>C=O$ é denominado **cetona**, e seus ligantes são considerados radicais.

 **etil-metil-cetona**

PRINCIPAL CETONA

Acetona



A acetona (propanona ou dimetil-cetona) à temperatura ambiente é um líquido que apresenta odor irritante e se dissolve tanto em água como em solventes orgânicos; por isso, é muito utilizada como solvente de tintas, vernizes e esmaltes.

Na indústria de alimentos, sua aplicação mais importante relaciona-se à extração de óleos e gorduras de sementes, como soja, amendoim e girassol.

Sua comercialização é controlada pelo Departamento de Entorpecentes da Polícia Federal, por ser utilizada na extração da cocaína, a partir das folhas da coca.



Thales Trigo

Atualmente, a acetona comercializada nas farmácias é uma mistura de acetona, álcool etílico e água.

Em nosso organismo, cetonas são encontradas em pequenas quantidades no sangue, fazendo parte dos chamados **corpos cetônicos**. Nesse caso, ela é formada pela degradação incompleta de gorduras.

Exercícios de classe

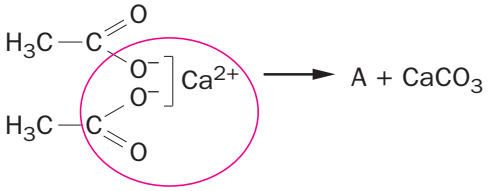
1. Escreva as fórmulas estruturais e molecular das seguintes cetonas:

a) 2-heptanona;
b) ciclobutanona;
c) 2, 3-pentanodiona;
d) 2-metil-4-etil-3-hexanona;
e) difenilcetona.

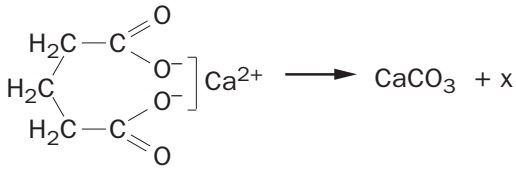
2. Escreva todas as fórmulas estruturais das cetonas **alifáticas normais** que apresentam fórmula molecular $C_6H_{12}O$.

3. A biacetila é o principal aromatizante da margarina. Sabendo que ela é uma dicetona formada por quatro átomos de carbono de cadeia normal e saturada, escreva sua fórmula estrutural e seu nome oficial.

4. Escreva a fórmula e dê o nome da cetona que completa corretamente a equação:

a) 

b) Copie e complete a equação e indique o nome do produto orgânico obtido.



5. (UFOP-MG — mod.) A carbonila é um grupo substituinte que está presente em várias funções orgânicas.

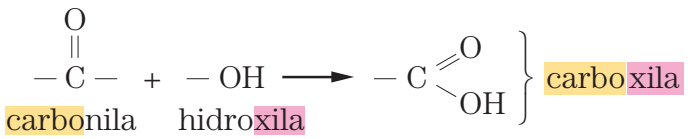
a) Cite duas funções em que está presente o grupo carbonila.
b) Mostre as fórmulas gerais dessas duas funções orgânicas, para cadeias alifáticas saturadas.
c) Escreva as fórmulas estruturais dos compostos que contêm o grupamento carbonila e que apresentam massa molar 58 $g \cdot mol^{-1}$.

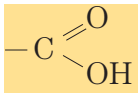
(Considere as massas atômicas: H = 1, C = 12 e O = 16.)

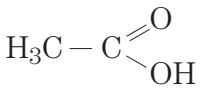
ÁCIDOS CARBOXÍLICOS

Os **ácidos carboxílicos** são compostos caracterizados pela presença do grupo **carboxila**.

Esse grupo é o resultado da união dos grupos carbonila e hidroxila:

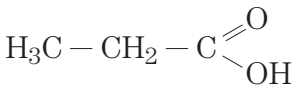


grupo funcional: 



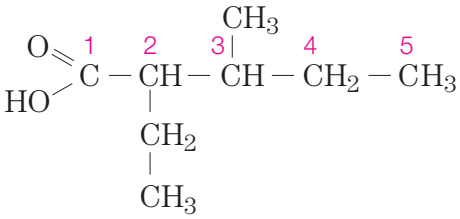
ácido etanóico

$H_3C-COOH$ =



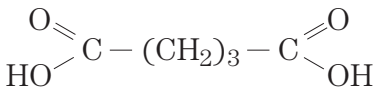
ácido propanóico

H_3C-CH_2-COOH =



cadeia principal: pentanóico
radicais: etil e metil
posições: 2 e 3

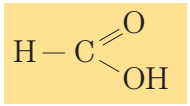
nome oficial: **ácido-2-etil-3-metilpentanóico**



ácido pentanodióico

PRINCIPAIS ÁCIDOS CARBOXÍLICOS

Ácido metanóico

 = HCOOH

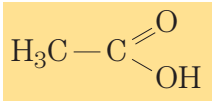
É também conhecido como **ácido fórmico**, por ter sido obtido historicamente a partir da maceração de formigas. É um líquido incolor, de cheiro irritante, que, quando injetado nos tecidos, provoca dor e irritação característica.

Uma das principais aplicações do ácido fórmico é como fixador de pigmentos e corantes em tecidos, como algodão, lã e linho.



KeyStone

Ácido etanóico

 = $H_3C-COOH$

Também conhecido por **ácido acético**, é um líquido incolor à temperatura ambiente, com cheiro irritante e sabor azedo, tendo sido isolado, pela primeira vez, a partir do vinho azedo (vinagre) — *acetum* = vinagre.

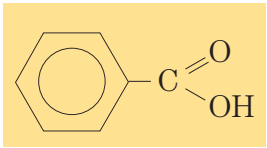
A oxidação do etanol é o método industrial mais comumente utilizado para a produção desse ácido. O vinagre, usado como tempero na alimentação, é uma solução aquosa que contém de 6 a 10% em massa de ácido acético.

As legiões romanas que conquistaram grande parte do mundo conhecido na época (século III a.C.) eram obrigadas a cobrir longas distâncias, marchando no menor tempo possível.

Um dos componentes do equipamento básico dos soldados era um frasco contendo vinho azedo diluído, que era ingerido em pequenos goles durante a marcha. Essa mistura contém um ácido carboxílico (acético), que, como todo ácido, estimula a salivação, diminuindo a sensação de sede.


Everett Collection / Keystock

Ácido benzóico



$= C_6H_5 - COOH$

É um sólido branco, cristalino, solúvel em água, usado em Medicina como fungicida. Tanto ele quanto seus sais de sódio são utilizados como conservantes.

Odor dos ácidos carboxílicos

Os ácidos monocarboxílicos de até 12 carbonos apresentam um odor muito desagradável.

Pessoas diferentes, por apresentarem pequenas variações em seu metabolismo, secretam diferentes ácidos carboxílicos, de baixa massa molar, o que acarreta cheiros diferentes.


CEDOC

Os cães, de modo geral, apresentam o sentido do olfato muito desenvolvido e são capazes de reconhecer as pessoas pelo cheiro.

DERIVADOS DIRETOS DE ÁCIDOS CARBOXÍLICOS

Sais

Os ácidos carboxílicos, como qualquer ácido, ao reagirem com uma base, originam sal e água. Vejamos um exemplo:



ácido etanóico
ácido acético

etanoato de sódio
acetato de sódio

Um dos produtos mais utilizados para devolver gradualmente a cor aos cabelos grisalhos é o **Grecin**, que consiste numa solução incolor de acetato de chumbo ($Pb(H_3CCOO)_2$). Quando essa solução é aplicada aos cabelos, o íon chumbo (Pb^{2+}) reage com o enxofre presente nas proteínas do cabelo, formando PbS, de cor preta. Repetidas aplicações originam mais sulfeto de chumbo (PbS), escurecendo os cabelos.

O acúmulo de chumbo no organismo pode ser prejudicial, podendo provocar uma doença chamada saturnismo.

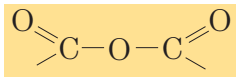


Stock Photos

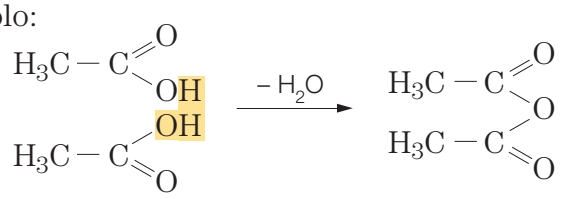
Anidridos

Os anidridos são substâncias obtidas pela desidratação (eliminação de água) de ácidos carboxílicos.

Seu grupo funcional é:



Vejamos um exemplo:

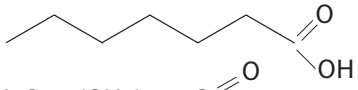


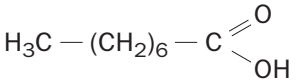
ácido acético — anidrido acético

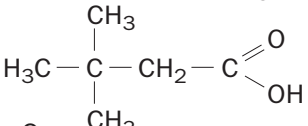
Exercícios de classe

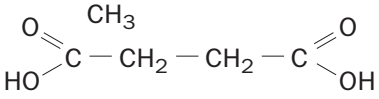
1. Escreva as fórmulas estruturais de cada um dos ácidos carboxílicos a seguir:
a) ácido propanodióico;
b) ácido heptanóico;
c) ácido propenóico;
d) ácido 2, 2-dimetilbutanóico.

2. Dê o nome oficial dos ácidos a seguir:

a) 

b) 

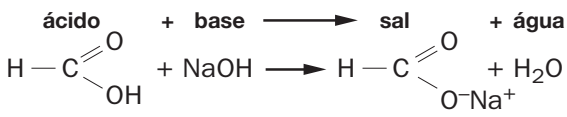
c) 

d) 

3. O ácido butírico (do latim *butyrum* = manteiga) contribui para o cheiro característico da manteiga rançosa. Esse ácido é formado por quatro átomos de carbono unidos numa cadeia reta e saturada. Dê a fórmula estrutural e o nome oficial do ácido butírico.

4. A expressão "Você está cheirando a bode" refere-se a um odor desagradável. Algumas das substâncias responsáveis pelo cheiro de bodes e cabras (caprinos) são os ácidos capróico e caprílico (do latim *caper* = cabra). Sabendo que esses ácidos apresentam cadeia alifática normal e saturada, respectivamente, com seis e oito átomos de carbono por molécula, escreva suas fórmulas estruturais e dê seus nomes oficiais.

5. Considere a reação de neutralização total do ácido fórmico representada a seguir:



ácido metanóico ou ácido fórmico — metanoato de sódio ou formiato de sódio

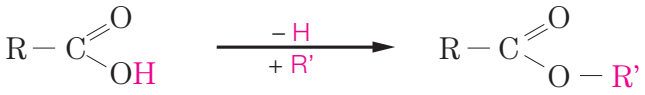
Com base nessa informação, equacione a neutralização total dos ácidos propanóico e benzóico, e do hidróxido de amônio.

6. Escreva a fórmula estrutural dos seguintes anidridos:
a) butanóico; b) benzóico.

ÉSTERES ORGÂNICOS

Os ésteres orgânicos são caracterizados pelo grupo funcional: $-C(=O)-O-$.

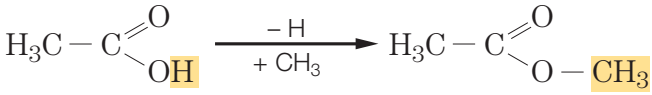
Simplificadamente podemos considerar que os ésteres se originam a partir da substituição do hidrogênio do grupo OH de um ácido carboxílico por um radical orgânico (R).



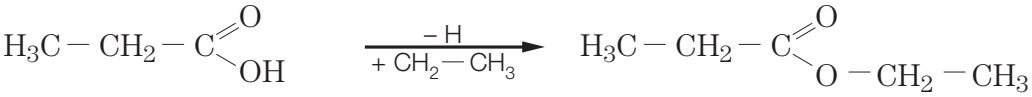
ácido carboxílico — éster orgânico

Sua nomenclatura oficial pode ser obtida substituindo-se a terminação ico do nome do ácido de origem por ato e acrescentando-se o nome do radical que substitui o hidrogênio. Veja os exemplos:

ácido carboxílico — **éster orgânico**



ácido acético ou ácido etanóico — acetato de metila ou etanoato de metila



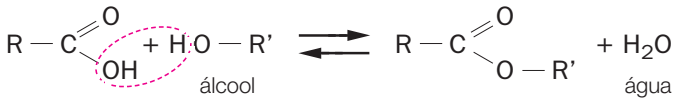
ácido propanóico — propanoato de etila

Exercícios de classe

1. A maioria dos ésteres de pequena massa molar é constituída por líquidos de cheiro agradável. As essências das frutas e das flores são geralmente conseqüência da presença de ésteres voláteis, embora outros compostos orgânicos também possam participar. Alguns ésteres comuns, de odores característicos, são fornecidos ao lado:
Escreva as fórmulas estruturais desses ésteres orgânicos.

Essência	Éster presente
rum	formiato de etila
laranja	acetato de octila
maçã-verde	acetato de etila
abacaxi	butanoato de etila

2. Os ésteres podem ser obtidos por meio da reação entre ácidos e álcoois. Genericamente, temos:



ácido carboxílico — álcool — éster — água

Com base nessa informação, equacione ou complete as reações a seguir e indique o nome dos ésteres formados.

a) ácido acético e metanol;

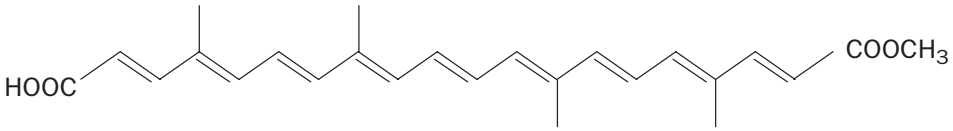
b) ácido fórmico e etanol;

c) ácido butanóico e 1-propanol;

d) ácido benzóico e 2-propanol.

e) x + y $\rightleftharpoons$ $H_3C-CH_2-C(=O)-O-CH_2-CH_3$ + H_2O

3. O urucum é uma planta da América tropical. Seu nome vem do tupi *uru-ku*, que significa vermelho. Da polpa do seu fruto obtém-se um corante vermelho: bixina. Esse corante, lipossolúvel, é muito usado na indústria de alimentos e na de cosméticos. Sua fórmula estrutural pode ser representada por:



A respeito da estrutura apresentada:
a) Quais funções estão presentes?
b) Qual a sua fórmula molecular?
c) Indique o número de carbonos terciários.
d) Indique os radicais presentes.
e) Indique, na indústria de cosméticos e na de alimentos, um produto que contenha urucum.


Carlos Terrana / Kino Fotoarquivo

Da polpa do urucum obtém-se um corante vermelho

ÉTERES

Os **éteres** são compostos caracterizados pela presença de um átomo de oxigênio (O), ligado a dois radicais orgânicos. Seu grupo funcional, então, pode ser representado da seguinte maneira:

grupo funcional: $R-O-R'$

em que **R** e **R'** são radicais não necessariamente iguais.

Segundo a IUPAC, há duas maneiras de dar nome aos éteres:

1ª maneira

prefixo que indica o número de carbonos do menor radical + OXI + nome do hidrocarboneto correspondente ao maior radical

2ª maneira

radical radical éter (os radicais em ordem alfabética)

Vejamos alguns exemplos:

Nomenclaturas		
1ª maneira	$H_3C-O-CH_2-CH_3$ (met oxi etano) metoxietano	$H_3C-CH_2-O-CH_2-CH_3$ (et oxi etano) etoxietano
2ª maneira	etil-metil-éter	dietil-éter

A nomenclatura usual é aquela em que as regras para o estabelecimento do nome dos éteres são dadas de acordo com o esquema a seguir:

ÉTER + Nome do menor radical + Nome do maior radical + ICO

Veja os exemplos:

$H_3C-O-CH_2-CH_3$ (metil, etil)
éter metil-etílico

$H_3C-CH_2-O-CH_2-CH_3$ (etil, etil)
éter dietílico ou **éter etílico**

Observação:

Quando os dois radicais forem iguais, o prefixo **di** pode ser dispensado.

O PRINCIPAL ÉTER

O **etoxietano** é o principal éter e o mais comum. Trata-se do éter que compramos em farmácia, conhecido por vários nomes: **éter dietílico**, **éter etílico**, **éter sulfúrico** ou simplesmente **éter**.

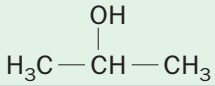
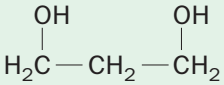
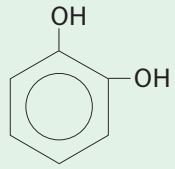
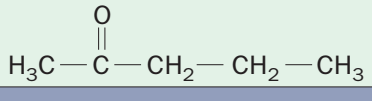
Ele foi obtido, pela primeira vez, por Valerius Cordus, no século XVI, ao submeter o álcool etílico (*spiritus vini oethereus*) à ação do ácido sulfúrico (*oleum dulce vitrioli*).

O éter etílico é um líquido incolor bastante inflamável e extremamente volátil: seu ponto de ebulição é 34,6 °C. Seus vapores são mais densos do que o ar e se acumulam na superfície do solo, formando, com o oxigênio, uma mistura explosiva. É uma substância bastante utilizada como anestésico, pois relaxa os músculos, afetando ligeiramente a pressão arterial, a pulsação e a respiração. As maiores desvantagens são causar irritação no trato respiratório e a possibilidade de provocar incêndios nas salas de cirurgia.

Da mesma forma que a acetona, grandes quantidades de éter também têm sua comercialização controlada pela Polícia Federal, pois ele é um dos componentes usados na produção da cocaína.

Observação:

As nomenclaturas recomendadas pela IUPAC, em 1993, para alguns oxigenados, são:

Estrutura	Usual	Recomendada
	2-propanol	propano-2-ol
	1, 3-propanodiol	propano-1, 3-diol
	1, 2-dihidroxibenzeno	benzeno-1, 2-diol
	2-pentanona	pentano-2-ona

Exercícios de classe

1. Escreva as fórmulas estruturais dos seguintes éteres:
a) metoxipropano;
b) metoximetano;
c) propoxibutano;
d) etoxibenzeno;
e) etil-propil-éter;
f) butil-etil-éter.

2. Construa duas fórmulas estruturais de éteres com cadeia reta e saturada que apresentem fórmula molecular $C_4H_{10}O$. Dê seus nomes oficiais.

3. Considere a reação genérica a seguir, denominada síntese de Williamson:

$$R-ONa + X-R' \longrightarrow R-O-R' + NaX$$

Com base nessa reação modelo, indique o nome do produto orgânico da equação a seguir:

$$H_3C-CH_2-ONa + C\ell-CH_2-CH_3 \dashrightarrow \text{produto orgânico} + \text{produto inorgânico}$$

4. Com base na reação genérica mencionada no exercício anterior, equacione a reação que permite obter o propoxipropano.

5. Considere a reação genérica a seguir:

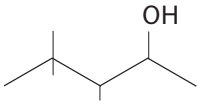
$$\begin{matrix} R-OH \\ R-OH \end{matrix} \xrightarrow[\text{desidratante}]{\text{agente}} R-O-R + H_2O$$

Equacione a reação para obter o éter etílico a partir do etanol.

Exercícios propostos

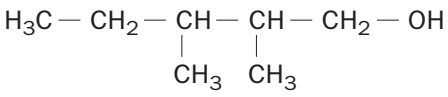
• Álcool

1. (PUC-MG) Considere o seguinte álcool:



Dê seu nome oficial e indique sua fórmula molecular.

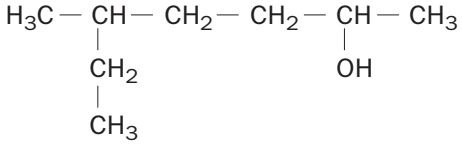
2. (FMPA-MG) O nome sistemático, de acordo com a IUPAC, para a estrutura



é:

a) 2, 3-dimetil 1-pentanol.
b) 2, 3-dimetil pentanol.
c) 2-metil 3-etil 1-butanol.
d) 2-metil 3-etil butanona.
e) 2, 3-dimetil 3-etil 1-propanol.

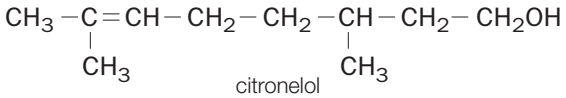
3. (EFOA-MG) De acordo com a IUPAC, o nome do composto de fórmula



é:

a) 5-etil 2-hexanol.
b) 3-metil 6-heptanol.
c) 2-etil 2-hexanol.
d) 2-metil 5-heptanol.
e) 5-metil 2-heptanol.

4. (UFPel-RS) As essências artificiais são destinadas ao uso em perfumaria e saboaria, para a composição de perfumes de flores. Assim, a essência artificial de rosas é constituída de geraniol, citronelol, formiato de citronelila, butirato de citronelila etc.



citronelol

Qual o nome oficial desse composto?

5. Leia o texto a seguir:

"Várias pessoas, após ingerirem uma bebida conhecida por 'bombeirinho', sofreram intoxicação, sendo que algumas delas ficaram cegas."

(O Estado de S. Paulo)

Com base nesse texto, indique o nome do álcool que provavelmente contaminou essa bebida e represente sua fórmula estrutural.

6. (Unijuí-RS) No Brasil, os álcoois são obtidos essencialmente pelo processo de fermentação de substâncias açucaradas e amiláceas, sendo consumidos em grande quantidade como combustível pela frota nacional de automotores. O tipo de álcool misturado à gasolina e usado nos carros a álcool é, respectivamente:

a) etanol hidratado e metanol.
b) metanol e etanol anidro.
c) etanol anidro e metanol.
d) metanol e etanol hidratado.
e) etanol anidro e etanol hidratado.

7. (Unesp-SP) A combustão completa do etanol (C_2H_6O) nos motores de veículos produz gás carbônico e água. O número de mol de oxigênio consumido na combustão completa de 2 mol de etanol é igual a:

a) $\frac{3}{2}$. b) 4. c) 6. d) 7. e) 9.

8. (Fuvest-SP)

Combustíveis de automóvel	
combustível 1	álcool hidratado
combustível 2	78% de gasolina + 22% de álcool (em volume)

Um automóvel com o tanque furado foi deixado em uma concessionária para troca do tanque e abastecimento. O proprietário, ao retirar o veículo, ficou em dúvida quanto ao combustível (1 ou 2) colocado no tanque. Ao cheirar o combustível, continuou na mesma!

a) Com uma amostra do combustível do tanque, proponha uma maneira de resolver a dúvida.
b) Indique por meio de fórmulas químicas dois componentes de um combustível de automóvel.

9. (Cesgranrio-RJ) O álcool etílico, C_2H_5OH, usado como combustível, pode ser obtido industrialmente pela fermentação da sacarose, representada simplificadamente pelas equações:

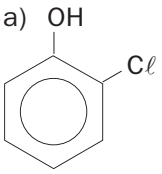
$$C_{12}H_{22}O_{11} + H_2O \longrightarrow 2\ C_6H_{12}O_6$$

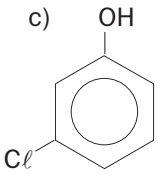
$$C_6H_{12}O_6 \longrightarrow 2\ C_2H_5OH + 2\ CO_2$$

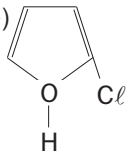
Partindo-se de uma quantidade de caldo-de-cana, que contenha 500 kg de sacarose, e admitindo-se um rendimento de 68,4%, calcule a massa de álcool obtida em kg.
(**Dados**: massas molares: $C_{12}H_{22}O_{11}$ = 342 g/mol)

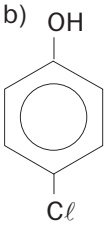
• **Fenol**

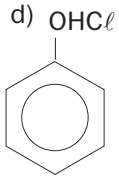
10. (Unifor-CE) A fórmula estrutural do p-monoclorofenol, potente bactericida, é:

a) 

c) 

e) 

b) 

d) 

11. Pessoas que trabalham com hidrocarbonetos aromáticos, como o benzeno, podem sofrer intoxicação devido à inalação de seus vapores. Isso pode ser verificado pela presença de traços de fenol na urina dessas pessoas. Esse processo ocorre no organismo através de uma reação de substituição. Indique qual elemento químico presente no benzeno foi substituído e qual o grupo substituinte.

• **Aldeído**

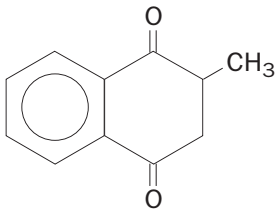
12. (FMTM-MG) "O bom uísque se conhece no dia seguinte." "Essa tequila você pode beber sem medo do dia seguinte."
Essas frases, comuns em propagandas de bebidas alcoólicas, referem-se à dor de cabeça que algumas bebidas causam. A principal responsável por ela é uma substância chamada etanal.
Indique a alternativa que apresenta a função química e a fórmula estrutural dessa substância:
a) álcool, $H_3C - COH$
b) aldeído, $H_3C - CH_2OH$
c) aldeído, $H_3C - COH$
d) álcool, $H_3C - OH$
e) aldeído, $H_3C - OH$

13. (UERJ) Para que a "cola de sapateiro" não seja utilizada como droga e também devido à presença de uma substância cancerígena, o tolueno (ou metilbenzeno), uma das propostas sugeridas foi a adição de pequena quantidade de formol (ou solução aquosa a 40% de metanal), que, em virtude de seu cheiro forte e irritante, desestimularia a inalação do produto. As substâncias orgânicas citadas, o tolueno e o metanal, apresentam, respectivamente, as seguintes fórmulas moleculares:
a) C_7H_{10} e CH_3O.
b) C_7H_{10} e CH_2O.
c) C_7H_8 e CH_3O.
d) C_7H_8 e CH_2O.

14. (UFPA) O caproaldeído é uma substância com odor desagradável e irritante, que é eliminada pelas cabras durante o seu processo de transpiração. Sabendo que esse aldeído é um hexanal, podemos afirmar que, em uma molécula desse composto, o número de hidrogênios é igual a:
a) 4.
b) 5.
c) 6.
d) 10.
e) 12.

• **Cetonas**

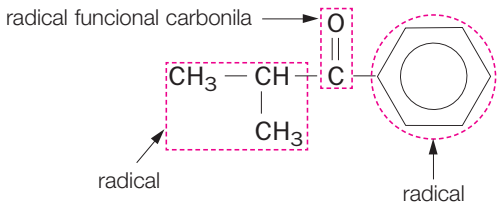
(Unifor-CE) **Instruções**: As questões de números **15** e **16** relacionam-se com a vitamina K_3:



15. A substância mencionada é classificada como:
a) cetona cíclica.
b) álcool cíclico.
c) aldeído cíclico.
d) ácido carboxílico.
e) difenol.

16. A vitamina K_3 tem fórmula molecular:
a) $C_{11}H_3O_2$.
b) $C_{11}H_{10}O_2$.
c) $C_{11}H_{12}O_2$.
d) $C_{11}H_{13}O_2$.
e) $C_{11}H_{15}O_2$.

17. (FAFI-BH) O nome do composto a seguir e a sua função são, respectivamente:



a) benzoato de propila-éster.
b) benzopropilato de metanal-aldeído.
c) 2-metilpropanonafenil-cetona.
d) propilbenzilcetona-cetona.
e) isopropilfenilcetona-cetona.

• **Ácidos carboxílicos e derivados**

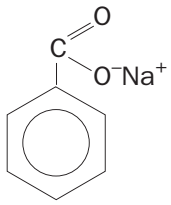
18. (ESPM-SP) Os picles nada mais são do que comestíveis conservados em vinagre. A acidez da mistura, por ser elevada, impede os microrganismos, presentes no ar, de fermentarem os comestíveis. Qual o nome do ácido encontrado no vinagre?

19. (UFPE) Relacione os compostos orgânicos listados na primeira coluna com as substâncias da segunda coluna:

(1) CH_3COOH • formol
(2) CH_3COCH_3 • cachaça
(3) $HCOH$ • removedor de esmalte
(4) $CH_3CH_2CH_2CH_3$ • vinagre
(5) CH_3CH_2OH • gás de cozinha

Lendo-se os números da segunda coluna, de cima para baixo, obtém-se:
a) 1, 5, 2, 4, 3
b) 4, 2, 3, 1, 5
c) 3, 4, 1, 5, 2
d) 3, 5, 2, 1, 4
e) 5, 2, 1, 3, 4

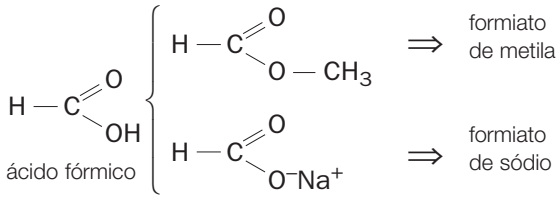
20. O conservante benzoato de sódio



é utilizado em certos sucos de frutas engarrafados.
A seu respeito, pedem-se:
I — a equação da reação que permite a sua obtenção;
II — a reação que ocorre entre o ácido presente no estômago e esse conservante.

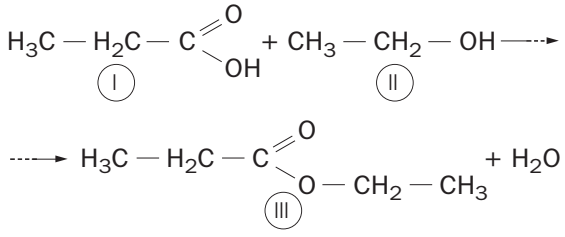
• Éster orgânico

21. Considere o ácido fórmico e dois de seus derivados:



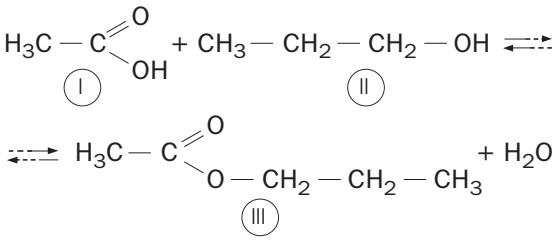
Sabendo que o ácido acético origina compostos semelhantes, determine a fórmula estrutural do acetato de metila e do acetato de sódio.

22. (UNI-RIO) A seguir é apresentada uma reação química onde compostos de diferentes funções orgânicas tomam parte:



Os compostos orgânicos **I**, **II** e **III** pertencem, respectivamente, às seguintes funções orgânicas:
a) aldeído, álcool, éter.
b) aldeído, ácido carboxílico, éster.
c) ácido carboxílico, aldeído, éster.
d) ácido carboxílico, aldeído, éter.
e) ácido carboxílico, álcool, éster.

23. (UFRS) Na reação de esterificação:



os nomes dos compostos **I**, **II** e **III** são, respectivamente:
a) ácido etanóico, propanal e metanoato de isopropila.
b) etanal, propanol-1 e propanoato de etila.
c) ácido etanóico, propanol-1 e etanoato de n-propila.
d) etanal, ácido propanóico e metanoato de n-propila.
e) ácido metanóico, propanal e etanoato de n-propila.

• Éter

24. (Ulbra-RS) Leia a seguinte estrofe do poeta paraibano Augusto dos Anjos:

"O oxigênio eficaz do ar atmosférico,
O calor e o carbono e o amplo éter são
Valem três vezes menos que este Américo
Augusto dos Anzóis Sousa Falcão..."

O nome de uma importante função química orgânica é citado na estrofe. Indique a alternativa que contém um composto pertencente a essa função:
a) $CH_3CH_2CH_3$ — propano
b) CH_3COCH_3 — propanona
c) CH_3COOCH_3 — etanoato de metila
d) $CH_3CH_2OCH_3$ — metóxi-etano
e) CH_3CH_2CHO — propanal

25. (FEI-SP) Substituindo-se os hidrogênios da molécula da água por 1 radical fenil e 1 radical metil, obtém-se:
a) cetona.
b) aldeído.
c) éster.
d) éter.
e) ácido carboxílico.

26. Considere a reação genérica:

$$2\ R-C\ell + Ag_2O \xrightarrow{seco} R-O-R + 2\ AgC\ell$$

e complete as equações abaixo indicando o nome do produto orgânico formado:

a) $2\ H_3C-C\ell + Ag_2O \xrightarrow{seco}$ **A** $+ 2\ AgC\ell$

b) $2\ H_3C-CH_2-C\ell + Ag_2O \xrightarrow{seco}$ **B** $+ 2\ AgC\ell$

Exercícios de contexto

Fitoterapia (chás)

Thales Trigo

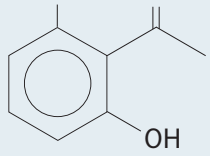


Carqueja.

A carqueja é uma planta originária da América do Sul que cresce em terras secas e pedregosas na beira das estradas.

Entre os habitantes do campo e das cidades, não há quem a dispense para debelar um desarranjo do estômago.

Entre seus constituintes, temos:



carquejol
2-isopropenil-3-metilfenol

Indicações

Gastrite, má digestão, azia, cálculos biliares e prisão de ventre.

Modo de usar

Preparar uma infusão com 5 g de toda a planta (principalmente as folhas) em 100 mL de água fervente. Deixar as folhas dentro da água fervente por 10 minutos e depois filtrar.

Tomar de 50 a 200 mL por dia.

Contra-indicações

Não há referência na literatura pesquisada.

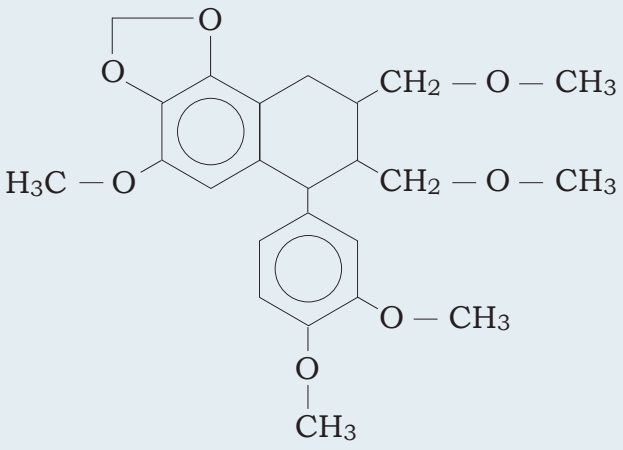
Thales Trigo



Quebra-pedra.

O chá de quebra-pedra é muito utilizado por sua capacidade de dissolver cálculos renais, promovendo a desobstrução do ureter. Sua ação diurética facilita a excreção de ácido úrico.

Seu principal componente é a hipofilantina.



Indicações

Dissolução de cálculos renais.

Modo de usar

Colocar de 20 a 30 g da planta em 1 L de água fria. Em seguida, levar ao fogo até ferver, deixando a mistura em ebulição por alguns minutos.

Tomar de 1 a 2 xícaras ao dia.

Contra-indicações

Seu uso não é recomendado durante a gravidez e a lactação.

(**Fonte:** Magrid Teske e Anny Margaly M. Trentini. *Herbarium — compêndio de fitoterapia*. p. 238.)

Com base no texto, responda:

1. Por que costumamos picar as folhas que serão usadas na preparação de chás?

2. Qual o papel da água nesse processo?

3. Diga o nome do processo em que os princípios ativos da planta passam para a água.

4. Qual a vantagem de se utilizar água quente na preparação de chás?

5. É comum o uso de peneiras para separar do chá as folhas utilizadas em sua preparação. Faça um esquema dos materiais de laboratório que poderiam ser usados com a mesma finalidade.

6. Qual a massa de carqueja necessária para preparar 1 litro de chá?

7. Quantos dias uma pessoa levaria para tomar 1 litro desse chá se consumisse, diariamente, a quantidade máxima prescrita?

8. Segundo o texto, em quais órgãos se formam os "cálculos"?

9. O que significa "ação diurética"?

10. Indique a fórmula molecular do carquejol, bem como sua função orgânica.

11. Indique também a fórmula molecular da hipofilantina, bem como sua função orgânica.

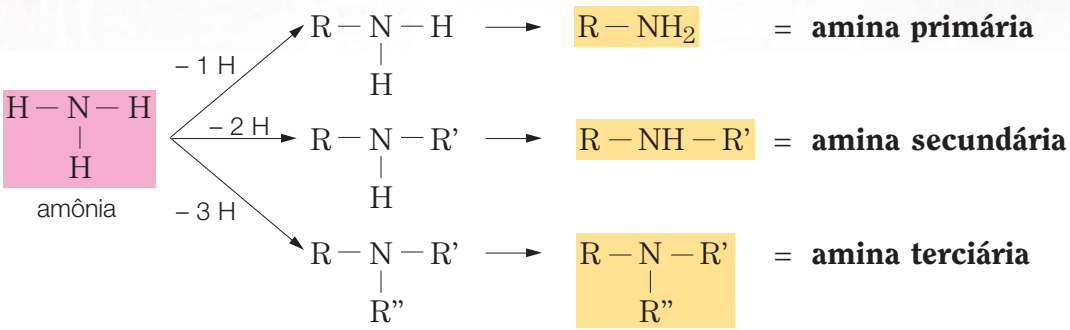
12. Das estruturas mencionadas no texto, qual delas reage com uma base?

UNIDADE 22

Funções orgânicas contendo nitrogênio e haletos

AMINAS

As aminas são consideradas bases orgânicas, obtidas a partir da substituição de um ou mais hidrogênios da amônia (NH_3) por radicais.



A nomenclatura oficial das aminas obedece ao seguinte esquema:

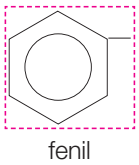
nome do radical + amina

Veja os exemplos:

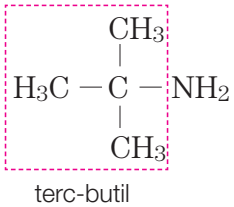
Amina primária



metilamina

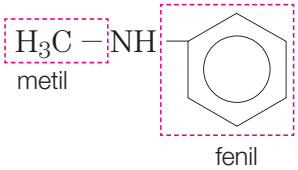


fenilamina ou **anilina**

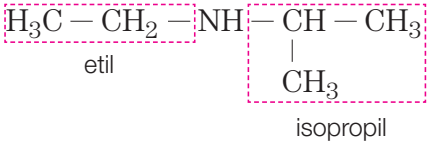


terc-butilamina

Amina secundária

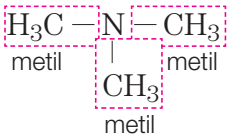


fenilmetilamina

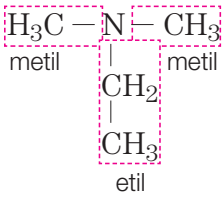


etilisopropilamina

Amina terciária



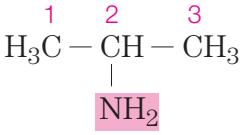
trimetilamina



etildimetilamina

Existe uma nomenclatura não-oficial, em que os grupos característicos da função amina denominam-se **amino** e são considerados substitutos do elemento hidrogênio numa cadeia carbônica.

Veja um exemplo:



2-aminopropano

Para a nomenclatura desse composto, considera-se que o grupo —NH_2, chamado **amino**, está substituindo um átomo de hidrogênio no carbono **2** do **propano**.

Aminas: Medicina e sociedade

O grupo amino aparece em muitos alimentos e também em nosso organismo formando as substâncias mais importantes para a vida: os **aminoácidos**, que dão origem às proteínas.

As primeiras **vitaminas** (vital + amina) descobertas receberam esse nome devido à presença de amina. Mas nem todas as vitaminas conhecidas atualmente são aminas.

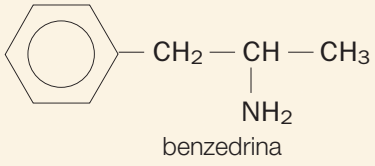
No século XIX verificou-se que o gosto amargo das folhas e flores de algumas plantas era devido à presença de aminas. Essas substâncias, que naquela época eram denominadas álcalis vegetais (*alcalis* = bases), são hoje conhecidas com o nome de **alcalóides**.

Esses alcalóides, normalmente de estruturas complexas, apresentam propriedades biológicas que permitem seu uso como medicamentos. Porém, como muitos deles podem causar dependência física e psíquica, seu uso só é permitido com prescrição e acompanhamento médico.

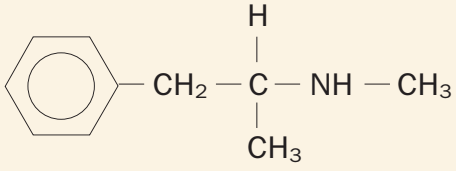
Vários dos alcalóides usados atualmente são derivados de aminas encontradas em vegetais:

Alcalóide	Fonte natural	Uso
morfina	papoula	analgésico potente
ephedrina	*Ephedra sinica*	broncodilatador, descongestionante
atropina	*Atropa belladonna*	antiespasmódico

Existem aminas denominadas genericamente **anfetaminas**, que podem ser usadas como estimulantes. Duas delas estão representadas a seguir:



benzedrina



meta-anfetamina



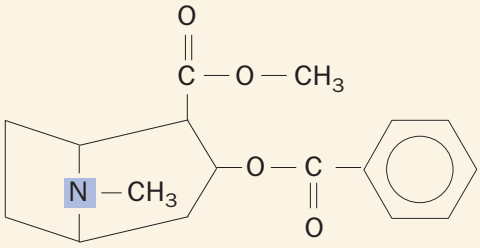
CEDOC

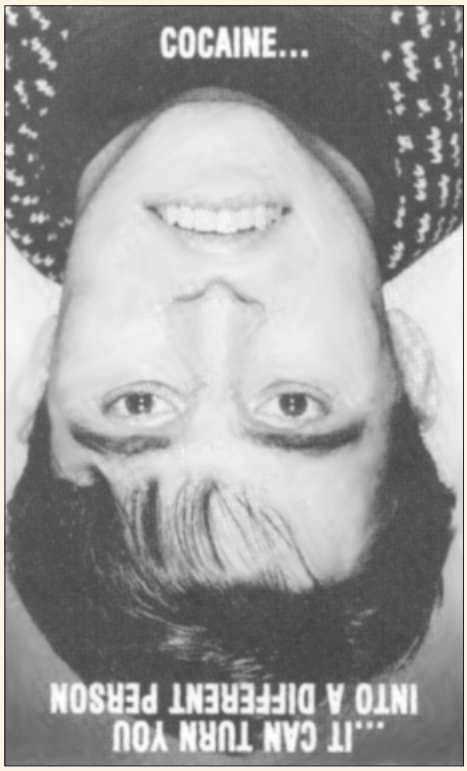
Cápsula da papoula com cortes pelos quais escorre a seiva, da qual se extraem alcalóides.

A ingestão dessas substâncias, conhecidas vulgarmente como **bolinhas**, eleva o ânimo, diminui a sensação de fadiga e reduz o apetite. Porém, como causam dependência, têm sua comercialização controlada.

O uso de anfetaminas provoca um estado denominado "psicose da anfetamina", que se assemelha a uma crise de esquizofrenia, caracterizada por alucinações visuais e auditivas e comportamento agressivo.

Outra substância de grande poder estimulante que apresenta o grupo amina em sua estrutura é a cocaína:





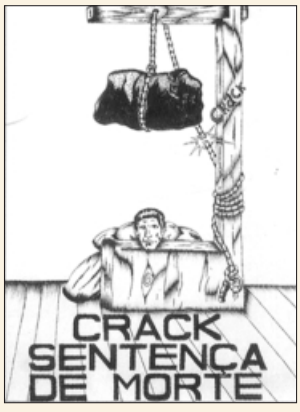
Cocaína... Ela pode transformar você numa pessoa diferente.

Essa droga é obtida a partir das folhas de um arbusto encontrado quase exclusivamente nas encostas dos Andes.

O estímulo provocado pelo uso da cocaína, caracterizado por euforia, loquacidade, aumento da atividade motora e sensação de prazer, tem duração aproximada de 30 minutos. Segue-se uma intensa depressão. Assim, o padrão de dependência evolui de uso ocasional para uso compulsivo, em doses crescentes, o que pode levar à morte por *overdose*.

Durante vários anos o suprimento para consumo ilegal dessa droga consistia em um sal denominado cloridrato, que era consumido por inalação nasal ou por via endovenosa, com o uso de seringas — o que provoca marcas e envolve muitos riscos, como a transmissão da Aids, quando o consumo é feito em grupo. A inalação produz uma sensação de euforia menos intensa, causa rinite e necrose da mucosa e do septo nasal.

O uso da cocaína aumentou dramaticamente nos últimos anos, pela introdução no mercado de uma nova forma, muito mais barata: o *crack* — uma mistura do cloridrato com bicarbonato de sódio. As conseqüências do uso de *crack* são muito mais intensas. Alguns estudos indicam que a recuperação de um consumidor de *crack* é praticamente nula.





Reprodução de cartazes produzidos por presos da Casa de Detenção, no bairro do Carandiru, em São Paulo — SP. (Extraídos de *Estação Carandiru*, de Drauzio Varella, Companhia das Letras, 1999.)

Exercícios de classe

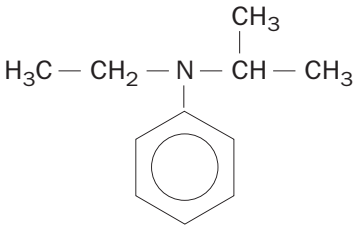
1. Dê o nome oficial das seguintes aminas:

a) $H_3C - CH_2 - NH_2$

b) $H_3C - NH - CH_2 - CH_3$

c) $H_3C - NH - CH = CH_2$

d)

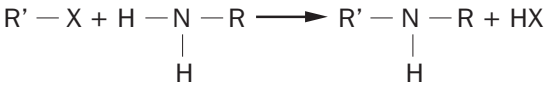


2. O "cheiro de peixe" é causado por aminas de baixa massa molar.

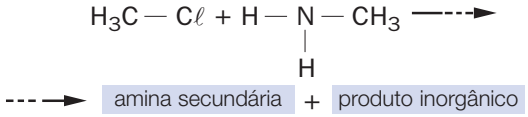
Uma dessas aminas responsáveis pelo odor desagradável de peixe é a trimetilamina. Escreva suas fórmulas estrutural e molecular.

3. Construa a estrutura de uma amina primária, de uma secundária e de uma terciária, todas elas com 4 átomos de carbono e somente com ligações simples entre eles. Dê seus nomes oficiais.

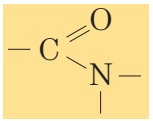
4. A reação a seguir indica um método de preparação de amina secundária:

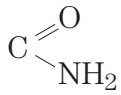


Com base nessa informação, complete a reação a seguir e dê o nome da amina secundária obtida:



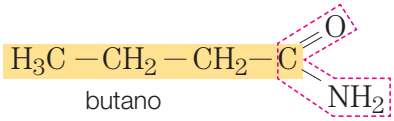
AMIDAS

As amidas caracterizam-se pela presença do grupo funcional  .

A nomenclatura oficial das amidas do tipo  é feita da seguinte maneira:

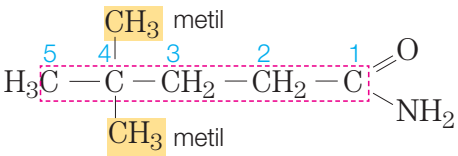
nome do hidrocarboneto correspondente + amida

Veja os exemplos:



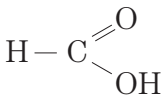
butano

nome oficial: **butanoamida**

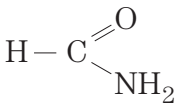


nome oficial: **4, 4-dimetilpentanoamida**

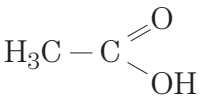
Existe uma nomenclatura usual que considera as amidas como derivadas de ácidos carboxílicos. Nessa nomenclatura, o nome é obtido pela união do prefixo do nome do ácido, acrescido da terminação amida:



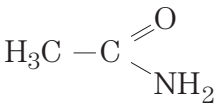
ácido fórmico



formamida



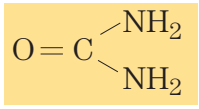
ácido acético



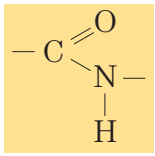
acetamida

A PRINCIPAL AMIDA: URÉIA

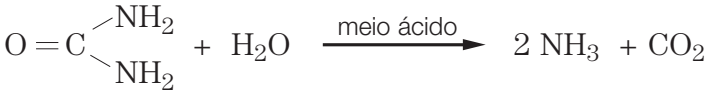
À temperatura ambiente, a uréia, primeiro composto orgânico obtido em laboratório, é um sólido cristalino, que apresenta a seguinte fórmula estrutural:



Na maioria dos vertebrados, a uréia é o produto final da degradação das proteínas, que são macromoléculas formadas pela união de aminoácidos por meio de uma ligação denominada peptídica ou amídica, representada por:



A uréia é normalmente excretada na urina e pode se decompor em meio ácido, originando gás carbônico e amônia:

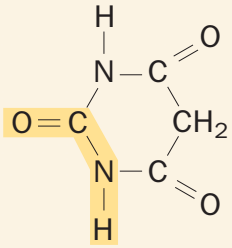


A reação inversa é utilizada para produzi-la. A uréia pode ser usada na fabricação de fertilizantes, polímeros, medicamentos e ainda como suplemento alimentar do gado.

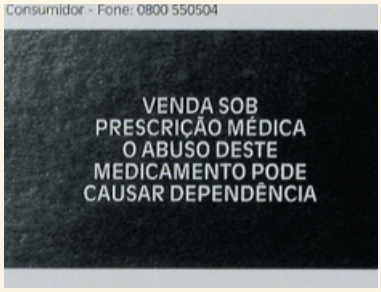
Amidas e a Medicina

• Barbitúricos

A base desses compostos é o ácido barbitúrico:



Os barbitúricos são usados como sedativos, indutores do sono, para diminuir a ansiedade e alguns distúrbios de origem psíquica. Seu uso habitual leva a uma tolerância do organismo, exigindo doses cada vez maiores, o que cria dependência.

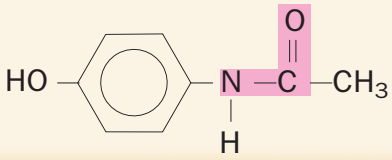


CEDOC

Em doses elevadas, os barbitúricos podem causar a morte, razão pela qual sua comercialização é controlada.

• Acetoaminofen

É uma amida sintética usada como analgésico e antitérmico.

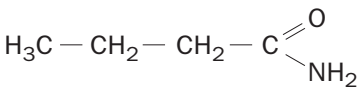


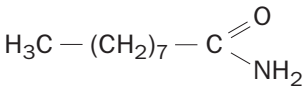
Exercícios de classe

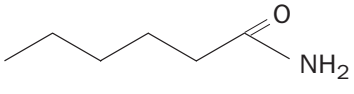
1. Escreva a fórmula estrutural das seguintes amidas:

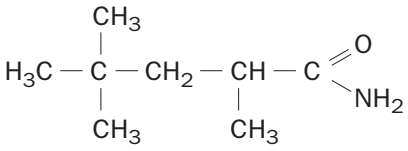
a) butanoamida;
b) propenoamida;
c) 3-metilpentanoamida.

2. Dê o nome oficial das seguintes amidas:

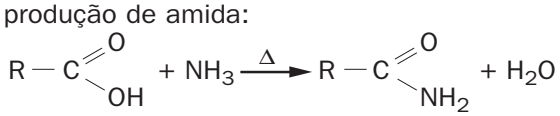
a) 

b) 

c) 

d) 

3. Considere a seguinte reação genérica para produção de amida:



ácido carboxílico — amida

De acordo com esse esquema, equacione a reação entre o ácido acético e a amônia e dê o nome da amida obtida.

4. Com base na reação genérica apresentada no exercício 3, equacione a reação que permite obter a pentanoamida.

HALETOS

HALETOS ORGÂNICOS

Os haletos orgânicos são compostos que apresentam pelo menos um átomo de halogênio (F, Cℓ, Br, I) ligado a um radical derivado de hidrocarboneto.

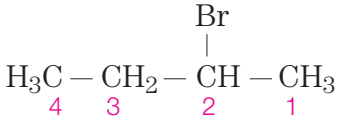
Esses compostos são representados genericamente por:

$R-X$, em que X = F, Cℓ, Br ou I

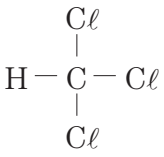
Nomenclatura oficial

Sua nomenclatura segue as regras já estudadas, conforme o esquema abaixo:

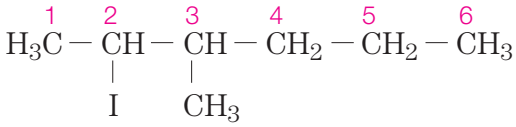
nome do halogênio + nome do hidrocarboneto correspondente



2-bromo-butano



triclorometano



2-iodo-3-metilexano

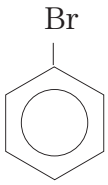
Nomenclatura usual

Os nomes dos derivados halogenados formam-se segundo o esquema:

brometo, cloreto, fluoreto ou iodeto de ..... nome do radical .....

Vejamos alguns exemplos:

$H_3C-CH_2-C\ell$ **cloreto de etila**

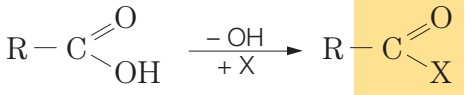


brometo de fenila

HALETOS DE ÁCIDO OU HALETOS DE ACILA

Os haletos de ácido provêm da substituição da hidroxila (OH) presente num ácido carboxílico por um átomo de halogênio.

Observe:

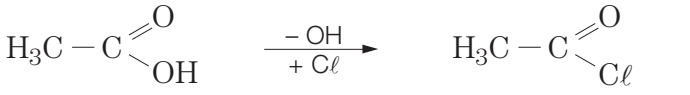


grupo funcional

X = F, Cℓ, Br ou I

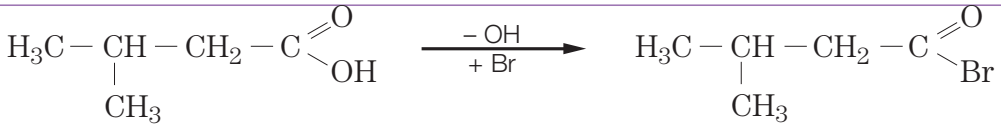
Sua nomenclatura oficial é dada em função do nome do ácido carboxílico de origem, de acordo com o seguinte esquema:

brometo, cloreto, fluoreto ou iodeto de ..... nome do ácido ..... – ico / + ila



oficial: **ácido etanóico**
usual: **ácido acético**

cloreto de etanoíla
cloreto de acetila



oficial: **ácido 3-metilbutanóico** — **brometo de 3-metilbutanoíla**

usual: **ácido 3-metilbutírico** — **brometo de 3-metilbutirila**

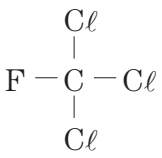
ALGUNS HALETOS

Clorofórmio $HCC\ell_3$ (triclorometano)

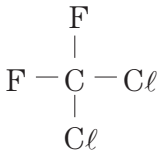
O clorofórmio começou a ser utilizado como anestésico, para fins cirúrgicos, em 1847. Atualmente, não se emprega mais o clorofórmio com esta finalidade porque está provado que ele pode causar parada respiratória e danos irreparáveis ao fígado.

CFC (clorofluorcarbono) — freons

Os dois compostos mais comuns desse grupo de substâncias são:



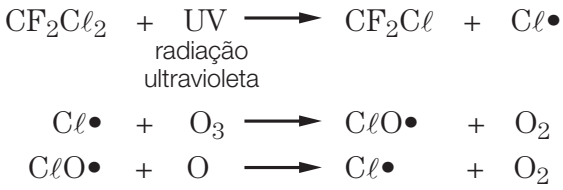
triclorofluormetano

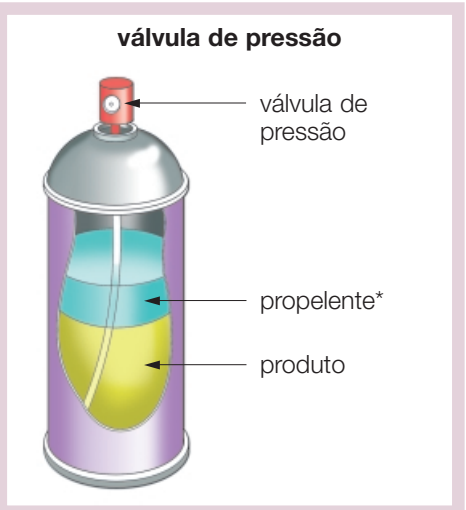


diclorodifluormetano

Genericamente, esses compostos são conhecidos como CFC (cloro-flúor-carbono) e são utilizados como propelentes em aerossóis e como líquidos refrigerantes em refrigeradores e aparelhos de ar condicionado. O uso dos aerossóis e eventuais vazamentos nos aparelhos de refrigeração liberam os freons para a atmosfera, ocasionando um sério problema ambiental, pois estes podem destruir a camada de ozônio que protege a Terra dos raios ultravioleta.

Os CFCs reagem com o ozônio da seguinte maneira:

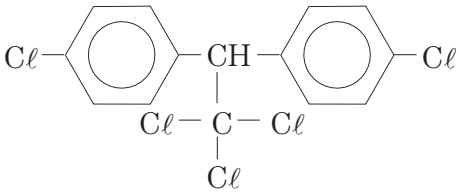




Quando a válvula é comprimida, a pressão interna do recipiente diminui, o que provoca a vaporização do propelente, o qual escapa para o ambiente misturado a uma parte do produto.

* Atualmente, o CFC está sendo substituído por outras substâncias, como o butano, que não ataca a camada de ozônio.

DDT — dicloro-difenil-tricloroetano

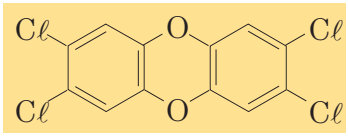


O DDT é um dos mais conhecidos inseticidas de baixo custo. Foi utilizado inicialmente na época da Segunda Guerra Mundial para controlar doenças transmitidas por insetos, como malária, tifo e febre amarela. Em muitas partes do mundo, seu uso foi

proibido por apresentar efeito acumulativo no organismo e por ser capaz de interromper o equilíbrio natural do meio ambiente, envenenando alimentos, como verduras, carnes e peixes, e, ainda, enfraquecendo as cascas de ovos das aves.

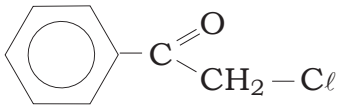
Dioxina

Dioxina é o nome de um grupo de centenas de compostos altamente persistentes no meio ambiente. A mais conhecida e mais tóxica é a 2, 3, 7, 8-tetraclorodibenzeno-p-dioxina (2, 3, 7, 8-TCDD).



A dioxina pode ser originada como um subproduto na produção de inseticidas clorados e também na queima de hidrocarbonetos clorados, da poluição de indústrias de papel que utilizam cloro como alvejante e ainda da produção de PVC (policloreto de vinila). A dioxina, devido ao seu efeito acumulativo, pode aparecer em ovos, carnes de boi, porco, galinha, peixes, produtos que utilizam leite na sua fabricação etc. A intoxicação por dioxina pode levar a doenças como câncer de mama, de testículo ou de próstata e endometrioses, entre outras.

Gás lacrimogênio



Começou a ser utilizado na Primeira Guerra Mundial e ainda hoje é usado para dispersar aglomerações em manifestações de rua.

Essa substância apresenta baixa toxicidade, mas é um poderoso agente lacrimogênio.

Além do gás lacrimogênio, há um grande número de outras substâncias, não apenas da função haletos, que podem ser utilizadas em guerras químicas.



Newsmakers/Getty Images

Exercícios de classe

1. Dê o nome oficial dos seguintes haletos orgânicos:

a) $H_3C - CH_2 - C\ell$

b) $H_3C - \underset{\displaystyle I}{\underset{|}{CH}} - CH_3$

c) $H_3C - CH_2 - CH_2 - \underset{\displaystyle F}{\underset{|}{CH}} - CH_3$

2. Escreva as fórmulas estruturais dos haletos a seguir e dê os seus nomes oficiais:

a) cloreto de propila;

b) iodeto de s-butila.

3. Considere a reação genérica a seguir, que consiste num método de obtenção de alcanos conhecido por método de Wurtz.

$$\begin{matrix} R - C\ell \\ R - C\ell \end{matrix} + 2\ Na \longrightarrow 2\ NaC\ell + R - R$$

Baseado no esquema, resolva:

a) Qual é o nome do alcano obtido a partir do cloreto de metila? Esquematize a reação.

b) Qual é o nome do cloreto orgânico que pode ser utilizado para obter o hexano, partindo de um mesmo haleto orgânico?

4. Dê o nome dos seguintes haletos de acila:

a) $H_3C-CH_2-CH_2-C(=O)-Br$

b) $H_3C-CH_2-C(=O)-I$

5. Escreva as fórmulas estruturais dos seguintes haletos de ácido:

a) brometo de formila;
b) iodeto de acetila.

6. O cloreto de acetila pode ser obtido por meio da seguinte reação:

$H_3C-C(=O)-OH + HC\ell \dashrightarrow H_3C-C(=O)-C\ell + H_2O$

ácido acético — cloreto de acetila

A partir dessa informação, escreva as equações que permitam obter:

a) iodeto de butanoíla;
b) brometo de propanoíla;
c) cloreto de acetila;
d) brometo de benzoíla.

Exercícios propostos

• Aminas

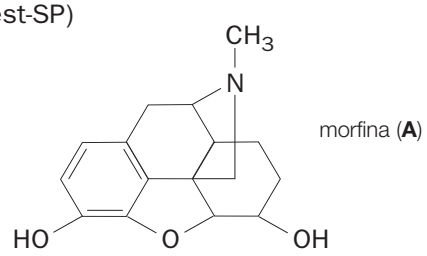
1. Uma amina muito utilizada na produção de corantes orgânicos é extraída do alcatrão da hulha, sendo comercializada com o nome de anilina. Essa substância é um líquido incolor à temperatura ambiente e de aspecto oleoso. Seu nome oficial é fenilamina. Escreva suas fórmulas estrutural e molecular e classifique sua cadeia.

2. Um dos componentes da gasolina aditivada é a tri-isobutilamina. Escreva sua fórmula estrutural.

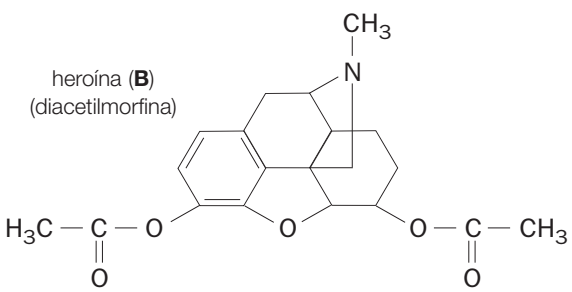
3. (Vunesp-SP) Escreva a fórmula estrutural e o nome de:

a) um éster, com pelo menos quatro átomos de carbono na molécula;
b) uma amina secundária, com pelo menos quatro átomos de carbono na molécula.

4. (Fuvest-SP)



morfina (**A**)



heroína (**B**)
(diacetilmorfina)

A heroína (**B**) pode ser obtida a partir da morfina (**A**) por reação de esterificação:

$A + (H_3C-C(=O)-)_2O \longrightarrow B + H_2O$

Com relação a essa reação, considere as seguintes afirmações:

I — É preservado o anel aromático.
II — É preservada a função amina.
III — Reagem tanto o grupo —OH alcoólico quanto o —OH fenólico.

Indique a(s) afirmação(ões) correta(s).

• Amidas

5. (Unicamp-SP) A uréia (CH_4N_2O) é o produto mais importante de excreção do nitrogênio pelo organismo humano. Na molécula da uréia, formada por oito átomos, o carbono apresenta duas ligações simples e uma dupla, o oxigênio uma ligação dupla, cada átomo de nitrogênio três ligações simples e cada átomo de hidrogênio uma ligação simples. Átomos iguais não se ligam entre si. Baseando-se nessas informações, escreva a fórmula estrutural da uréia, representando ligações simples por um traço (—) e ligações duplas por dois traços (=).

6. As amidas podem ser hidrolisadas em meio ácido ou básico. Genericamente, temos:

$R-C(=O)-NH_2 + HOH \xrightarrow{\Delta} R-C(=O)-OH + NH_3$

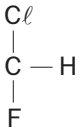
amida — ácido carboxílico

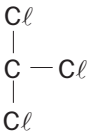
a) Equacione a reação de hidrólise da butanoamida e dê o nome do produto orgânico obtido.

b) Deseja-se obter ácido acético a partir da hidrólise de uma amida. Equacione essa reação.

• **Haletos**

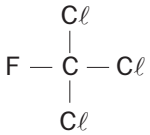
7. (Fuvest-SP) Hidrocarbonetos e éteres já estão sendo usados como gases propelentes no lugar do triclorofluorocarbono (fréon) em desodorantes e outros produtos em *spray*. Identifique a alternativa que contém, respectivamente, um hidrocarboneto, um éter e um fréon.

a) CH_4, H_3C-OH, 

b) $H_3C-O-CH_3$, CH_4, 

c) H_3C-CH_3, $H_3C-CH_2-O-CH_2-CH_3$, $H_2CC\ell_2$

d) $CC\ell_4$, H_3C-OH, $H_3C-CH_2-CH_3$

e) $H_3C-CH_2-CH_3$, $H_3C-CH_2-O-CH_2-CH_3$, 

8. (Unicentro) A fórmula do clorofórmio é:

a) $CH_3C\ell$.

b) $CH_2C\ell$.

c) $CHC\ell_3$.

d) $CC\ell_4$.

e) $CH_2C\ell_2$.

9. (Fuvest-SP) Hidrocarbonetos halogenados, usados em aerossóis, são também responsáveis pela destruição da camada de ozônio da estratosfera. São exemplos de hidrocarbonetos halogenados:

a) $CH_2C\ell_2$ e CH_3CH_3.

b) $CH_3COC\ell$ e $CH_3OCH_2C\ell$.

c) $CFC\ell_3$ e $CHC\ell_3$.

d) CH_3NH_2 e $CFC\ell_3$.

e) $CH_3CHFC\ell$ e $CH_3COC\ell$.

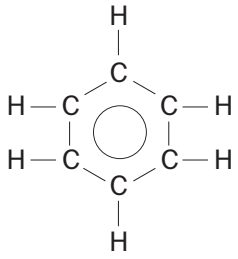
10. (Unicamp-SP) No jornal *Correio Popular*, de Campinas, foi publicada uma notícia referente à existência de lixo químico no litoral sul do estado de São Paulo:

"[...] a Cetesb descobriu a existência de um depósito de resíduos químicos industriais dos produtos pentaclorofenol e hexaclorobenzeno, no sítio do Coca, no início de setembro, [...]".

Sabendo que o fenol é um derivado do benzeno onde um dos hidrogênios da molécula foi substituído por um grupo OH, escreva a fórmula estrutural do:

a) pentaclorofenol;

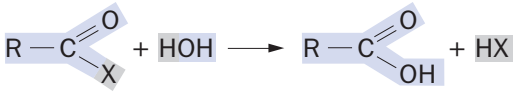
b) hexaclorobenzeno.



11. O tetracloreto de carbono é um dos poucos líquidos orgânicos que podem ser usados como extintores de incêndio. Escreva suas fórmulas estrutural e molecular e dê seu nome oficial.

12. O teflon é um polímero muito utilizado no revestimento de panelas, sendo que a matéria-prima utilizada para sua fabricação é o tetrafluoreteno. Escreva a fórmula estrutural dessa matéria-prima e indique a que função pertence.

13. Os haletos de acila reagem com água segundo a equação:



Devido à liberação de haletos de hidrogênio (HX), que provocam irritação das mucosas, os haletos de acila podem ser usados na produção de substâncias lacrimogênias utilizadas, por sua vez, tanto em ação policial como em defesa pessoal. Com base nas informações:

a) equacione a reação do iodeto de acetila com a água;

b) escreva a fórmula estrutural e dê o nome do haleto de acila que reage com a água, produzindo ácido benzóico e cloreto de hidrogênio.

COMPLEMENTO

OUTRAS FUNÇÕES ORGÂNICAS

NITRILAS

As nitrilas são obtidas a partir da substituição do hidrogênio do gás cianídrico (HCN) por radical orgânico:

$$H-C\equiv N \xrightarrow[+\,R]{-\,H} R-C\equiv N \quad \text{ou} \quad R-CN$$

grupo funcional

As nitrilas admitem duas nomenclaturas:

oficial: nome do hidrocarboneto + nitrila usual: cianeto + nome do radical

Veja alguns exemplos:

$H_3C-C\equiv N$
etanonitrila

H_3C-CN
cianeto de metila

$H_3C-CH_2-CH_2-C\equiv N$
butanonitrila

$H_3C-CH_2-CH_2-CN$
cianeto de propila

NITROCOMPOSTOS

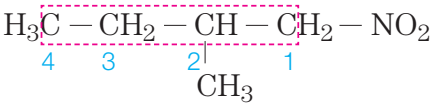
Os nitrocompostos são caracterizados pela presença do grupo funcional:

$$R-N\begin{matrix}=O\\ \rightarrow O\end{matrix} \quad \text{ou} \quad R-NO_2$$

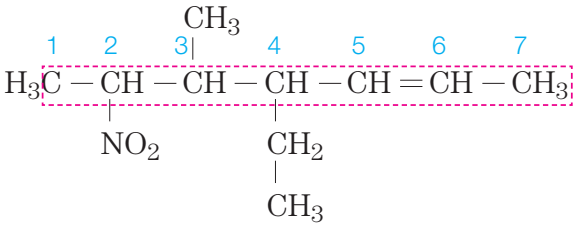
Na sua nomenclatura, considera-se que o grupo nitro $-NO_2$ substitui um hidrogênio da cadeia carbônica. O nome desses compostos é obtido da seguinte maneira:

nitro + nome do hidrocarboneto correspondente

A numeração da cadeia carbônica deve ser iniciada a partir da extremidade mais próxima do grupo funcional.

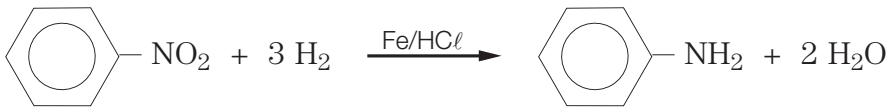


2-metil-1-nitrobutano



4-etil-3-metil-2-nitro-5-hepteno

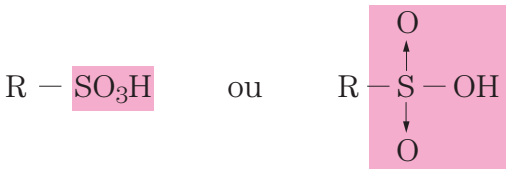
Os nitrocompostos podem reagir com o gás hidrogênio, numa reação de redução, produzindo aminas primárias:



nitrobenzeno **anilina**

ÁCIDOS SULFÔNICOS

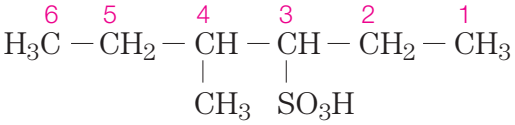
Os ácidos sulfônicos são compostos que apresentam o seguinte grupo funcional:



O nome desses compostos é obtido da seguinte maneira:

ácido + ...nome do hidrocarboneto correspondente... + sulfônico

A numeração da cadeia carbônica deve ser iniciada a partir da extremidade mais próxima do grupo funcional.



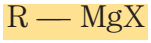
ácido 4-metil-3-hexanossulfônico

ORGANOMETÁLICOS

São assim denominados os compostos que apresentam pelo menos um átomo de um metal ligado diretamente ao átomo de carbono.

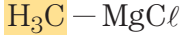
Entre os metais mais comuns que podem formar esse tipo de substância estão: Mg, Zn, Pb e Hg.

Entre os organometálicos mais importantes estão os **compostos de Grignard**:



Sua nomenclatura segue o seguinte esquema:

brometo, cloreto, fluoreto ou iodeto + ...radical... + magnésio



cloreto de metil-magnésio



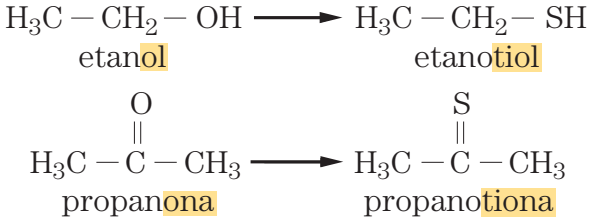
brometo de vinil-magnésio

TIOCOMPOSTOS

Os principais tiocompostos são: tioálcoois ou tióis, tioéteres, tiocetonas e tiofenóis. Genericamente, suas estruturas são obtidas da seguinte maneira:

composto oxigenado $\xrightarrow[+\,S]{-\,O}$ tiocomposto

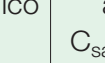
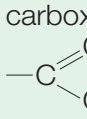
Veja alguns exemplos:



FUNÇÕES MISTAS

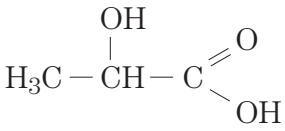
Existem compostos nos quais há mais de uma função. Nesse tipo de composto, somente uma das funções presentes será considerada principal e somente o sufixo que a caracteriza fará parte do nome da cadeia principal. Todas as demais funções serão indicadas por prefixos.

A escolha da função principal deve ser feita seguindo a ordem de prioridade:

Função	haleto orgânico — X	álcool C_{sat} — OH	amina — NH_2	cetona 	aldeído 	ácido carboxílico 
Prefixo (para função não-principal)	nome do halogênio	hidróxi	amino	oxo	oxo ou formil	———

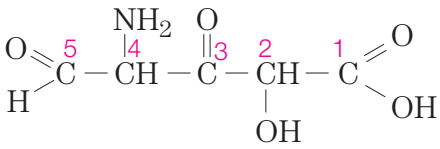
prioridade crescente

Vejamos alguns exemplos:

- 

Nesse composto, a função principal é o **ácido**, logo seu sufixo será -óico ; a função secundária é o **álcool**, que será indicado pelo prefixo **hidróxi**-. Então, temos:

oficial: **ácido 2-hidróxi-propanóico**
usual: **ácido láctico** (presente no leite e no músculo)

- 

função principal: **ácido** = pentanóico
funções secundárias: aldeído = 5-oxo; cetona = 3-oxo; amina = 4-amino; álcool = 2-hidróxi.

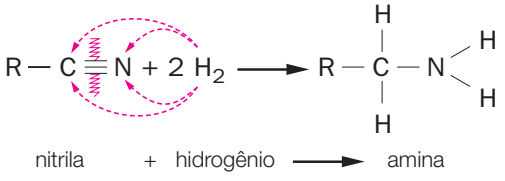
oficial: **4-amino-2-hidróxi-3, 5-dioxopentanóico**

Exercícios

• Nitrilas

1. Escreva os nomes das seguintes nitrilas:
a) $H_3C-CH_2-C\equiv N$;
b) $H_3C-(CH_2)_3-C\equiv N$.

2. Considere a reação representada a seguir:



a) Equacione a reação entre a butanonitrila e o hidrogênio e dê o nome do produto obtido.
b) Determine a fórmula estrutural e o nome da nitrila utilizada para se obter a propilamina por esse processo.

3. Um dos métodos para a preparação de nitrila pode ser representado genericamente pela equação a seguir:

$$R-X + NaCN \longrightarrow R-CN + NaX$$

haleto orgânico; cianeto de sódio; nitrila; sal de sódio

Com base nessas informações, responda:
a) Se reagirmos cloreto de etila com cianeto de sódio, qual será a fórmula estrutural e o nome da nitrila obtida?
b) Para obtermos o cianeto de propila (butanoamida) por esse processo, que substâncias devemos utilizar?

• Nitrocompostos

4. Escreva as fórmulas estruturais dos seguintes nitrocompostos:

a) nitrobenzeno;
b) 2-nitropentano;
c) 3-nitropentano;
d) 2, 4-dinitrohexano;
e) para-dinitrobenzeno.

5. Considere a reação genérica a seguir:

$$R-NH_2 + \frac{3}{2}\,O_2 \longrightarrow R-NO_2 + H_2O$$

Essa reação indica que os nitrocompostos podem ser obtidos pela oxidação de aminas. Com base nessa informação, responda:

a) Qual é o nome do nitrocomposto obtido pela oxidação da etilamina?
b) Qual é o nome da amina utilizada para se obter o 1-nitrobutano?

6. A reação a seguir é denominada redução do nitrocomposto:

$$R-NO_2 + \begin{matrix}6\,[H]\\ \text{ou}\\ 3\,H_2\end{matrix} \longrightarrow R-NH_2 + 2\,H_2O$$

Na redução do nitrocomposto, obtém-se amina como produto orgânico. Com base nessas informações, resolva:

a) Qual é a fórmula estrutural do produto da redução do nitrobenzeno?
b) Equacione a reação e dê o nome da amina formada.

• Ácido sulfônico

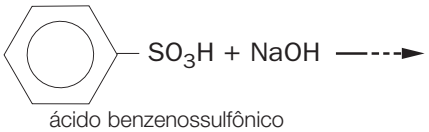
7. Escreva a fórmula estrutural ou dê o nome dos compostos a seguir:

a) $H_3C-CH_2-CH_2-\underset{\displaystyle SO_3H}{\underset{|}{CH}}-CH_2-CH_3$

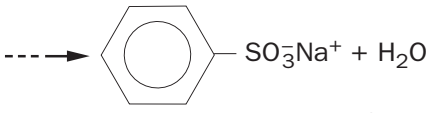
b) $H_3C-\underset{\displaystyle SO_3H}{\underset{|}{CH}}-(CH_2)_4-CH_3$

c) ácido 2-metil-2-hexanossulfônico
d) ácido 2, 3-dimetilbenzenossulfônico

8. Os ácidos sulfônicos podem reagir com bases, originando sais denominados **sulfonatos**. Veja um exemplo:



ácido benzenossulfônico



benzenossulfonato de sódio

Com base nessa informação:

a) equacione a reação entre o ácido etanossulfônico e o hidróxido de potássio;
b) equacione a reação que permite obter o 2-propanossulfonato de sódio.

• Organometálicos

9. A reação a seguir indica genericamente como se pode obter um composto de Grignard:

$$R-X + Mg \xrightarrow{\text{meio etéreo}} R-MgX$$

Com base na reação, resolva:

a) Qual é o nome do composto de Grignard obtido a partir da reação do cloreto de isopropila com magnésio na presença de éter?
b) Equacione a reação entre o iodeto de etila com magnésio em meio etéreo e indique o nome do produto obtido.

10. Os alcanos podem ser obtidos a partir da reação dos compostos de Grignard e água. Genericamente, temos:

$$R-MgX + HOH \longrightarrow R-H + MgOHX$$

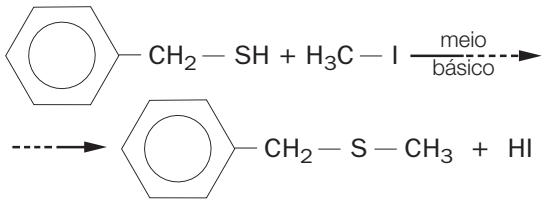
Com base nessa informação:

a) equacione a reação entre o cloreto de propil-magnésio e a água; indique o nome do produto orgânico obtido;
b) equacione uma reação entre um composto de Grignard e água que permita obter o butano.

• Tiocompostos

11. O cheiro defensivo da jaritataca é devido a uma mistura de substâncias, entre as quais estão incluídas as seguintes: 3-metil-1-butanotiol e 2-buteno-1-tiol. Escreva a fórmula estrutural dessas substâncias e classifique suas cadeias.

12. Considere a reação a seguir:



Identifique as funções orgânicas às quais pertence cada um dos participantes da reação.

• Funções mistas

13. Dê a fórmula estrutural dos compostos:

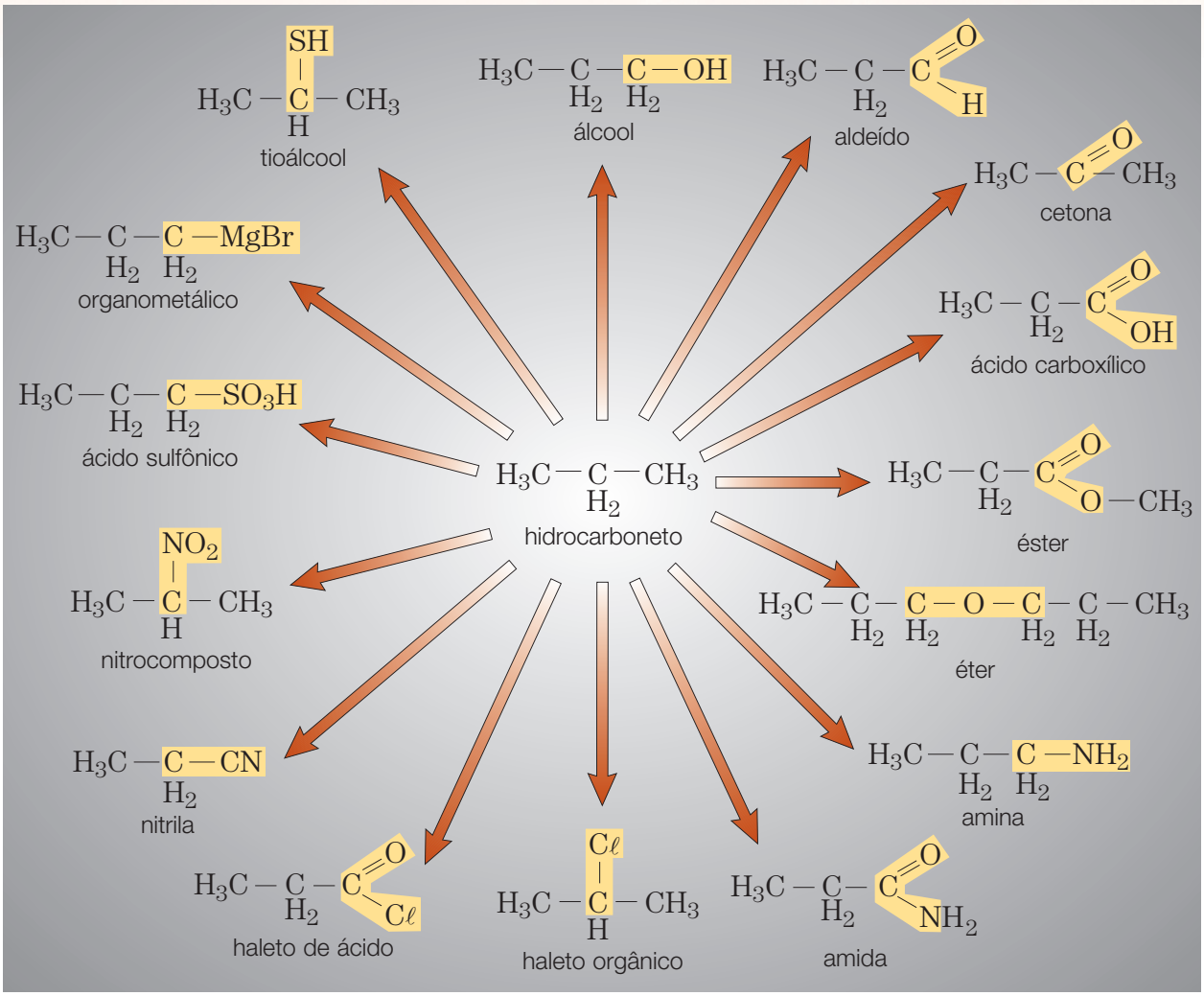
a) ácido 2-aminopropanóico;
b) ácido 3-oxopentanóico;
c) ácido 2-hidroxibutanóico;
d) 2-aminobutanal;
e) 5-hidroxipentanal;
f) 1-hidróxi-2-pentanona.

UNIDADE 23

Sinopse das principais funções e algumas propriedades físicas

RECONHECIMENTO DE FUNÇÕES

A figura a seguir apresenta um resumo dos principais grupos funcionais que formam os compostos orgânicos.



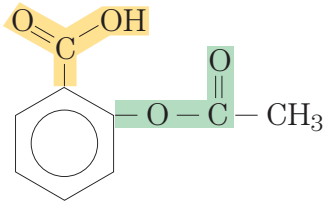
Observação:

C — OH: fenol
AROM

Exercícios de classe

1. O AAS é o analgésico e antipirético mais utilizado em todo o mundo, tendo também propriedades antiinflamatórias. Atualmente o AAS tem-se mostrado eficaz na prevenção de problemas circulatórios, agindo como vasodilatador.

fórmula estrutural



Indique as funções orgânicas presentes na aspirina.

Observação:

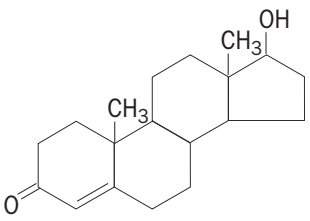
Comprimidos de aspirina guardados durante certo tempo podem sofrer uma decomposição (hidrólise), produzindo ácido salicílico e ácido acético. Se esse comprimido for ingerido, irá acarretar uma violenta irritação.

Quando se abre um frasco de aspirina e se sente um cheiro de vinagre, significa que o produto não está apropriado para o consumo.

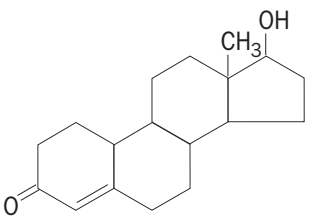
2. Alguns dos efeitos fisiológicos da testosterona podem ser aumentados pelo uso de alguns de seus derivados sintéticos: os anabolizantes.



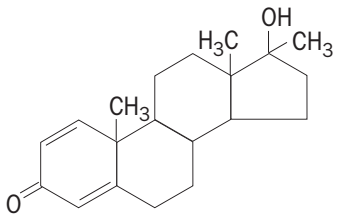
Catherine Karnow/CORBIS



testosterona



nandiolone



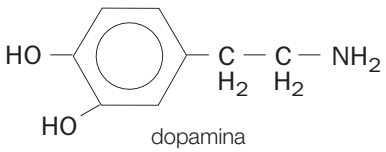
dianabol

Essas substâncias provocam aumento da massa muscular e diminuição da gordura. Seu uso indiscriminado, porém, pode provocar efeitos colaterais sérios, como hipertensão, edemas, distúrbios do sono e acne. Seu uso prolongado leva a danos irreversíveis do fígado e à diminuição na produção do esperma.

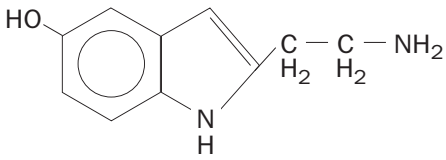
Indique as funções comuns nos três compostos.

3. (Fatec-SP) "O amor é química." Mãos suando, coração "palpitando", respiração pesada, olhar perdido. Esses sintomas são causados por um fluxo de substâncias químicas fabricadas no corpo da pessoa apaixonada.

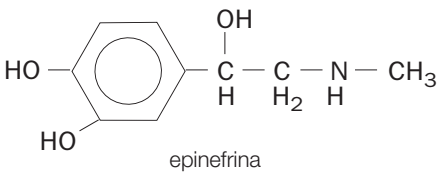
Dentre essas substâncias estão:



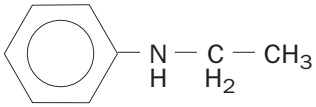
dopamina



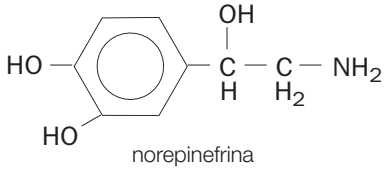
serotonina



epinefrina



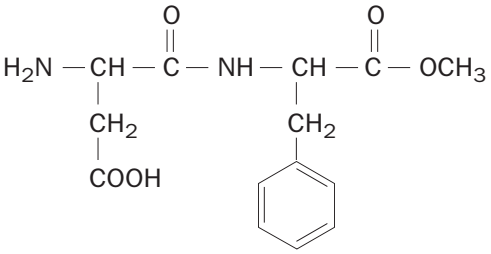
feniletilamina



norepinefrina

Qual a função química comum às substâncias anteriormente mencionadas?

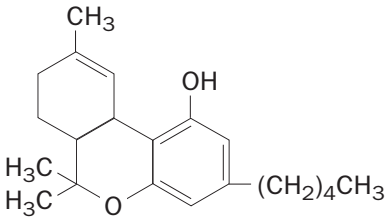
4. (UFPE) O aspartame é um composto orgânico multifuncional com propriedades adoçantes que o tornam um eficiente substituto para o açúcar comum. Sua estrutura química se encontra representada abaixo.



aspartame

Indique as funções orgânicas presentes no aspartame.

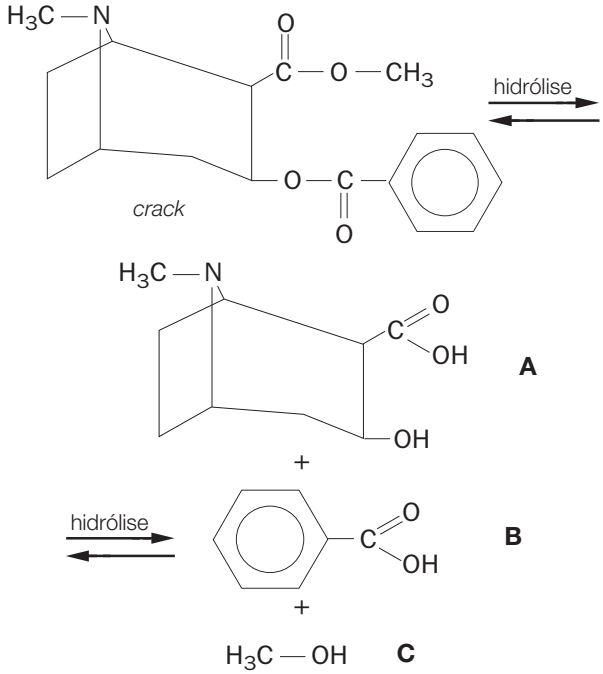
5. (PUC-MG) O THC ou tetrahidrocanabinol, de fórmula:



é o principal componente ativo da maconha (*marijuana*), com efeito de causar abandono das atividades sociais e reduzir acentuadamente o desejo sexual.

O THC apresenta, na sua fórmula, quais grupos funcionais?

6. Na década de 80, começou o uso do *crack*, uma forma nova e mais barata de cocaína. O usuário passa a ter atitudes violentas e antissociais. O uso prolongado pode resultar em perda de peso, deterioração do sistema nervoso e problemas gastro-intestinais.



Com base nas informações, responda:

a) Quais as funções orgânicas presentes no *crack*?

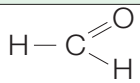
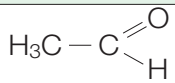
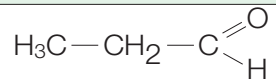
b) Indique as funções orgânicas presentes em **A**, **B** e **C**.

ALGUMAS PROPRIEDADES FÍSICAS DOS COMPOSTOS ORGÂNICOS

TEMPERATURA DE EBULIÇÃO

São dois os fatores que influem nas temperaturas de ebulição: o tamanho das moléculas e os tipos de interação intermolecular.

Observe o quadro a seguir:

	CH_4	H_3C-CH_3	$H_3C-CH_2-CH_3$
TE (°C)	–188	–88,4	–42,5
			
TE (°C)	–19	20,0	48,8
	H_3C-OH	H_3C-CH_2-OH	$H_3C-CH_2-CH_2-OH$
TE (°C)	64,5	78,3	97,2

Se analisarmos cada uma das três **linhas horizontais**, cada qual apresentando substâncias formadas com o mesmo tipo de interação intermolecular, verificaremos que:

Quanto maior for o tamanho da molécula, maior será a sua temperatura de ebulição.

Cada linha horizontal constitui um exemplo de **série homóloga**: substâncias que pertencem a uma mesma função e diferem entre si pela quantidade de grupos CH_2.

Se analisarmos cada uma das três **linhas verticais**, cada qual formada por substâncias que apresentam moléculas de tamanho aproximadamente igual, porém com diferentes tipos de interação intermolecular, verificaremos que:

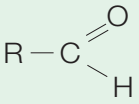
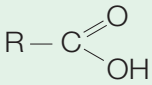
Quanto maior for a intensidade das forças intermoleculares, maior será a sua temperatura de ebulição.

Para que se possa estabelecer essa relação, deve-se considerar a **ordem crescente da intensidade das interações**, que é dada por:

dipolo induzido-dipolo induzido < dipolo-dipolo < pontes de hidrogênio

ordem crescente de intensidade

O esquema a seguir relaciona algumas funções com o tipo de interação intermolecular e a ordem crescente de TE, para moléculas de tamanho aproximadamente igual:

Dipolo induzido-dipolo induzido	Dipolo-dipolo	Pontes de hidrogênio
hidrocarboneto (RH)	aldeído  cetona  haleto R—X	álcool R—OH ácido carboxílico  aminas $R—NH_2$

Cada linha vertical constitui um exemplo de **série heteróloga**: substâncias que pertencem a diferentes funções e que apresentam o mesmo número de carbonos.

Observação:

Os compostos orgânicos podem ser agrupados ainda numa outra série, denominada **série isóloga**, em que apresentam o mesmo número de átomos de carbono, diferindo apenas na sua insaturação (quantidade de H_2). Exemplos: C_2H_6, C_2H_4 e C_2H_2.

SOLUBILIDADE

A solubilidade dos compostos orgânicos também depende das forças intermoleculares. Assim, substâncias que apresentam os mesmos tipos de força intermolecular tendem a se dissolver entre si. Generalizando, temos:

Líquidos apolares tendem a se dissolver em líquidos apolares.

Líquidos polares tendem a se dissolver em líquidos polares.

O mais importante dos solventes polares é a água, considerada o solvente universal.

Um dos solventes orgânicos mais utilizados é o etanol. Embora seja considerado um solvente polar, sua estrutura apresenta uma parte polar (— OH) e outra apolar (CH).

$$\underbrace{H_3C-CH_2}_{\text{apolar}}-\underbrace{OH}_{\text{polar}} \qquad \underbrace{R}_{\text{apolar}}-\underbrace{OH}_{\text{polar}}$$

Devido a essa característica, o etanol se dissolve tanto em água (solvente polar) como em gasolina (solvente apolar).

Observe a tabela a seguir:

Álcool	Solubilidade em água (g/100 g de H_2O a 25 °C)
H_3C-OH	infinita
H_3C-CH_2-OH	infinita
$H_3C-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-OH$	2,4
$H_3C-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-OH$	0,6

Pode-se notar, pela análise da tabela, que, à medida que aumenta a cadeia carbônica do álcool, sua solubilidade em água diminui.

Como conseqüência, ocorre um aumento de sua solubilidade em solventes apolares (gasolina, óleos etc.).

EXERCÍCIO RESOLVIDO

(Fuvest-SP) Três líquidos puros apresentam as propriedades relacionadas na tabela:

Líquido	Ponto de ebulição (°C)	Solubilidade em água (g/100 cm^3)
A	36,2	0,036
B	34,6	7,5
C	117,7	7,9

Utilizando essas propriedades, associe cada um dos líquidos às substâncias: n-butanol, C_4H_9OH; n-pentano, C_5H_{12}; e éter etílico $(C_2H_5)_2O$. Explique o raciocínio usado na identificação.

SOLUÇÃO

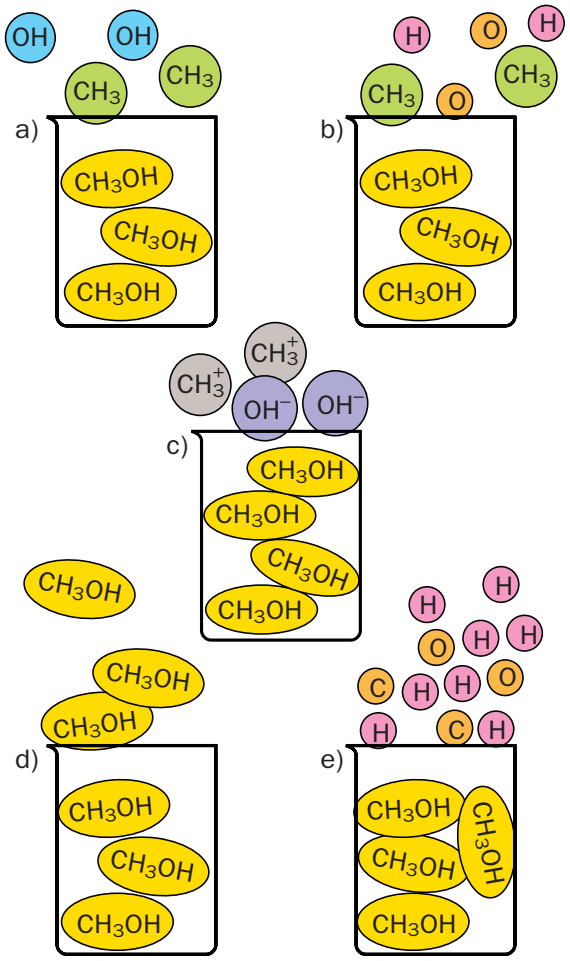
Pela análise das estruturas dos compostos mencionados, podemos determinar suas características.

Composto	Polaridade	Força intermolecular	Solubilidade em água (polar)
butanol $H_3C-CH_2-CH_2-CH_2-OH$	polar	ponte de hidrogênio	solúvel
n-pentano $H_3C-CH_2-CH_2-CH_2-CH_3$	apolar	dipolo induzido-dipolo induzido	praticamente insolúvel
éter etílico $H_3C-CH_2-O-CH_2-CH_3$	polar	dipolo-dipolo	solúvel

O n-pentano, por ser praticamente insolúvel em água, é a substância **A**.
Como o n-butanol apresenta pontes de hidrogênio, ele deve ser o composto de maior PE, ou seja, a substância **C**. Por exclusão, a substância **B** é o éter etílico.

Exercícios de classe

1. (UFMG) A figura que melhor representa a evaporação do metanol é:



2. (Fuvest-SP) Os pontos de ebulição, sob pressão de 1 atm, da propanona, butanona, 3-pentanona e 3-hexanona são, respectivamente, 56, 80, 101 e 124 °C.

a) Escreva as fórmulas estruturais destas substâncias.

b) Estabeleça uma relação entre as estruturas e os pontos de ebulição.

3. (UFRJ) A tabela a seguir apresenta algumas propriedades físicas de quatro substâncias orgânicas.

Nome	Fórmula molecular	Massa molecular	Ponto de fusão (°C)	Ponto de ebulição (°C)
pentano	C_5H_{12}	72	–130	36
butanal	C_4H_8O	72	–99	76
1-butanol	$C_4H_{10}O$	74	–90	118
ácido propanóico	$C_3H_6O_2$	74	–22	141

a) Explique por que o butanal apresenta um ponto de ebulição mais elevado do que o pentano.

b) Escreva a equação da relação do ácido propanóico com o 1-butanol e dê o nome do composto orgânico obtido.

4. (Fuvest-SP) A tabela a seguir mostra os pontos de ebulição de algumas substâncias:

Substância	etano	cloroetano	etanol
PE (°C)	–88,2	38,0	78,3

Explique por que o ponto de ebulição aumenta quando se substitui um átomo de hidrogênio do etano por um átomo de cloro ou por um grupo OH.

5. (UFMG) A alternativa que apresenta a substância de **maior** ponto de ebulição é:

a) $H_3C-CH_2-CH_2-CH_2-OH$

b) $H_3C-CH_2-\overset{\overset{O}{\|}}{C}-CH_2-CH_3$

c) $H_3C-O-CH_2-CH_2-CH_3$

d) $H_3C-CH_2-CH_2-CH_2-CH_3$

e) $H_3C-CH_2-CH_2-C(=O)-H$

6. (ESPM-SP) As aves aquáticas possuem um material oleaginoso nas suas penas que as protege do contato direto com a água, permitindo-lhes flutuar. Nas águas poluídas com detergentes não-biodegradáveis, as penas ficam encharcadas. Nessas condições, com dificuldades de nadar e não conseguindo voar, as aves acabam morrendo. O que acontece, nesses casos, com o material oleaginoso?

7. (UNI-RIO) "Uma *blitz* de fiscais da ANP (Agência Nacional de Petróleo) [...] interditou 19 postos de combustíveis em São Paulo [...], 14 deles por venda de gasolina adulterada."

(*Jornal do Brasil*, 9 set. 1998.)

A gasolina, composta basicamente de uma mistura de alcanos na faixa de C_6 a C_{12} átomos de carbono, pode ser facilmente adulterada com substâncias mais baratas do que ela. De acordo com a regra de que "semelhante dissolve semelhante", indique a opção que contém a única substância que, ao ser adicionada à gasolina, irá formar uma mistura heterogênea.

a) Água.
b) Hexanol.
c) Hexano.
d) Benzeno.
e) 2-decanona.

8. (UFES) O etanol se mistura com a água em qualquer proporção. Outra característica do etanol é que ele apresenta uma parte apolar em sua molécula e, por isso, também se dissolve em solventes apolares.

Dados os álcoois

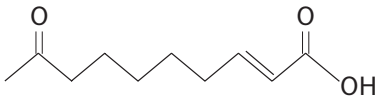
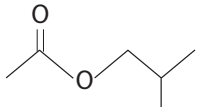
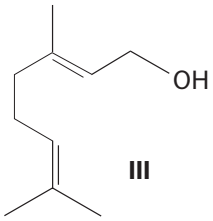
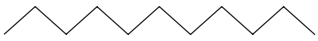
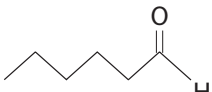
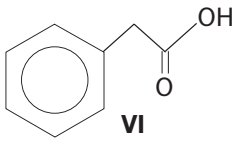
I — 2-butanol,
II — n-hexanol,
III — n-propanol,
IV — n-octanol,

indique a ordem crescente de solubilidade dos álcoois em água.

Exercícios propostos

• Reconhecimento das funções

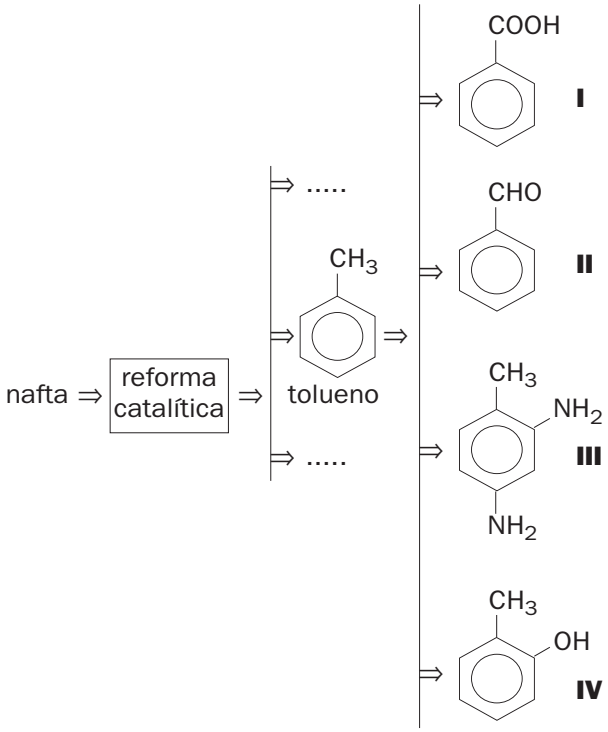
1. (Cefet-MG — mod.) Tabela — Alguns feromônios de insetos

Substância	Inseto	Inseto
 I	abelha	Feromônio que atrofia o sexo das operárias e é utilizado pela abelha rainha para o controle da colméia.
 II	abelha	Feromônio de alarme que serve de sinal para ataque coletivo no caso de pressentirem perigo.
 III	abelha	Feromônio de trilha que facilita o retorno das abelhas para a colméia.
 IV	formiga	Feromônio de trilha das formiguinhas de jardim.
 V	formiga	Feromônio de alarme da formiga ao pressentir perigo de morte.
 VI	formiga	Protege o fungo, que servirá de alimento para a formiga *Ata texana*, contra doenças bacterianas.

(Texto adaptado da revista *Química Nova na Escola.* n. 7 maio 1998.)

Indique a função orgânica presente em cada substância.

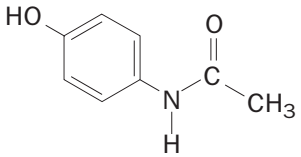
2. (UFRJ) A produção industrial de hidrocarbonetos aromáticos é feita a partir do processo de reforma catalítica de frações leves do petróleo. Dentre esses hidrocarbonetos, destaca-se o tolueno (metilbenzeno), matéria-prima principal na produção dos compostos I, II, III e IV, apresentados a seguir:



Quais as funções orgânicas dos compostos **I**, **II**, **III** e **IV**?

3. (UNI-RIO) Depois de oito anos de idas e vindas ao Congresso (...), o senado aprovou o projeto do deputado federal Eduardo Jorge (PT-SP), que trata da identificação de medicamentos pelo nome genérico. A primeira novidade é que o princípio ativo — substância da qual depende a ação terapêutica de um remédio — deverá ser informado nas embalagens em tamanho não inferior à metade do nome comercial. (Revista *Época*, fev. de 1999.)

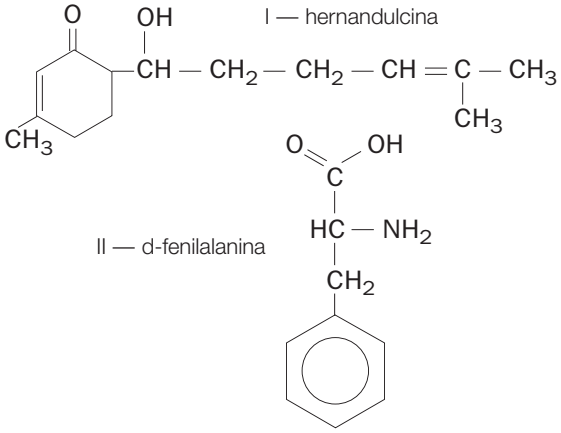
O princípio ativo dos analgésicos comercializados com os nomes de Tylenol, Cibalena, Resprin, etc. é o paracetamol, cuja fórmula está apresentada a seguir.



Quais os grupos funcionais presentes no paracetamol?

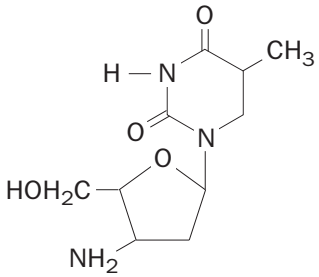
4. (UFRJ) O paladar humano possui quatro sabores reconhecidos: doce, azedo, amargo e salgado. Os sabores azedo e salgado são claramente associados a ácidos e sais, respectivamente, porém os sabores amargo e doce são detectados em um grande número de substâncias com diferentes estruturas químicas.

As três substâncias apresentadas a seguir, por exemplo, apresentam um acentuado sabor doce.



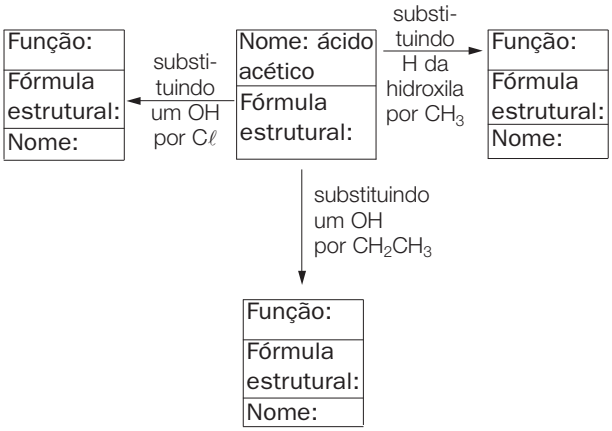
a) Identifique os grupos funcionais presentes nos compostos I e II.
b) O composto III, mesmo sendo doce, não pode ser utilizado como adoçante, por ser altamente tóxico. Escreva a fórmula desse composto.

5. O AZT (azidotimidina) é uma droga atualmente utilizada no tratamento de pacientes HIV-positivos e apresenta a seguinte fórmula estrutural:



a) Escreva a fórmula molecular do AZT.
b) Identifique as funções nele presentes.

6. (UFOP-MG) Complete os quadros adequadamente, considerando as seguintes substituições:



- **Temperatura de ebulição e solubilidade**

7. (UFMG) A alternativa que apresenta a substância de **maior** ponto de ebulição é:

a) $CH_3CH_2CH_2CH_2OH$.
b) $CH_3CH_2OCH_2CH_3$.
c) $CH_3OCH_2CH_2CH_3$.
d) $CH_3CH_2CH_2CH_2CH_3$.
e) $CH_3CH_2CH_2CHO$.

8. (Puccamp-SP) O etanol e o éter dimetílico têm mesma fórmula molecular. Diferem quanto às:

I — massas molares.

II — fórmulas estruturais.

III — ligações por pontes de hidrogênio, no estado líquido.

Quais afirmações são corretas?

9. (UEFS-BA)

Composto	Massa molar (g)	PE 1 atm (°C)
propano $CH_3CH_2CH_3$	44	–45
metoximetano CH_3OCH_3	46	–25
etanol CH_3CH_2OH	46	78

Com base na tabela acima, pode-se afirmar:
(01) No etanol, as interações moleculares são do tipo dipolo permanente-dipolo induzido.
(02) Propano e metoximetano são líquidos à temperatura ambiente.
(03) CH_3OCH_3 é um aldeído.
(04) O volume ocupado por 46 g de metoximetano, nas CNTP, é 44,8 litros.
(05) O baixo ponto de ebulição do propano deve-se às fracas interações moleculares do tipo dipolo induzido.

Dê como resposta a soma dos números correspondentes às afirmativas corretas.

10. (UFRS) A destilação fracionada é um processo de separação de líquidos com pontos de ebulição diferentes.
Num experimento, a mistura dos solventes propanol, pentano e acetato de metila é destilada. A ordem de obtenção desses solventes através da destilação da mistura é:
a) propanol — pentano — acetato de metila.
b) pentano — acetato de metila — propanol.
c) acetato de metila — pentano — propanol.
d) pentano — propanol — acetato de metila.
e) propanol — acetato de metila — pentano.

11. (UFPE) A aspirina tem efeito analgésico porque inibe a síntese de prostaglandinas no corpo humano, a qual ocorre a partir do ácido araquidônico



ácido araquidônico

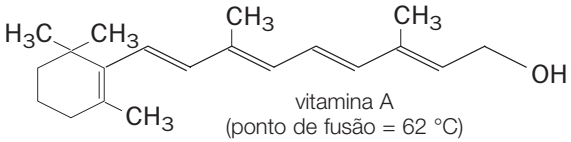
Com relação ao ácido araquidônico, podemos afirmar que são corretas as afirmativas:
a) É mais solúvel em gorduras do que o ácido acético.
b) É mais solúvel em água do que o ácido acético.
c) É mais solúvel em água do que em solventes orgânicos apolares.
d) Não forma pontes de hidrogênio.
e) É um ácido carboxílico de cadeia insaturada.

12. (Fuvest-SP) Em um laboratório, três frascos com líquidos incolores estão sem os devidos rótulos. Ao lado deles, estão os três rótulos com as seguintes identificações: ácido etanóico, pentano e 1-butanol. Para poder rotular corretamente os frascos, determinam-se, para esses líquidos, o ponto de ebulição (PE) sob 1 atm e a solubilidade em água (S) a 25 °C.

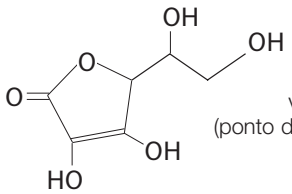
Líquido	PE/°C	S/(g/100 mL)
X	36	0,035
Y	117	7,3
Z	118	infinita

Com base nessas propriedades, conclui-se que os líquidos **X**, **Y** e **Z** são, respectivamente:
a) pentano, 1-butanol e ácido etanóico.
b) pentano, ácido etanóico e 1-butanol.
c) ácido etanóico, pentano e 1-butanol.
d) 1-butanol, ácido etanóico e pentano.
e) 1-butanol, pentano e ácido etanóico.

13. (Fuvest-SP)



vitamina A
(ponto de fusão = 62 °C)



vitamina C
(ponto de fusão = 193 °C)

Uma das propriedades que determina a maior ou menor concentração de uma vitamina na urina é a sua solubilidade em água.

a) Qual dessas vitaminas é mais facilmente eliminada na urina? Justifique.
b) Dê uma justificativa para o ponto de fusão da vitamina C ser superior ao da vitamina A.

14. (Cesgranrio-RJ) Determina-se experimentalmente que, num álcool R—OH, a solubilidade em água varia inversamente com o tamanho de R. Esse fato se deve:

a) somente às propriedades hidrófilas do radical hidroxila;
b) às propriedades hidrófilas de R, qualquer que seja seu tamanho;
c) às propriedades hidrófobas de R, qualquer que seja seu tamanho;
d) ao aumento de R corresponder ao aumento da parte apolar hidrofóbica;
e) à diminuição de R corresponder a uma diminuição na polaridade da molécula.



Faça você mesmo

Polaridade e ligações intermoleculares

Material

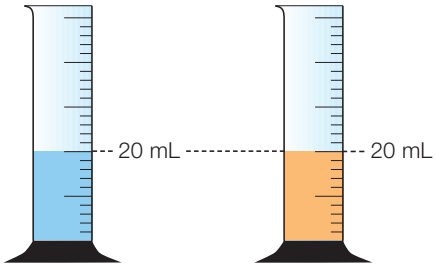
Gasolina comum

2 provetas, 1 delas com rolha

Água

Procedimento

Nas provetas, coloque separadamente volumes iguais de gasolina comum e água. Veja o exemplo ao lado.



A seguir despeje o conteúdo de uma das provetas na outra e agite. Deixe o sistema em repouso.

Observe.

Agora, responda:

a) O sistema final é homogêneo ou heterogêneo?

b) De que é constituída a fase mais densa? E a menos densa?

c) Observe o volume final de gasolina (V_f) e compare com seu volume inicial (V_i), determinando a porcentagem de etanol.

V_i — 100%
V_f — x%
} x% = porcentagem de gasolina

Portanto, a porcentagem de etanol é (100 – x)%.

d) A gasolina analisada está adulterada?

UNIDADE 24
Isomeria

O QUE É ISOMERIA?

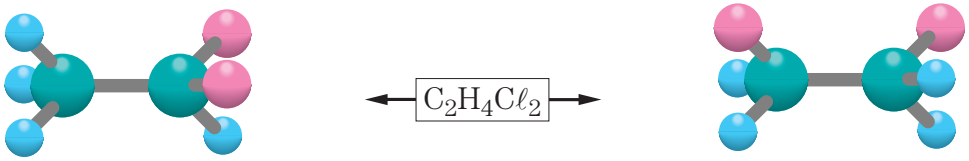
Quando se substitui um átomo de hidrogênio do etano por um átomo de cloro, pode-se obter somente uma substância, pois, qualquer que seja o hidrogênio substituído, a estrutura obtida será sempre a mesma:



Porém, quando se substituem dois átomos de hidrogênio por dois átomos de cloro, obtêm-se duas substâncias diferentes, pois podem ocorrer duas possibilidades:

a) os dois hidrogênios substituídos estão ligados ao mesmo carbono:

b) os dois hidrogênios substituídos estão ligados a carbonos diferentes:



1-1-dicloroetano

1-2-dicloroetano

Os dois compostos diferentes possuem os mesmos átomos, na mesma quantidade, mas apresentam estruturas diferentes.

Esse é um exemplo do fenômeno denominado **isomeria**.

Isomeria: fenômeno caracterizado pela ocorrência de duas ou mais substâncias diferentes, que apresentam a mesma fórmula molecular mas diferentes fórmulas estruturais.

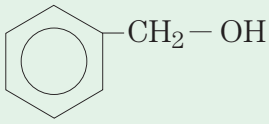
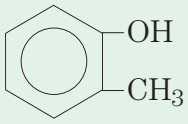
O estudo da isomeria será dividido em duas partes: **plana** e **espacial** (**estereoisomeria**).

ISOMERIA PLANA

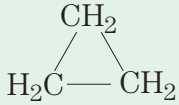
Nesse tipo de isomeria, verifica-se a diferença entre os isômeros através do estudo de suas fórmulas estruturais planas.

A seguir, vamos estudar os cinco casos de isomeria plana.

Isomeria de função: os isômeros pertencem a funções diferentes.

Fórmula molecular	Isômeros	
	Função e fórmula estrutural	Função e fórmula estrutural
C_2H_6O	álcool H_3C-CH_2-OH	éter $H_3C-O-CH_3$
C_3H_6O	aldeído $H_3C-CH_2-C(=O)-H$	cetona $H_3C-C(=O)-CH_3$
$C_3H_6O_2$	ácido $H_3C-CH_2-C(=O)-OH$	éster $H_3C-C(=O)-O-CH_3$
C_7H_8O	álcool 	fenol 

Isomeria de cadeia ou núcleo: os isômeros pertencem à mesma função, mas apresentam diferentes tipos de cadeia.

Fórmula molecular	Isômeros	
	Função e fórmula estrutural	Função e fórmula estrutural
C_4H_8O	aldeído $H_3C-CH_2-CH_2-C(=O)-H$ (reta)	aldeído $H_3C-CH(CH_3)-C(=O)-H$ (ramificada)
C_3H_6	hidrocarboneto $H_2C=CH-CH_3$ (aberta)	hidrocarboneto  (fechada)

Isomeria de posição: os isômeros pertencem à mesma função e têm o mesmo tipo de cadeia, mas apresentam diferença na posição de um grupo funcional, de uma ramificação ou insaturação.

Fórmula molecular	Isômeros	
	Função e fórmula estrutural	Função e fórmula estrutural
C_3H_8O	álcool $H_3C-CH_2-CH_2-OH$	álcool $H_3C-CH(OH)-CH_3$
C_4H_6	hidrocarboneto $H_3C-CH_2-C\equiv CH$	hidrocarboneto $H_3C-C\equiv C-CH_3$

Isomeria de compensação ou metameria: os isômeros pertencem à mesma função e apresentam o mesmo tipo de cadeia, mas apresentam diferença na posição de um heteroátomo.

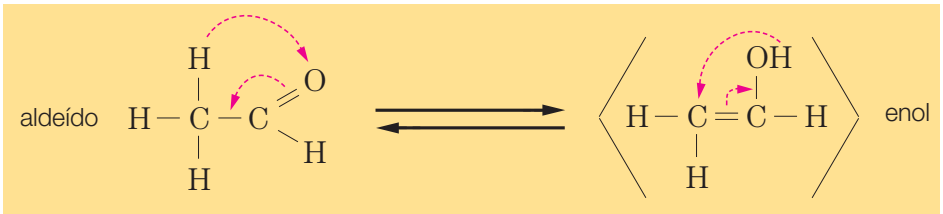
Fórmula molecular	Isômeros	
	Função e fórmula estrutural	Função e fórmula estrutural
$C_4H_{11}N$	amina $H_3C-NH-CH_2-CH_2-CH_3$	amina $H_3C-CH_2-NH-CH_2-CH_3$
$C_4H_8O_2$	éster $H_3C-C(=O)-O-CH_2-CH_3$	éster $HC(=O)-O-CH_2-CH_2-CH_3$

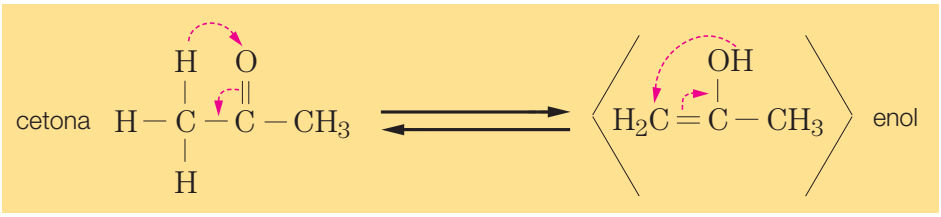
Isomeria dinâmica ou tautomeria: esse é um caso particular de isomeria de função, no qual os isômeros coexistem em equilíbrio dinâmico em solução.

Os principais casos de tautomeria (*tautos* = dois de si mesmo) envolvem compostos carbonílicos.

Ao preparar uma solução de aldeído acético, uma pequena parte se transforma em etenol, o qual, por sua vez, regenera o aldeído, estabelecendo um equilíbrio químico em que o aldeído, por ser mais estável, está presente em maior concentração.

Observe os exemplos:





A solução que contém os dois tautômeros é denominada **alelotrópica**, e ambos os equilíbrios são genericamente denominados cetoenólicos.

Exercícios de classe

1. Construa as fórmulas estruturais de:

I — dois alcanos de fórmula molecular C_4H_{10}.
II — dois alquinos e dois dienos de fórmula molecular C_4H_6.
III — três diclorobenzenos.
IV — dois aldeídos e uma cetona de fórmula molecular C_4H_8O.
V — dois álcoois e um éter de fórmula molecular C_3H_8O.

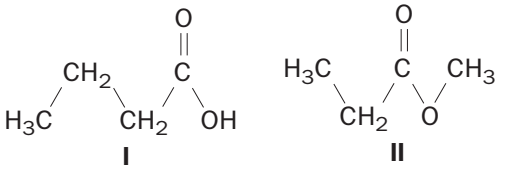
2. (UFRS) A fórmula molecular C_2H_6O pode representar compostos pertencentes às funções:

a) hidrocarboneto, álcool e aldeído.
b) álcool e éter.
c) aldeído e cetona.
d) ácido carboxílico, aldeído e álcool.
e) éter, cetona e éster.

3. (UERJ) Na tentativa de conter o tráfico de drogas, a Polícia Federal passou a controlar a aquisição de solventes com elevado grau de pureza, como o éter (etóxi-etano) e a acetona (propanona). Hoje, mesmo as universidades só adquirem esses produtos com a devida autorização daquele órgão. A alternativa que apresenta, respectivamente, isômeros funcionais dessas substâncias é:

a) butanal e propanal.
b) 1-butanol e propanal.
c) butanal e 1-propanol.
d) 1-butanol e 1-propanol.

4. (UFRS) A respeito dos seguintes compostos, pode-se afirmar que:



a) são isômeros de posição.
b) são metâmeros.
c) são isômeros funcionais.
d) ambos são ácidos carboxílicos.
e) o composto **I** é um ácido carboxílico, e o composto **II** é um éter.

5. (UFPel-RS) As formigas, principalmente as cortadeiras, apresentam uma sofisticada rede de comunicações, entre as quais a química, baseada na transmissão de sinais por meio de substâncias voláteis, chamadas feromônios, variáveis em composição, de acordo com a espécie. O feromônio de alarme é empregado, primeiramente, na orientação de ataque ao inimigo, sendo constituído, em maior proporção, pela 4-metil-3-heptanona, além de outros componentes secundários já identificados, tais como: 2-heptanona, 3-octanona, 3-octanol e 4-metil-3-heptanol.

(*Ciência Hoje*. n. 35. v. 6.)

a) Qual o nome dos grupos funcionais presentes na estrutura da 2-heptanona e do 3-octanol, respectivamente?
b) Quais as funções orgânicas representadas pelos compostos 4-metil-3-heptanona e 4-metil-3-heptanol, respectivamente?
c) Identifique um par de isômeros de cadeia, relacionados no texto.

6. (UFRJ) As cetonas se caracterizam por apresentar o grupo funcional carbonila em carbono secundário e são largamente utilizadas como solventes orgânicos.

a) Apresente a fórmula estrutural do isômero de cadeia da 3-pentanona.
b) As cetonas apresentam isomeria de função com os aldeídos.

Escreva a fórmula estrutural da única cetona que apresenta apenas um aldeído isômero.

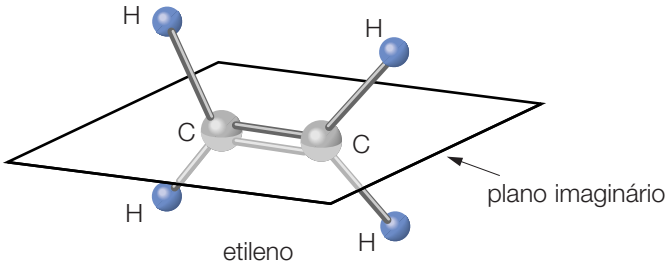
ISOMERIA ESPACIAL

Nesse tipo de isomeria, a diferença entre os isômeros só é perceptível pela análise da fórmula estrutural espacial.

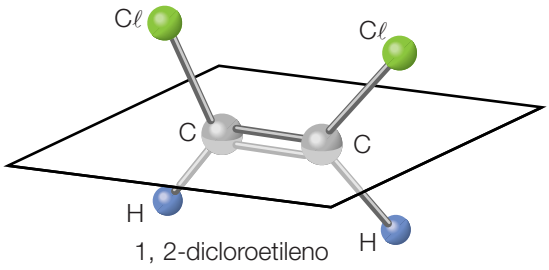
Existem dois tipos de isomeria espacial: geométrica (**cis-trans** ou **Z-E**) e óptica.

ISOMERIA GEOMÉTRICA

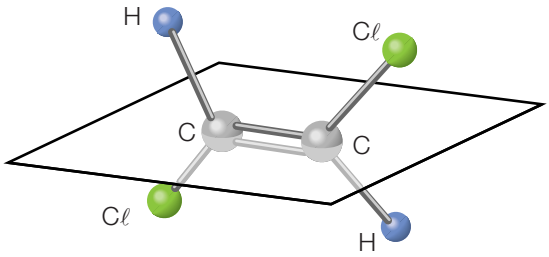
Quando dois hidrogênios, um de cada carbono do etileno, são substituídos por dois átomos de cloro, formam-se duas estruturas diferentes com a mesma fórmula molecular: $C_2H_2C\ell_2$.



etileno

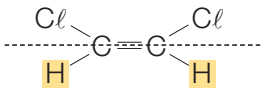


1, 2-dicloroetileno

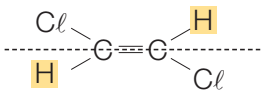


1, 2-dicloroetileno

As fórmulas estruturais podem ser feitas da seguinte forma:

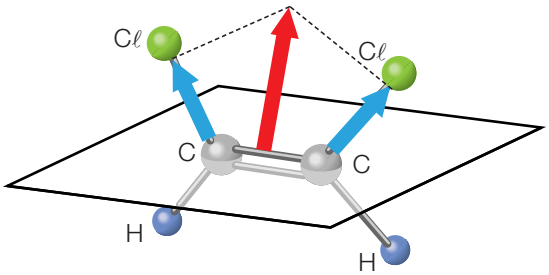


Note que os 2 átomos de H estão do mesmo lado do plano imaginário, sendo esta disposição denominada **cis**: **cis-1, 2-dicloroetileno**.

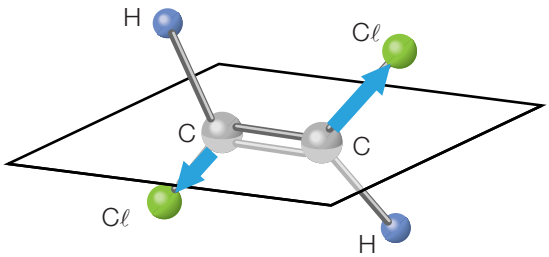


Note que os 2 átomos de H estão em lados opostos do plano imaginário, sendo esta disposição denominada **trans: trans-1, 2-dicloroetileno**.

As diferentes disposições espaciais dos átomos provocam alterações nas propriedades físicas desses compostos, como, por exemplo, na temperatura de ebulição, isso porque tais mudanças acarretam diferença de polaridade das moléculas.



cis = molécula polar
TE = 60,3 °C



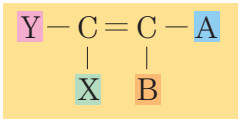
trans = molécula apolar
TE = 47,5 °C

Ocorrência de isomeria geométrica

Compostos acíclicos

Os compostos acíclicos devem apresentar pelo menos uma dupla ligação entre carbonos, e cada um dos carbonos da dupla deve apresentar grupos ligantes diferentes.

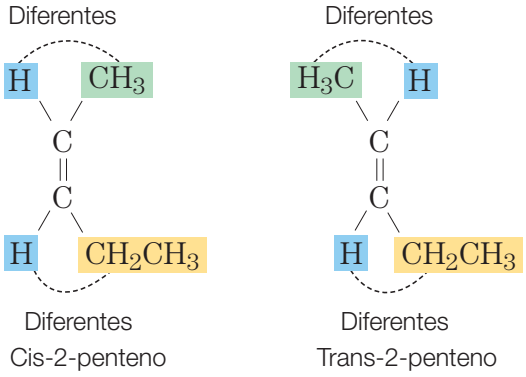
De acordo com o esquema:

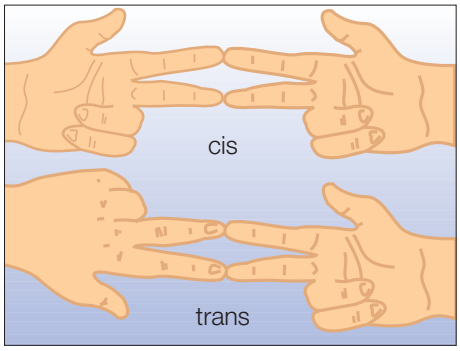


, em que { Y : obrigatoriamente diferente de X e A : obrigatoriamente diferente de B

Vejamos alguns exemplos:

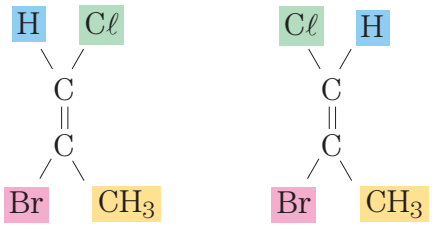
- **2-penteno**





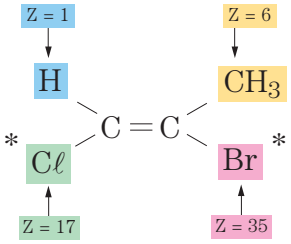
Representação simplificada da diferença na estrutura dos isômeros geométricos.

- **2-bromo-1-cloropropeno**

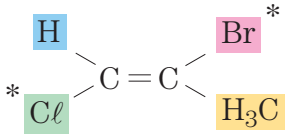


Neste caso, os dois isômeros geométricos não podem ser identificados pelos prefixos cis e trans, pois não apresentam nenhum ligante igual nos dois carbonos da dupla ligação. Em tais casos, devemos utilizar as designações **E** e **Z**.

O isômero **Z** é aquele que apresenta dois ligantes de cada C da $\rangle C=C\langle$ com os maiores números atômicos; o outro isômero será o **E**. No exemplo dado, temos:



Z-2-bromo-1-cloropropeno



E-2-bromo-1-cloropropeno

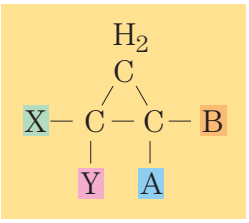
Observação:

Em alguns exames vestibulares, o critério de ligantes com maior número atômico do mesmo lado do plano é usado para caracterizar o isômero **cis**, sendo o outro isômero considerado **trans**.

Compostos cíclicos

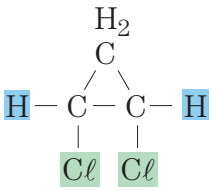
Os compostos cíclicos devem apresentar grupos ligantes diferentes em pelo menos dois carbonos do ciclo.

De acordo com o esquema:

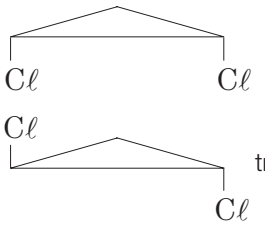


, em que { Y : obrigatoriamente diferente de X e A : obrigatoriamente diferente de B

Vejamos um exemplo:



1, 2-diclorociclopropano



cis-1, 2-diclorociclopropano

trans-1, 2-diclorociclopropano

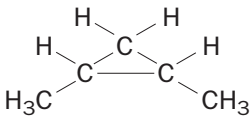
Exercícios de classe

1. Considere as fórmulas planas dos seguintes compostos:

a) $H_2C=C(CH_3)-CH_2-CH_3$

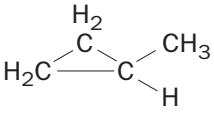
b) $H_3C-CH_2-C(CH_3)=C(H)-C\ell$

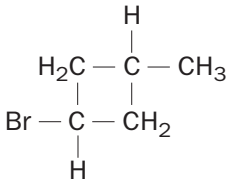
c) $H_3C-C(H)=C(H)-CH_2-CH_3$

d) 

e) $H_3C-C(CH_3)=C(H)-CH_3$

f) $H_3C-C(Br)=C(H)-CH_3$

g) 

h) 

Resolva:

a) Quais compostos apresentam isomeria geométrica?

b) Faça a representação espacial dos isômeros de cada composto que apresenta isomeria geométrica.

2. Considere os hidrocarbonetos a seguir:

a) 1-penteno;
b) 2-penteno;
c) 3-hexeno;
d) 2-metil-1-penteno;
e) 2-metil-2-penteno;
f) 2-metil-3-hexeno;
g) 1, 1-dimetil-ciclopentano;
h) 1, 2-dimetil-ciclopentano.

Resolva:

a) Quais apresentam isomeria geométrica?
b) Escreva as fórmulas espaciais dos compostos que apresentam isomeria geométrica.

3. (UFOP-MG) Considere o alqueno de menor massa molecular que apresenta isomeria geométrica.

a) Represente as fórmulas estruturais (cis e trans) desse alqueno.
b) Calcule as percentagens de carbono e hidrogênio desse alqueno.
(**Dados:** massas atômicas: C = 12, H = 1)
c) Represente os isômeros estruturais possíveis a partir da fórmula molecular desse alqueno.

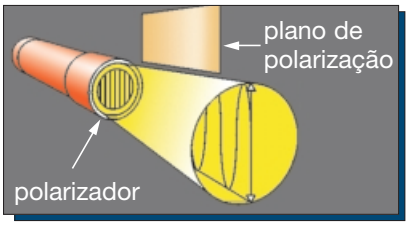
4. (Fuvest-SP) Quantos isômeros estruturais e geométricos, considerando também os cíclicos, são previstos com a fórmula molecular $C_3H_5C\ell$?

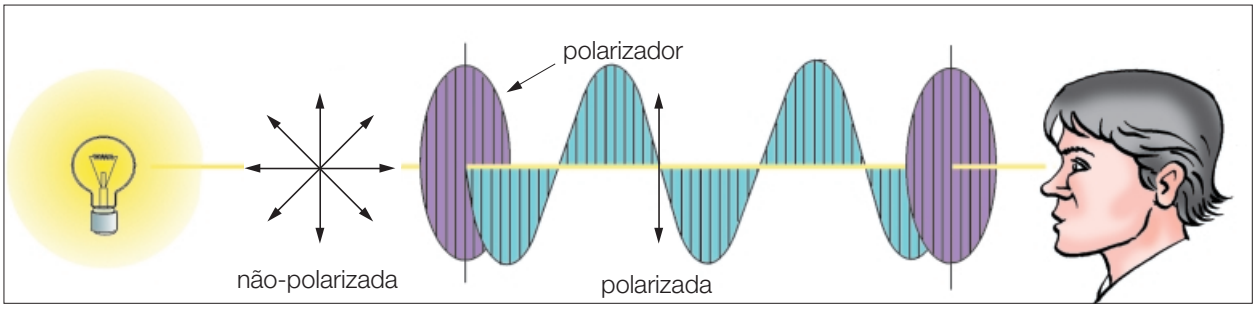
a) 2.
b) 3.
c) 4.
d) 5.
e) 7.

5. Qual é o nome e a fórmula estrutural do aldeído de menor massa molar que apresenta isomeria geométrica?

ISOMERIA ÓPTICA

A isomeria óptica está associada ao comportamento das substâncias submetidas a um feixe de luz polarizada (um só plano de vibração) obtida quando a luz natural, não-polarizada (infinitos planos de vibração), atravessa um polarizador.





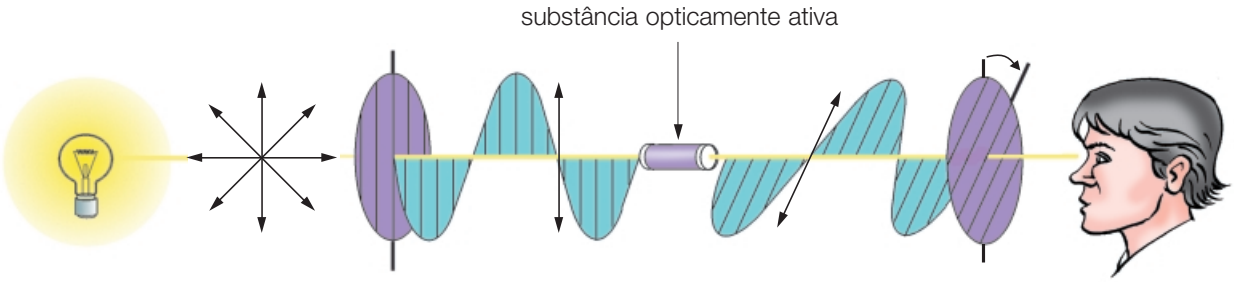
Algumas substâncias têm a propriedade de desviar o plano de vibração da luz polarizada e são denominadas opticamente ativas. Essa propriedade caracteriza os compostos que apresentam isomeria óptica.

O desvio do plano de vibração pode ocorrer em dois sentidos:

a) desvio para o lado direito = isômero dextrogiro (**d**);

b) desvio para o lado esquerdo = isômero levogiro (ℓ).

Esse desvio é determinado experimentalmente por um aparelho denominado polarímetro, esquematizado a seguir:



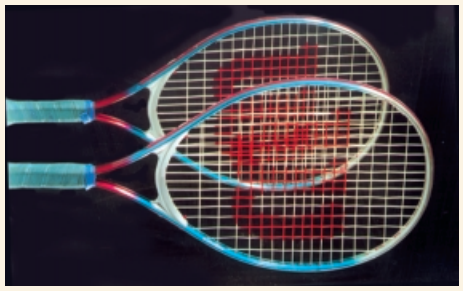
Isomeria óptica e assimetria molecular

A condição necessária para a ocorrência de isomeria óptica é que a substância apresente assimetria.

Conceito de simetria

Dizemos que uma estrutura é **simétrica** quando ela apresenta pelo menos um plano de simetria, isto é, quando pode ser dividida em duas metades idênticas.

Uma estrutura simétrica, quando colocada diante de um espelho plano, produz uma imagem idêntica a ela. Observe o exemplo ao lado:


Christof Gunkel

Estruturas que não admitem nenhum plano de simetria são denominadas **assimétricas**.


Christof Gunkel

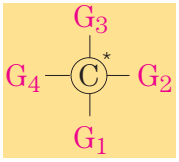
Quando colocadas diante de um espelho plano, as estruturas assimétricas produzem imagens diferentes de si próprias. Uma característica importante dessas estruturas é que elas não são sobreponíveis.


CEDOC

Quando colocamos a mão direita diante de um espelho plano, a imagem obtida é revertida e corresponde, então, à mão esquerda.

O caso mais importante de assimetria molecular ocorre quando existir, na estrutura da molécula, pelo menos um carbono **assimétrico** ou **quiral** (do grego *cheir* = mão). Para que um átomo de carbono seja assimétrico, deve apresentar quatro grupos ligantes diferentes entre si. Na fórmula estrutural, o carbono quiral é indicado por um asterisco (*).

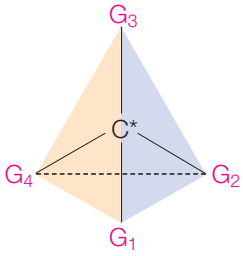
Genericamente, temos:



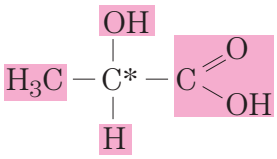
fórmula estrutural plana

em que:

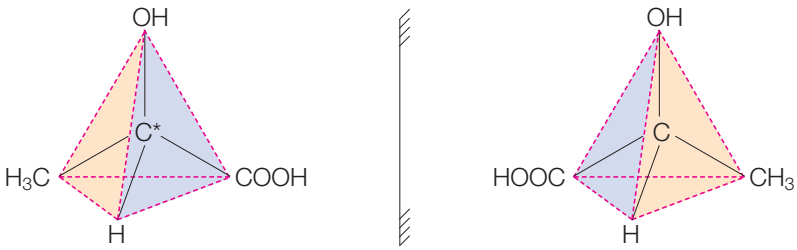
$G_1 \neq G_2 \neq G_3 \neq G_4$



O ácido láctico, encontrado tanto no leite azedo quanto nos músculos, apresenta a seguinte fórmula estrutural.



ácido láctico
ou
ácido 2-hidroxipropanóico



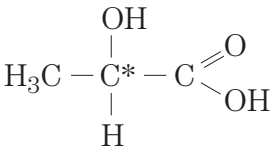
A presença de 1 carbono assimétrico (1 C*) determina a existência de dois isômeros opticamente ativos: o ácido d-láctico e o ℓ-láctico, que são química e fisicamente iguais e fisiologicamente diferentes, provocando o mesmo desvio angular, porém em sentidos opostos.

Um par de isômeros opticamente ativos [(d) e (ℓ)], os quais apresentam o mesmo ângulo de desvio, são denominados **antípodas ópticos** ou **enantiomorfos**. Sua mistura em quantidades eqüimolares resulta numa **mistura opticamente inativa**, denominada mistura racêmica, conhecida também como **isômero racêmico** [(dℓ) ou (r)].

Observação:

A única maneira de saber se um isômero óptico é dextrogiro (d) ou levogiro (ℓ) consiste em utilizar um polarímetro. É impossível obter tal informação mediante a simples análise da fórmula estrutural do isômero.

Assim, tomando-se o exemplo do ácido láctico, temos:



ácido láctico

1 C* { d { ℓ } isômeros opticamente ativos (IOA) (enantiomorfos)
(dℓ) = r { isômero opticamente inativo (IOI)

Quantidade de carbonos assimétricos e número de isômeros ópticos

Moléculas com um carbono quiral (C*)

O exemplo dado permite concluir que para **um** carbono assimétrico ou quiral temos:

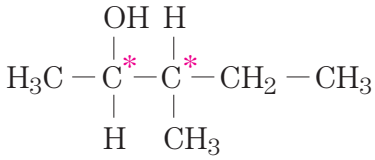
- 2 isômeros opticamente ativos (IOA)
- 1 isômero opticamente inativo (IOI)

Moléculas com vários carbonos assimétricos diferentes

A maneira mais prática de determinar a quantidade de isômeros opticamente ativos e inativos de uma substância é utilizar as expressões matemáticas propostas por Van't Hoff e Le Bel:

- quantidade de isômeros opticamente ativos (IOA)
  $IOA = 2^n$
- quantidade de isômeros opticamente inativos (IOI) (misturas racêmicas)
  $IOI = \frac{2^n}{2}$
  em que n = número de carbonos assimétricos diferentes.

Veja o exemplo:



n = número de carbonos assimétricos diferentes = 2

$IOA = 2^n = 2^2 = 4$ { d_1 e ℓ_1 = antípodas ópticos; d_2 e ℓ_2 = antípodas ópticos

$IOI = \frac{2^n}{2} = \frac{2^2}{2} = 2$ { $\underbrace{d_1 + \ell_1}_{r_1}$ e $\underbrace{d_2 + \ell_2}_{r_2}$

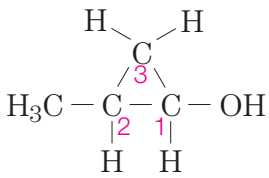
Quaisquer outros pares (d_1 e d_2; d_1 e ℓ_2; d_2 e ℓ_1; ℓ_1 e ℓ_2) são denominados **diastereoisômeros**.

Moléculas cíclicas

A isomeria óptica ocorre também em compostos cíclicos, em função da assimetria molecular. Embora nessas moléculas não existam carbonos assimétricos (C*), para determinar o número de isômeros, deve-se considerar sua existência.

Para isso, devemos levar em conta os ligantes fora do anel e considerar como ligantes as seqüências no sentido horário e anti-horário no anel.

Vejamos um exemplo:



O carbono (C_3) não pode ser considerado um carbono assimétrico, pois apresenta ligantes iguais.

	Ligantes fora do anel		Sentido do percurso no anel	
			Horário	Anti-horário
C(1)	—H	—OH	—CH(CH$_3$)—CH$_2$—	—CH$_2$—CH(CH$_3$)—
C(2)	—H	—CH$_3$	—CH$_2$—CH(OH)—	—CH(OH)—CH$_2$—

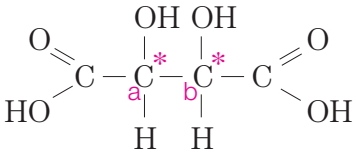
Logo, pode-se considerar que essa molécula apresenta 2 C* diferentes. Em compostos cíclicos, após determinar o número de carbonos que funcionam como C*, pode-se determinar o número de isômeros ópticos, como nos compostos alifáticos, usando expressões matemáticas. Neste exemplo, temos:

$$IOA = 2^n = 2^2 = 4$$

$$IOI = \frac{2^n}{2} = \frac{2^2}{2} = 2$$

Observação:

Em algumas moléculas, como a do ácido tartárico (2, 3-dihidroxibutanodióico), temos dois carbonos assimétricos iguais (mesmos ligantes). Neste caso, não podemos utilizar as expressões 2^n e $\frac{2^n}{2}$.



Os carbonos a e b apresentam o mesmo ângulo de desvio (experimentalmente 6°).

Assim, temos as seguintes possibilidades:

Desvios dos C*	Os 2 para a direita	Os 2 para a esquerda	1 para a direita, outro para a esquerda
Valor do desvio	+12°	–12°	0°
Tipo de isômero	d / ℓ — racêmico(dℓ)		meso

O isômero meso é opticamente inativo por uma compensação de desvios no interior da molécula.

Moléculas assimétricas

Na maioria dos processos biológicos, somente um dos isômeros ópticos é ativo. Por exemplo, o isômero dextrogiro do LSD causa alucinações, ao passo que o isômero levogiro não produz nenhum efeito.

LSD =

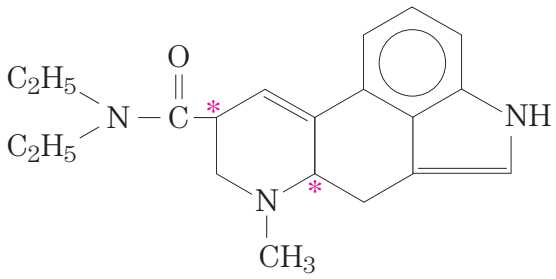




Foto do autor

Morning Glory.

Observação:

Existem outros casos de isomeria óptica que envolvem estudos particularizados das suas estruturas e que não são considerados importantes para o nosso curso.

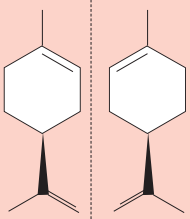
Isomeria óptica — Prêmio Nobel

O composto limoneno, por exemplo, dá origem a dois aromas diversos:

Fotos: Christof Gunkel

(S)-limoneno (levogira)
cheiro de limão





(R)-limoneno (dextrogira)
cheiro de laranja



Uma Química de aplicações práticas, com papel fundamental na criação de novos remédios, foi premiada com o Nobel de 2001. Os vencedores são o japonês Ryoji Noyori e os americanos William Knowles e K. Barry Sharpless.

Os cientistas criaram métodos que permitem, numa reação química, obter um produto puro e específico. E esse produto pode ser, por exemplo, um medicamento contra o mal de Parkinson ou um remédio para o coração.

A maioria das moléculas da vida existe, na verdade, em duas formas: uma é como se fosse a imagem da outra no espelho. São as moléculas quirais.

Apesar de as duas formas serem quase idênticas, a diferença sutil muda inteiramente o efeito da substância. No caso do adoçante aspartame, por exemplo, uma das imagens é doce; a outra, amarga.

Numa reação química normal, as duas imagens de uma molécula são produzidas. Uma vez prontas, é difícil separá-las. Os ganhadores do Nobel criaram catalisadores — substâncias que apressam as reações químicas — que levam especificamente à imagem desejada.

Segundo a Sociedade Química Americana, o mercado mundial para remédios desenvolvidos a partir dessa pesquisa básica chega hoje a R$ 370 bilhões.

PERIGO

No caso de remédios, moléculas quirais podem ser muito perigosas.

Foi o caso da talidomida: só uma das versões servia para tratar náuseas de mulheres grávidas; a forma espelhada causou muitas deformações em fetos humanos, nos anos 60.

Aplicações

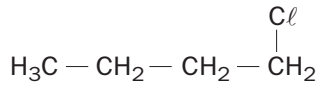
Ao inventar maneiras seletivas de sintetizar compostos químicos, eliminando a versão quiral indesejada, Knowles, Noyori e Sharpless permitiram a produção de:

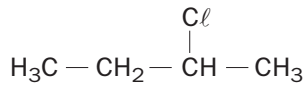
- ℓ-dopa, medicamento usado para tratar mal de Parkinson;
- beta-bloqueadores, drogas usadas contra problemas cardíacos;
- antibióticos;
- adoçantes e flavorizantes artificiais;
- inseticidas.

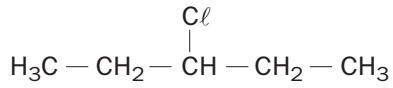
(Álvaro Pereira Jr. *Folha de S. Paulo*, 8 out. 2001. p. A-13.)

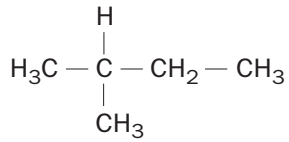
Exercícios de classe

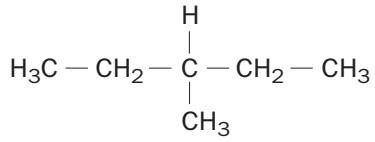
1. Quais dos compostos seguintes apresentam carbono assimétrico?

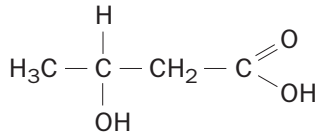
a) 

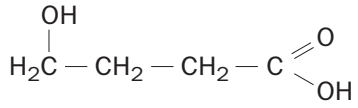
b) 

c) 

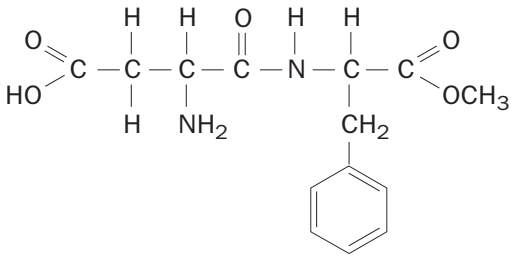
d) 

e) 

f) 

g) 

2. (Unesp-SP) O adoçante artificial aspartame tem fórmula estrutural



Sobre o aspartame, são feitas as seguintes afirmações:

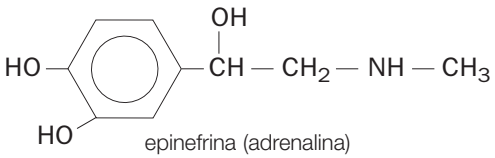
I — apresenta as funções éster e amida;

II — não apresenta isomeria óptica;

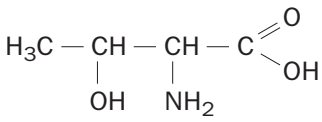
III — sua fórmula molecular é $C_{14}H_{13}N_2O_5$.

Indique a(s) opção(ões) correta(s).

3. Considere as seguintes estruturas e indique as funções presentes em cada fórmula e o número de carbonos (quirais) assimétricos existentes. Identifique também o número de isômeros ópticos ativos (IOA).

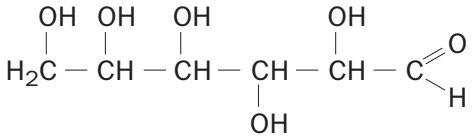


epinefrina (adrenalina)



treonina (aminoácido)

4. A glicose é um monossacarídeo cuja fórmula molecular é $C_6H_{12}O_6$. A sua concentração normal no sangue humano é de 70 a 110 mg por 100 mL de sangue, sendo a principal fonte de energia para as células. Sua estrutura pode ser representada por:



Com base na estrutura da glicose, responda: Quais são as funções presentes em uma molécula de glicose?

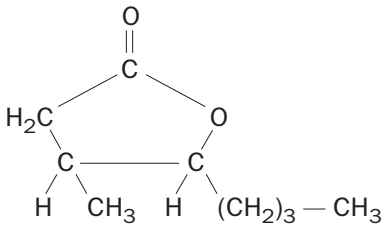
Indique:

a) o número de carbonos assimétricos;

b) o número de isômeros opticamente ativos;

c) o número de isômeros opticamente inativos (racêmicos).

5. (Fuvest-SP)



A substância com a fórmula acima é:

a) um éter cíclico, cuja molécula tem dois carbonos assimétricos.

b) uma cetona cíclica, cuja molécula tem um carbono assimétrico.

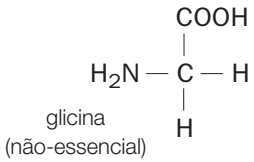
c) uma cetona cíclica, cuja molécula tem dois carbonos assimétricos.

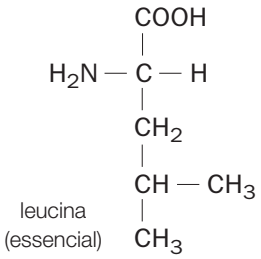
d) um éster cíclico, cuja molécula tem um carbono assimétrico.

e) um éster cíclico, cuja molécula tem dois carbonos assimétricos.

6. (UFRJ) Os aminoácidos são moléculas orgânicas constituintes das proteínas. Eles podem ser divididos em dois grandes grupos: os essenciais, que não são sintetizados pelo organismo humano, e os não-essenciais.

A seguir são apresentados dois aminoácidos, um de cada grupo:





a) A glicina pode ser denominada, pela nomenclatura oficial, de ácido amino etanóico. Por analogia, apresente o nome oficial da leucina.

b) Qual desses dois aminoácidos apresenta isomeria ótica? Justifique sua resposta.

Exercícios de contexto

Açúcares e adoçantes

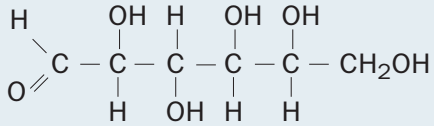
Fotos: Christof Gunkel



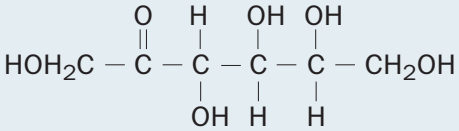


Os carboidratos são compostos formados por C, H e O, sendo divididos em três categorias: monossacarídeos, dissacarídeos e polissacarídeos.

Monossacarídeos, ou açúcares simples, apresentam 6 carbonos (hexoses). São os mais encontrados nos alimentos em nosso organismo. Os dois monossacarídeos mais presentes em nosso organismo são a glicose e a frutose:



D-glicose
aldo-hexose



D-frutose
ceto-hexose

Esses açúcares apresentam sabor doce; porém, quando pensamos em "açúcar", na verdade pensamos no açúcar comum — a sacarose —, um dissacarídeo cuja fórmula molecular é $C_{12}H_{22}O_{11}$.

A sacarose é usada como referencial para compararmos a doçura, tanto de outros açúcares como de adoçantes artificiais. Nessa comparação, adotaremos para a sacarose o valor 100.

A interpretação da tabela abaixo deve ser feita da seguinte maneira:

Composto	Doçura comparativa
sacarose	100
glicose	74
frutose	173

100 g de glicose **equivalem a** 74 g de sacarose;
100 g de frutose **equivalem a** 173 g de sacarose.

Vários compostos orgânicos têm sido sintetizados com doçura muito superior à sacarose. Esses adoçantes sintéticos não apresentam praticamente nenhum valor calórico, por isso são usados por pessoas que desejam ou necessitam diminuir a ingestão de açúcares — diabéticos e obesos, por exemplo.

O primeiro adoçante sintético foi a sacarina, descoberta em 1878. A sacarina atravessa o organismo sem ser metabolizada, portanto seu valor calórico é igual a zero. Apesar de conferir sabor doce, após ingerida deixa um sabor residual amargo.

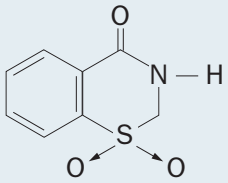
O segundo foi o ciclamato de sódio, descoberto em 1937. Por volta de 1970, algumas pesquisas mostraram que doses muito grandes de ciclamato produziam câncer em ratos. Embora nunca tenha sido provada sua relação com o câncer ou outras doenças em seres humanos, seu uso foi proibido em alguns países.

Um dos adoçantes sintéticos mais usados atualmente é o aspartame, descoberto em 1965.

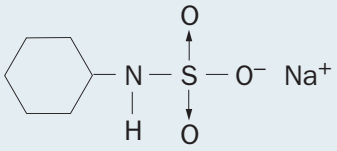
O aspartame fornece ao organismo 4 cal/g e não deixa sabor desagradável. No organismo, o aspartame sofre hidrólise, produzindo o ácido aspártico, fenilalanina e metanol.

A pequena quantidade de metanol liberada não parece ser um problema, mas a produção de fenilalanina é uma preocupacão para pessoas que apresentam uma alteração metabólica conhecida como fenilcetonúria. Essas pessoas não têm, em seu organismo, a enzima fenilalanina hidroxilase, que transforma a fenilalanina. Assim, esta se acumula no organismo, provocando danos ao sistema nervoso.

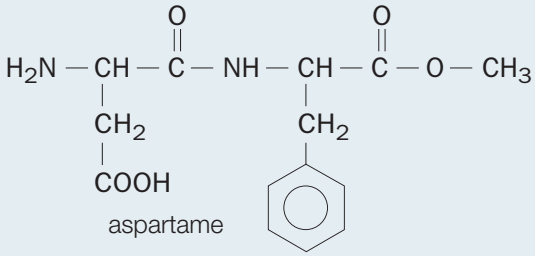
Observe as fórmulas estruturais desses adoçantes:



sacarina



ciclamato de sódio



aspartame

A tabela abaixo mostra o poder edulcorante comparativo desses adoçantes:

Composto	Doçura comparativa
sacarose	100
sacarina	35000
ciclamato	3000
aspartame	15000

Assim, 100 g de sacarina **equivalem** a 35 000 g de sacarose.

1. Escreva as fórmulas moleculares da glicose e da frutose.

2. O que você concluiria ao comparar essas duas fórmulas?

3. Indique os grupos funcionais presentes na glicose e na frutose.

4. Qual o tipo de isomeria plana existente entre esses dois açúcares?

5. A hidrólise da sacarose — reação com a água — produz glicose e frutose. Equacione a reação de hidrólise.

6. Escreva a fórmula molecular da galactose e da lactose, sabendo que:

galactose = monossacarídeo;

lactose e maltose = dissacarídeos.

7. Identifique os grupos funcionais presentes no aspartame.

8. Indique quantos carbonos assimétricos e quantos isômeros ópticos ativos apresentam:

I — glicose,
II — frutose,
III — aspartame.

9. Classifique em iônico ou molecular os adoçantes: sacarina, ciclamato de sódio e aspartame.

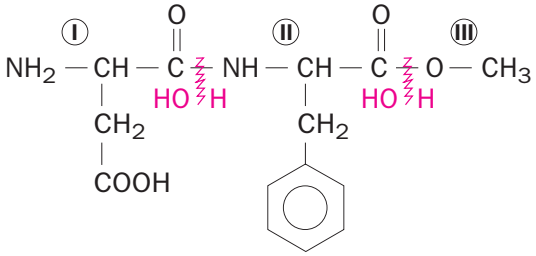
10. Se prepararmos uma solução aquosa de glicose e outra de ciclamato de sódio, qual irá conduzir corrente elétrica? Justifique.

11. Equacione a combustão completa de 1 mol de glicose.

12. Determine o calor liberado na combustão completa de 18 g de glicose.
(**Dados:** ΔH de combustão da glicose = $2{,}8 \cdot 10^6$ J/mol; massa molar da glicose = 180 g/mol)

13. Se forem necessárias 3 colheres de sacarose para adoçar um copo de suco de laranja (1 colher = 15 g de sacarose), quantos gramas de cada adoçante, aspartame e ciclamato, seriam necessários para se obter a mesma sensação de doce?

14. A hidrólise do aspartame pode ser esquematizada da seguinte forma:



Associe os grupos I, II e III aos nomes abaixo relacionados: fenilalanina, metanol, ácido aspártico.

15. Você já deve ter notado que muitas pessoas utilizam adoçantes para emagrecer ou manter a forma. Baseado nesse fato, discuta a afirmação: "Adoçante engorda".

Exercícios propostos

• Isomeria plana

1. (PUC-MG) Analise os compostos a seguir:

1. CH_3COCH_3
2. CH_3COOCH_3
3. CH_3CH_2CHO
4. CH_3CH_2COOH
5. $CH_3CH_2CH_2OH$
6. $CH_3OCH_2CH_3$

São isômeros os pares:

a) 1 e 5; 2 e 4.
b) 2 e 4; 3 e 5.
c) 1 e 3; 2 e 4.
d) 3 e 6; 1 e 5.
e) 2 e 4; 3 e 6.

2. (Unesp-SP) Têm a mesma fórmula molecular C_5H_{10}:

a) n-pentano e metilciclobutano.
b) penteno-1 e ciclopentano.
c) pentino-2 e ciclopenteno.
d) 2-metilbutano e dimetilciclopropano.
e) 2, 2-dimetilpropano e etilciclopropano

3. (Unifor-CE) Certo composto tem fórmula molecular C_3H_8O. Ele pode ser um:

a) álcool ou um éter.
b) aldeído ou uma cetona.
c) álcool ou uma cetona.
d) éter ou um aldeído.
e) álcool ou um aldeído.

4. (ITA-SP) Considere as afirmações:

I — Propanal é um isômero da propanona.
II — Etil-metil-éter é um isômero do 2-propanol.
III — 1-propanol é um isômero do 2-propanol.
IV — Propilamina é um isômero da trimetilamina.

Quais são corretas?

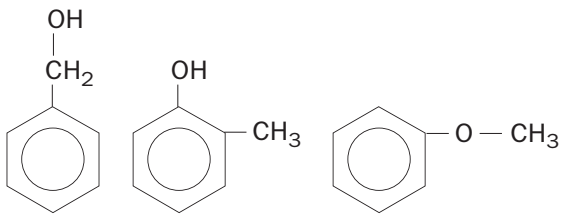
5. (UFV-MG) Com a fórmula molecular C_3H_8O existem três isômeros constitucionais.

a) Represente as estruturas dos três isômeros.
b) Organize os três isômeros em ordem crescente dos seus pontos de ebulição.

6. (Unesp-SP) Há quatro aminas de fórmula molecular C_3H_9N.

a) Escreva as fórmulas estruturais das quatro aminas.
b) Qual dessas aminas tem ponto de ebulição menor que as outras três? Justifique a resposta em termos de estrutura e forças intermoleculares.

7. (Unitau-SP) O ácido benzílico, o cresol e o anizol, respectivamente,



são isômeros:
a) de posição.
b) de função.
c) de compensação.
d) de cadeia.
e) dinâmicos.

8. (Cesgranrio-RJ) Duas substâncias de odores bem distintos curiosamente têm fórmula molecular idêntica ($C_6H_{12}O_2$), o que caracteriza o fenômeno da isomeria. Os odores e as substâncias citadas são responsáveis, respectivamente, pelo mau cheiro exalado pelas cabras ($CH_3 — CH_2 — CH_2 — CH_2 — CH_2 — COOH$) e pela essência do morango ($CH_3 — COO — — CH_2 — CHCH_3 — CH_3$). O tipo de isomeria que se verifica entre as duas substâncias é:

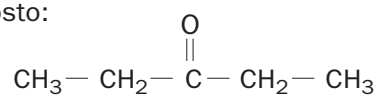
a) de cadeia.
b) de função.
c) de posição.
d) de compensação.
e) tautomeria.

9. (UFPel-RS) Dentre os elementos químicos, o carbono é o que tem a maior facilidade de formar cadeias. As cadeias carbônicas são seqüências de carbonos ligados entre si. Tais seqüências não têm, teoricamente, limite de número de carbonos. Levando-se em conta a função, o número de carbonos e a classificação aplicada às cadeias carbônicas, represente a fórmula estrutural plana, com a respectiva nomenclatura oficial, dos compostos correspondentes a:

a) um ácido carboxílico com 3 carbonos e cadeia saturada.
b) um álcool com 4 carbonos, cadeia aberta, ramificada e saturada.
c) um aldeído com 4 carbonos, cadeia saturada e ramificada.
d) um isômero funcional do aldeído do item **c**.

10. (UFRJ — mod.) Com base nos seus conhecimentos de Química Orgânica, dê as informações solicitadas a seguir:

1. Nome do ácido isômero de função do metanoato de metila.
2. Nome oficial de $CH_3 — CH_2 — CH_3$.
3. Nome oficial do isômero de cadeia do metilpropano.
4. Função química a que pertence o composto:



• Isomeria geométrica

11. (EFOA-MG) Considere o 2-buteno.

a) Que tipo de isomeria o composto apresenta?
b) Escreva as fórmulas estruturais e os nomes dos isômeros.

12. (PUC-PR) Dados os compostos:

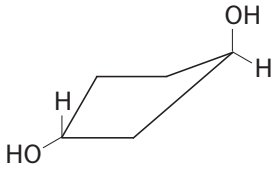
I — 2-buteno
II — 1-penteno
III — ciclopentano
IV — 1, 2-dicloro-ciclobutano

apresentam isomeria geométrica:

a) Apenas I e II.
b) Apenas II e III.
c) Apenas I, II e III.
d) I, II, III e IV.
e) Apenas I e IV.

13. O ácido butenodióico apresenta isomeria geométrica. Seu isômero cis é denominado ácido maléico e o isômero trans é denominado ácido fumárico. Represente as fórmulas estruturais desses isômeros.

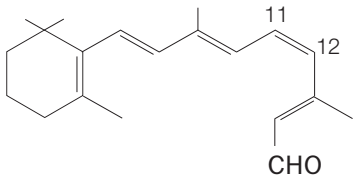
14. (Centec-BA) Segundo a IUPAC, a nomenclatura correta para o composto representado a seguir é:



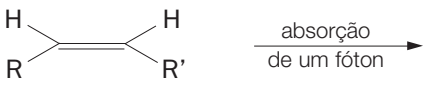
a) 1, 4-dihidroxiciclopentano-cis.
b) 1, 3-dihidroxiciclopentano-cis.
c) 1, 4-dihidroxiciclopentano-trans.
d) 1, 3-dihidroxiciclopentano-trans.
e) 1, 4-dihidroxiciclopentano.

15. (Fuvest-SP) A fórmula molecular C_4H_8 pode representar vários hidrocarbonetos. Dê a fórmula estrutural do:
I — isômero cis;
II — isômero trans;
III — cíclico não-ramificado;
IV — insaturado de cadeia ramificada.

16. (UFMG) O desenho representa a estrutura de um dos estereoisômeros do retinal, presente na retina do olho.



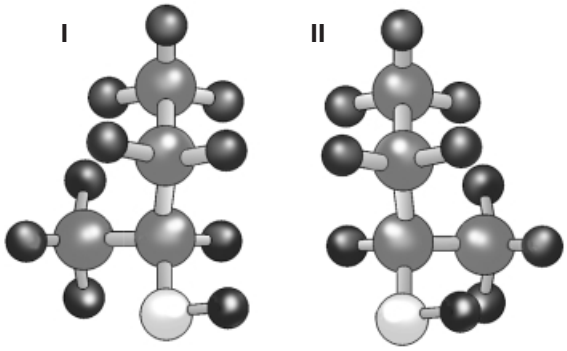
a) Cite duas funções químicas exibidas pelo retinal. Represente por uma fórmula estrutural o grupo terminal — CHO presente na molécula.
b) A absorção de um fóton de luz visível provoca uma modificação na estrutura do retinal,



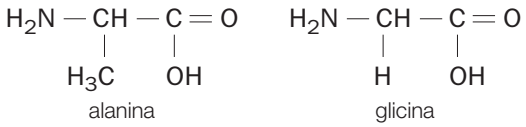
levando à formação de outro estereoisômero, pela modificação da geometria dos substituintes ligados aos átomos da dupla ligação entre os átomos de carbono numerados como 11 e 12.
Represente a estrutura do isômero geométrico formado depois da absorção do fóton de luz visível.

• Isomeria óptica

17. (UNI-RIO)
A figura a seguir representa estruturas espaciais de moléculas de 2-butanol. Nesses modelos, é correto afirmar que os compostos I e II são:
a) isômeros óticos.
b) isômeros de cadeia.
c) isômeros de posição.
d) isômeros geométricos.
e) rigorosamente iguais.



18. (PUC-PR) Dadas as fórmulas estruturais:



podemos afirmar:
I — As duas representam aminoácidos.
II — Somente a alanina tem atividade óptica.
III — As duas substâncias formam pontes de hidrogênio.
a) Somente a afirmativa I é verdadeira.
b) Somente a afirmativa II é verdadeira.
c) As afirmativas I, II e III são verdadeiras.
d) Somente as afirmativas I e II são verdadeiras.
e) Somente a afirmativa III é verdadeira.

19. (Vunesp-SP) O ácido lático, um produto do metabolismo humano, apresenta as seguintes características:
— fórmula molecular $C_3H_6O_3$;
— é opticamente ativo;
— é um composto que possui as funções álcool e ácido carboxílico.
Escreva a fórmula estrutural e o nome oficial do ácido lático.

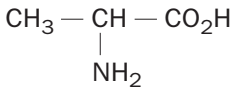
20. (UFPel-RS) Dos aminoácidos isolados dos seres vivos, apenas cerca de vinte (20) são componentes naturais das proteínas. Todos os seres vivos são capazes de sintetizar aminoácidos; entretanto, muitas espécies não são capazes de sintetizar todos os aminoácidos necessários à vida, os chamados de aminoácidos essenciais e obtidos a partir dos alimentos. Esses compostos constituintes das proteínas apresentam a fórmula geral



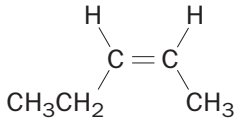
Para a espécie humana, ao todo, oito (8) aminoácidos são essenciais. Como exemplo, temos a leucina (R = isobutil), a valina (R = = isopropil), a isoleucina (R = sec-butil) e a fenilalanina (R = benzil).

I — Qual é a fórmula estrutural plana da leucina?
II — Quais das estruturas citadas no texto apresentam carbono terciário?
III — Qual dos aminoácidos citados no texto tem a nomenclatura oficial ácido-3-metil-2-amino pentanóico?
IV — Todos os aminoácidos citados são oticamente ativos. Justifique a afirmativa.

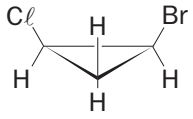
21. (UFES) Dados os compostos



I



II



III

é (são) opticamente ativo(s):
a) somente I.
b) I e II.
c) I e III.
d) I, II e III.
e) II e III.

22. O alqueno de menor massa molar que apresenta simultaneamente isomeria geométrica e óptica tem fórmula molecular igual a:
a) C_4H_8.
b) C_5H_{12}.
c) C_5H_{10}.
d) C_6H_{12}.
e) C_7H_{14}.

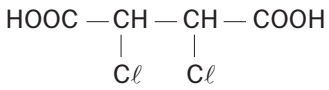
23. (UFJF-MG) Escreva o nome de um composto orgânico que satisfaça a **todos os requisitos** abaixo:
- possuir a fórmula molecular C_5H_8O;
- pertencer à função aldeído;
- possuir um átomo de carbono assimétrico em sua molécula.

24. (UFRJ) Em artigo publicado em 1968 na revista *Science*, Linus Pauling criou o termo "psiquiatria ortomolecular", baseado no conceito de que a variação da concentração de algumas substâncias presentes no corpo humano estaria associada às doenças mentais. Por exemplo, sabe-se hoje que a variação da concentração de ácido glutâmico ($C_5H_9NO_4$) tem relação com diversos tipos e graus de problemas mentais.

a) Sabendo que o ácido glutâmico:
— apresenta cadeia normal com 5 átomos de carbono;
— é um ácido dicarboxílico saturado;
— apresenta um grupamento amino; e
— apresenta carbono assimétrico,
escreva a fórmula estrutural desse ácido.

b) Determine o número total de átomos existentes em 0,5 mol de ácido glutâmico.

25. (PUC-MG) O composto



apresenta isômeros opticamente ativos em número de:
a) 2.
b) 4.
c) 6.
d) 8.
e) 10.

UNIDADE 25

Reações de hidrocarbonetos



Dennis O. Clair/Tony Stone

O conhecimento das reações orgânicas e das características das diferentes funções orgânicas é de fundamental importância para entendermos não só os processos orgânicos, mas também a bioquímica, ou seja, os processos metabólicos que ocorrem nos seres vivos.

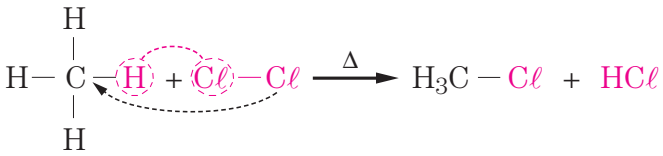
Em todo o mundo, muitos químicos estão envolvidos na obtenção de compostos orgânicos em laboratórios de escolas, institutos de pesquisa e indústrias.

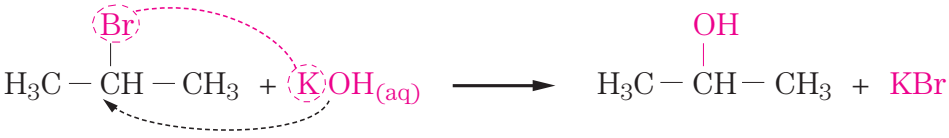
TIPOS DE REAÇÕES ORGÂNICAS

As reações orgânicas podem ser classificadas de várias maneiras. Alguns dos tipos mais comuns são: substituição, adição e eliminação.

- **Substituição**

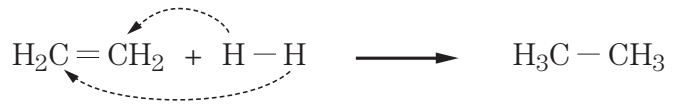
Nesse tipo de reação um átomo ou grupo de átomos é substituído. Vejamos alguns exemplos:

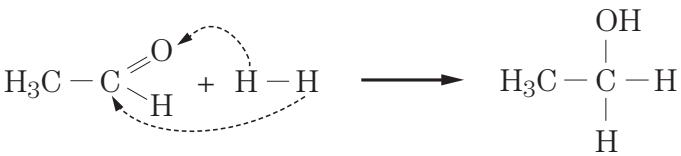




- **Adição**

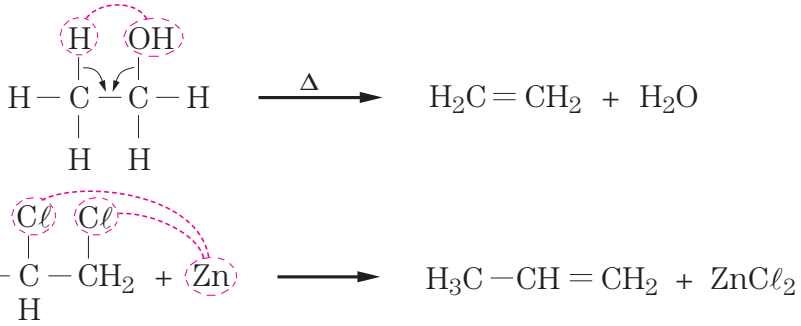
Nesse tipo de reação temos a união de duas ou mais moléculas e a formação de um único produto. Veja alguns exemplos:





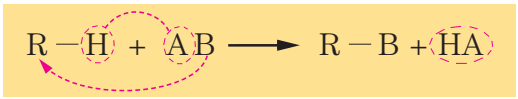
- **Eliminação**

Nesse tipo de reação ocorre uma diminuição na quantidade de átomos na molécula do reagente orgânico.



REAÇÕES DE SUBSTITUIÇÃO

Nesse tipo de reação, ocorre a substituição de pelo menos um átomo de hidrogênio da molécula de um hidrocarboneto por outro átomo ou grupo de átomos. Essas reações podem ser representadas genericamente da seguinte maneira:



A notação R — H representa um hidrocarboneto que pode pertencer a uma das seguintes classes: **alcanos**, **aromáticos** e **ciclanos com 5 ou mais carbonos**.

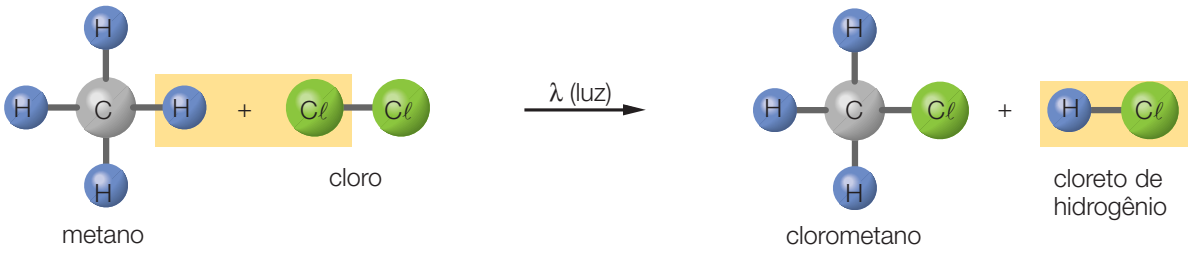
As principais **reações de substituição** são: halogenação, nitração, sulfonação, alquilação e acilação.

Halogenação

Nessas reações ocorre a substituição de átomo(s) de hidrogênio por átomo(s) de halogênio.

Essa reação ocorre com as substâncias simples dos halogênios: F_2, $C\ell_2$, Br_2 e I_2; as mais comuns são a cloração ($C\ell_2$) e a bromação (Br_2), pois as reações com F_2, devido à sua grande reatividade, são explosivas, enquanto as reações com I_2 são extremamente lentas.

a) **Monocloração do metano**



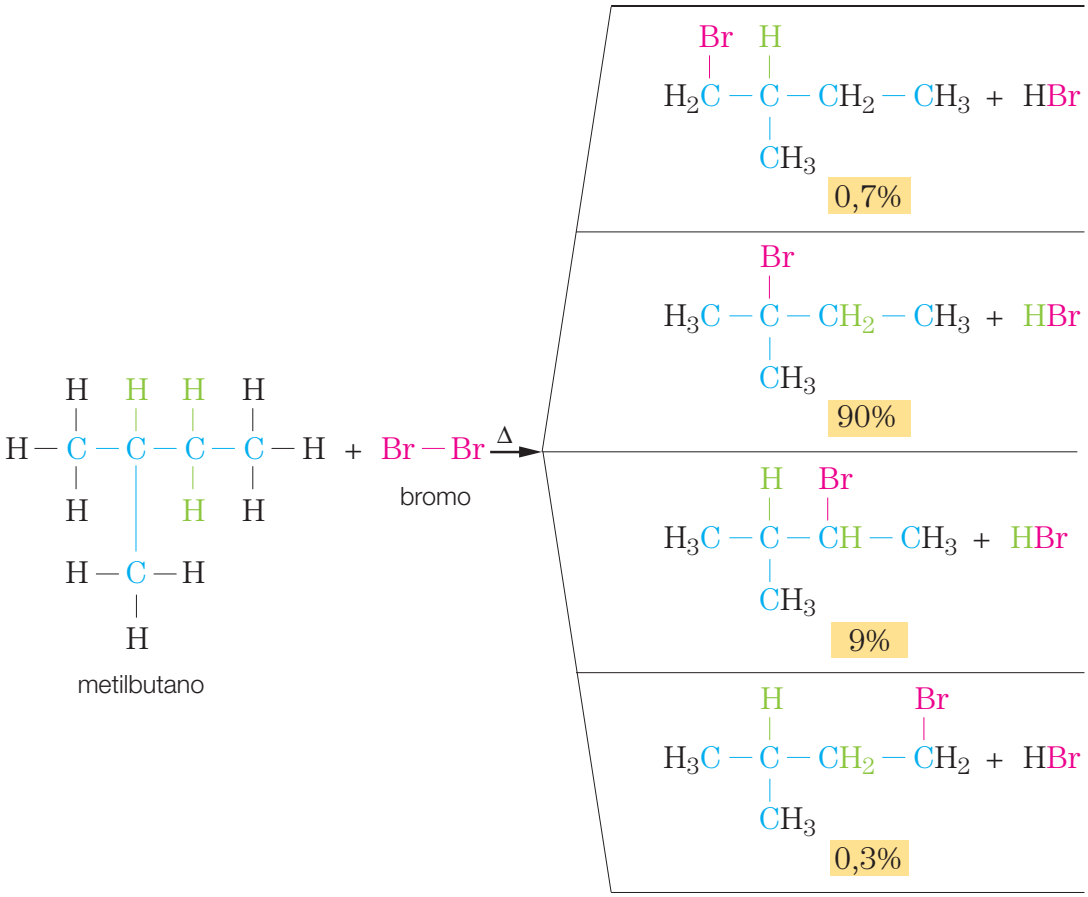
Observação:

Assim como é possível fazer uma monossubstituição no metano, pode-se efetuar a substituição de todos os seus hidrogênios da mesma maneira.

A substituição de um átomo de hidrogênio pode ocorrer em diferentes carbonos; assim, nessas reações obtém-se uma mistura de diferentes produtos orgânicos.

Veja um exemplo dessa situação na monobromação do metilbutano:

b) **Monobromação do metilbutano**

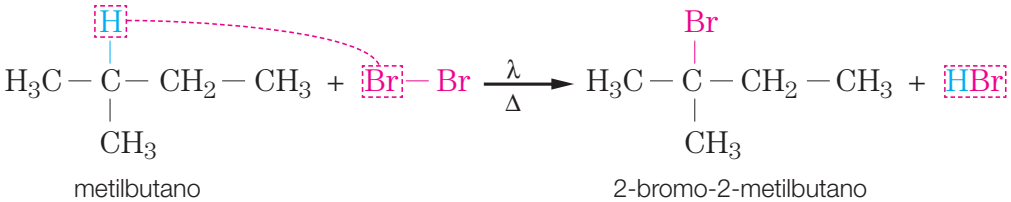


Vários fatores influem na porcentagem dos produtos obtidos nesse tipo de reação, mas pode-se fazer uma previsão de qual produto será formado em maior quantidade, por meio de uma regra de uso comum, que indica a ordem de facilidade com que um hidrogênio "sai" do hidrocarboneto:

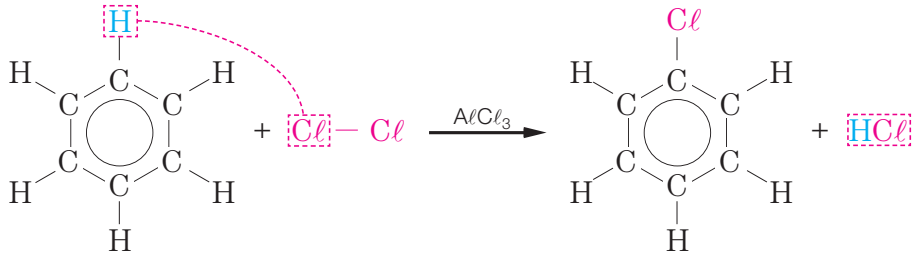
$$C_{terciário} > C_{secundário} > C_{primário}$$

facilidade de saída do hidrogênio (H)

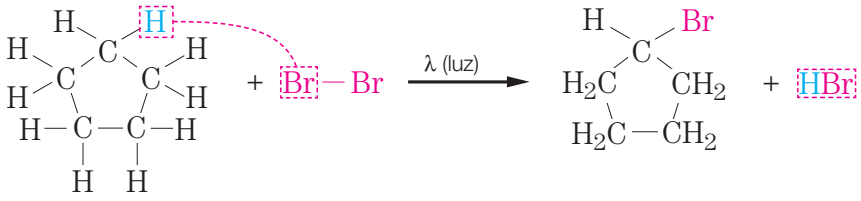
No equacionamento de reações semelhantes a essa, é costume representar somente o produto obtido em maior quantidade. Assim, a reação de monobromação do metilbutano é normalmente representada da seguinte maneira:



Vejamos mais alguns exemplos de monohalogenação:



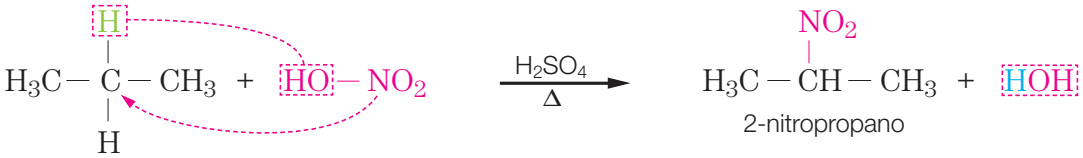
benzeno — clorobenzeno



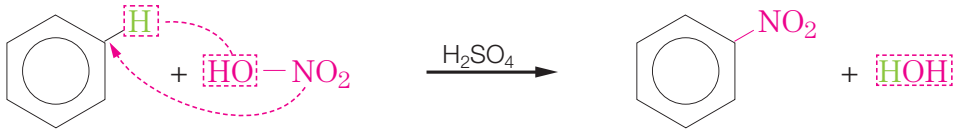
ciclopentano — bromociclopentano

NITRAÇÃO

Essa reação ocorre com o ácido nítrico (HNO_3 ou $HO-\overset{\overset{O}{\|}}{N}\rightarrow O$ ou $HO-NO_2$).



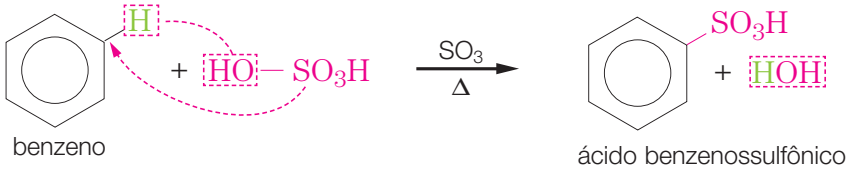
propano — 2-nitropropano



benzeno — nitrobenzeno

SULFONAÇÃO

Essa reação ocorre com o ácido sulfúrico (H_2SO_4 ou $HO-SO_3H$).

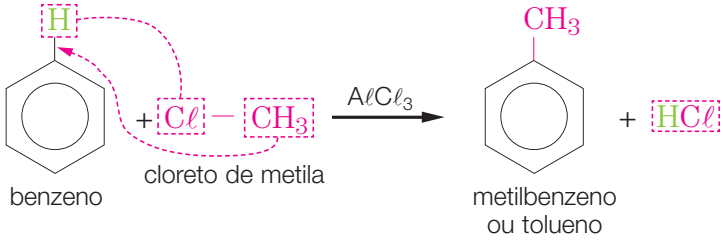


benzeno — ácido benzenossulfônico

REAÇÕES CARACTERÍSTICAS DE AROMÁTICOS

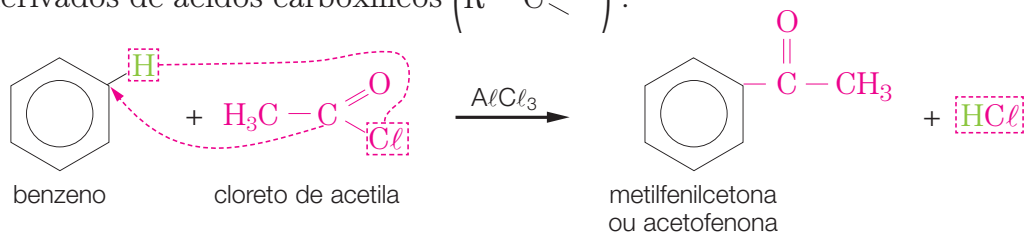
Alquilação

É a substituição de um ou mais hidrogênios do anel aromático por um ou mais radicais derivados de alcanos.



Acilação

É a substituição de um ou mais hidrogênios de um anel aromático por um ou mais radicais derivados de ácidos carboxílicos $\left(R-C\begin{matrix}=O\\ \diagdown\end{matrix}\right)$.

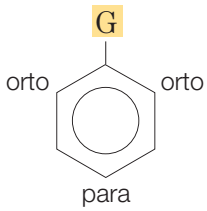
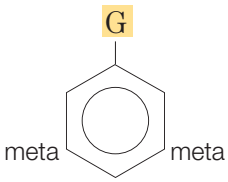


Essas duas reações são denominadas reações de Friedel-Crafts.

Dirigência em aromáticos

O primeiro substituinte (átomo ou grupo de átomos) de um hidrogênio do anel benzênico orientará a posição na qual irá ocorrer a segunda substituição.

Esse primeiro substituinte será denominado **grupo dirigente** e poderá ser de dois tipos:

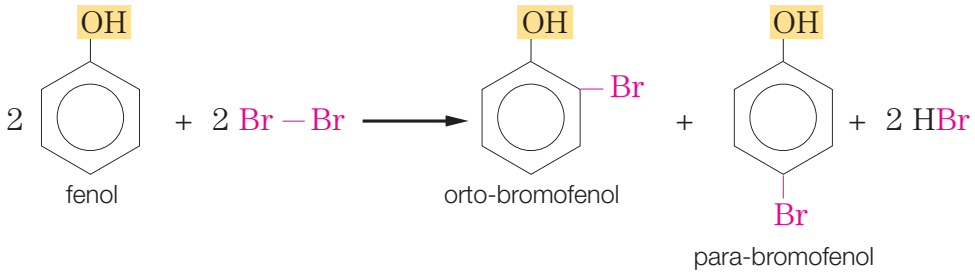
orto-para-dirigentes	meta-dirigentes
	
Neste caso teremos a formação de **dois produtos**: um em **orto** e outro em **para**.	Neste caso teremos a formação de **um produto** na posição **meta**.

Os principais orto-para-dirigentes são:

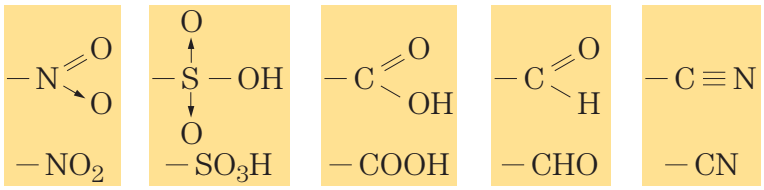
$-NH_2$	$-OH$	$-OCH_3$	$-CH_3$, $-CH_2-CH_3$ ...	F, Cℓ, Br, I
			radicais alquila	halogênios

Os orto-para-dirigentes geralmente apresentam um átomo ou grupo de átomos unidos somente por ligações simples.

Monobromação do fenol

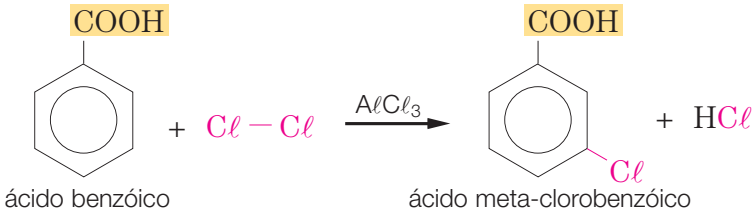


Os principais meta-dirigentes são:



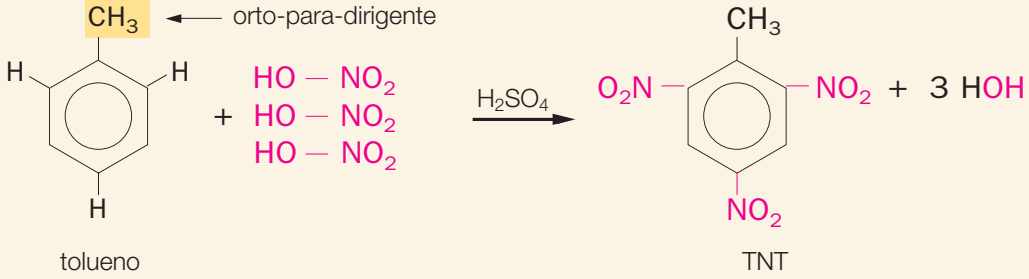
Os meta-dirigentes são grupos de átomos em cuja estrutura existe pelo menos uma ligação dupla, tripla ou dativa.

Monocloração do ácido benzóico



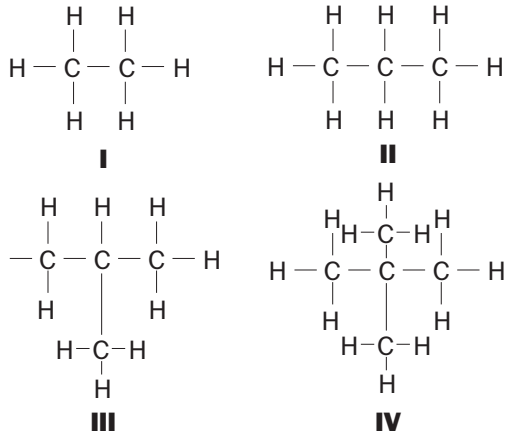
Os grupos orto-para-dirigentes permitem no máximo três substituições no núcleo benzênico: **duas** em **orto** e **uma** em **para**.

O **trinitrotolueno** (TNT) é uma substância que pode ser obtida pela **nitração total do tolueno**. O TNT é um dos mais importantes explosivos de uso militar, sendo ativado pela explosão de uma espoleta.



Exercícios de classe

1. Determine o número de compostos diferentes formados pela substituição de 1 H por 1 Cℓ nos seguintes alcanos:



I **II** **III** **IV**

2. A reação entre **A** orgânico e **B** inorgânico produziu, além de HCℓ, uma mistura dos seguintes compostos: 1-clorobutano e 2-clorobutano.

A respeito dessa reação:

I — Escreva as fórmulas estruturais planas dos produtos orgânicos.

II — Indique qual dos compostos orgânicos apresenta carbono quiral.

III — Identifique o tipo de isomeria plana existente entre os produtos orgânicos.

IV — Escreva as fórmulas dos reagentes.

V — Sabendo que a facilidade de substituição do **H** é $C_{terciário} > C_{secundário} > C_{primário}$, indique o produto orgânico formado em maior quantidade e equacione a reação de formação desse produto.

3. (Fuvest-SP) A reação do propano com cloro gasoso, em presença de luz, produz dois compostos monoclorados.

$$2\ CH_3CH_2CH_3 + 2\ C\ell_2 \dashrightarrow CH_3CH_2CH_2-C\ell + CH_3-\underset{\displaystyle H}{\overset{\displaystyle C\ell}{\underset{|}{\overset{|}{C}}}}-CH_3 + 2\ HC\ell$$

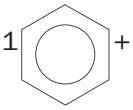
Na reação do cloro gasoso com 2, 2-dimetilbutano, em presença de luz, o número de compostos monoclorados que podem ser formados e que não possuem, em sua molécula, carbono assimétrico é:

a) 1. c) 3. d) 4.
b) 2. e) 5.

4. Escreva a fórmula estrutural e o nome do composto orgânico que completa corretamente as equações a seguir:

a) $1\ H_3C-CH_3 + 1\ C\ell-C\ell \longrightarrow 1\ A + 1\ HC\ell$

b) $1\ H_3C-CH_2-CH_3 + 1\ Br-Br \dashrightarrow 1\ B + 1\ HBr$

c) 1  $+ 1\ HO-NO_2 \longrightarrow 1\ C + 1\ H_2O$

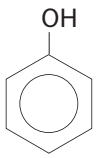
d) 1  $+ 1\ Br-Br \longrightarrow 1\ D + 1\ HBr$

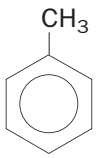
5. Equacione as reações a seguir, indicando a fórmula estrutural do **principal produto orgânico** formado.

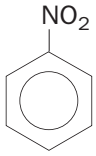
a) (mono) bromação do metilpropano;
b) (mono) nitração do propano;
c) (mono) sulfonação do benzeno;
d) (mono) cloração do cicloexano;
e) benzeno + cloreto de etila;
f) benzeno + brometo de propanoíla

$$(H_3C-CH_2-\overset{\displaystyle O}{\overset{\|}{C}}-Br).$$

6. Escreva a(s) fórmula(s) estrutural(is) e o(s) nome(s) do(s) produto(s) orgânico(s) que completa(m) as equações abaixo.

a) 2  $+ 2\ C\ell-C\ell \longrightarrow 1\ A + 1\ B + 2\ HC\ell.$

b) 2  $+ 2\ HO-NO_2 \xrightarrow{H_2SO_4} \xrightarrow{H_2SO_4} 1\ C + 1\ D + 2\ H_2O.$

c) 1  $+ 1\ C\ell-C\ell \longrightarrow 1\ E + 1\ HC\ell.$

7. (UFF-RJ) O grupo amino ($-NH_2$), ligado ao anel benzênico, nas reações de substituição aromática é orientador:

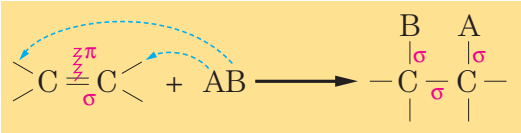
a) apenas orto. d) orto e meta.
b) meta e para. e) orto e para.
c) apenas meta.

8. Equacione as reações a seguir:

a) (mono) nitração do fenol;
b) (mono) bromação do nitrobenzeno;
c) (mono) cloração do ácido benzóico;
d) (mono) sulfonação do tolueno.

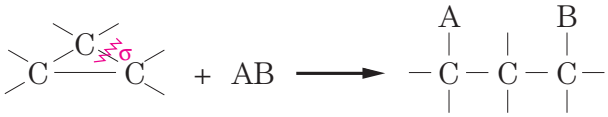
REAÇÕES DE ADIÇÃO

Essas reações são características de hidrocarbonetos insaturados: alquenos, alquinos e dienos, e ocorrem com a quebra da ligação pi (π).



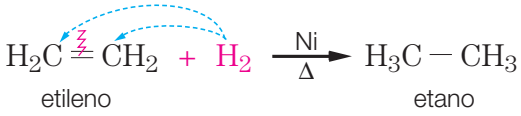
Observação:

Os ciclanos de três ou quatro carbonos, como apresentam anéis instáveis, também sofrem esse tipo de reação devido à quebra de uma ligação sigma (σ) entre carbonos do anel, originando compostos de cadeia aberta.

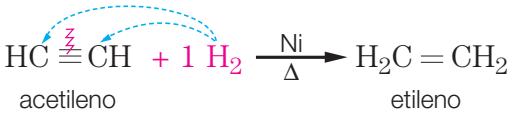


HIDROGENAÇÃO CATALÍTICA

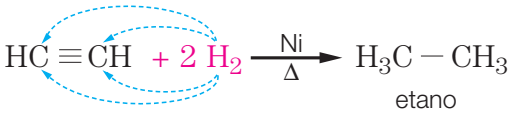
Essas reações ocorrem com o gás hidrogênio (H_2) e são catalisadas por metais, como: Ni, Pt, Pd.

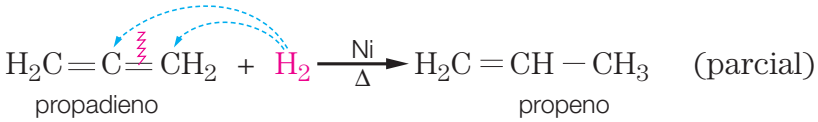


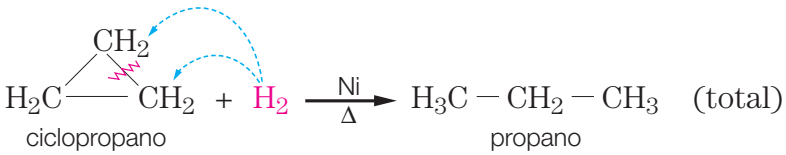
a) Hidrogenação parcial



b) Hidrogenação total

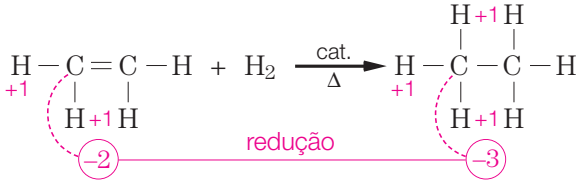






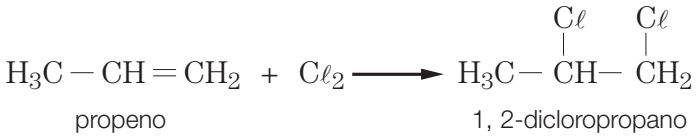
Observação:

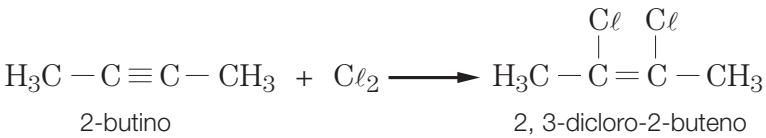
As reações de hidrogenação são denominadas **reações de redução**, pois o Nox do carbono envolvido na reação diminui:



HALOGENAÇÃO

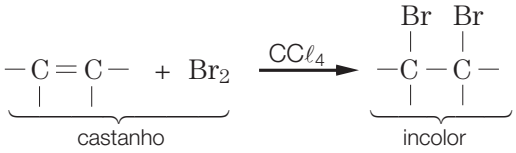
Essa reação envolve os halogênios, sendo o cloro ($C\ell_2$) e o bromo (Br_2) os mais utilizados.





Observação:

O teste mais comum para verificar se uma cadeia alifática é insaturada, à temperatura ambiente, consiste na reação com água de bromo [$Br_{2(aq)}$] ou uma solução de bromo em tetracloreto de carbono ($Br_2/CC\ell_4$). Esses sistemas apresentam uma coloração castanha. Se a cadeia for insaturada, a coloração castanha desaparecerá.





Fotos: Thales Trigo

A água de bromo contida na pipeta, de cor castanha, ao reagir com um alceno origina um produto incolor.

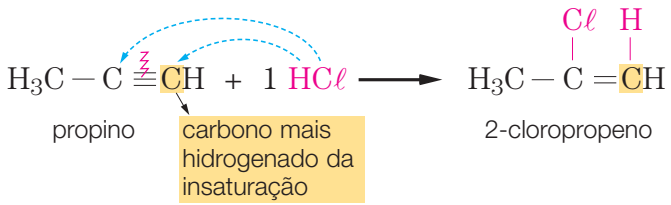
Essa reação, nessas condições, não irá ocorrer com cadeias saturadas.

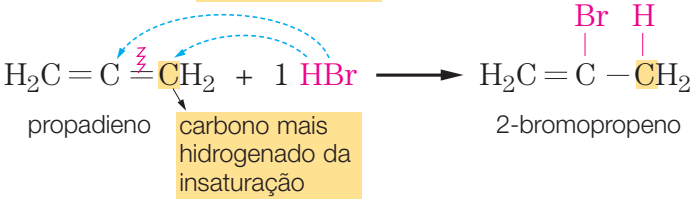
ADIÇÃO DE HX

Nesse tipo de reação, os reagentes mais comuns são o cloreto e o brometo de hidrogênio (HCℓ e HBr).

A adição do hidrogênio (H) e do halogênio (X) aos carbonos da insaturação obedece a uma regra experimental descoberta em 1868 pelo químico russo Markovnikov.

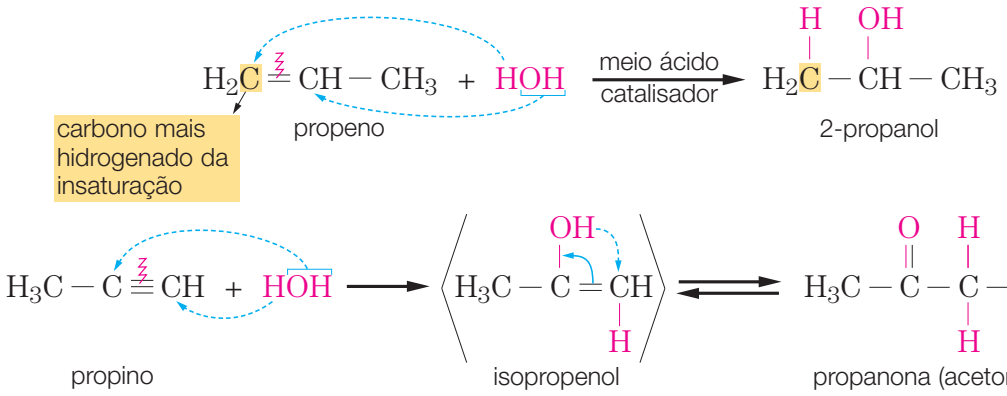
Regra de Markovnikov: o **hidrogênio** do HX adiciona-se ao **carbono da dupla ou tripla ligação mais hidrogenado**.





REAÇÕES DE HIDRATAÇÃO DE ALQUENOS E ALQUINOS

Essas reações consistem na adição de água (H_2O ou HOH), na presença de catalisadores e em meio ácido, aos hidrocarbonetos alquenos e alquinos, e também obedecem à regra de Markovnikov, ou seja, o H se liga ao carbono mais hidrogenado da insaturação.

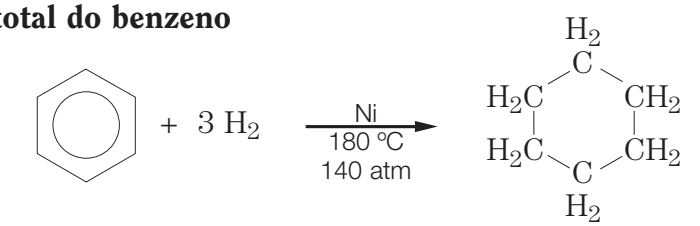


Se o grupo **OH** presente no enol estiver situado em carbono secundário, haverá a formação de uma **cetona**; entretanto, se o grupo **OH** estiver situado em carbono primário, irá formar-se um **aldeído**.

Adição em aromáticos

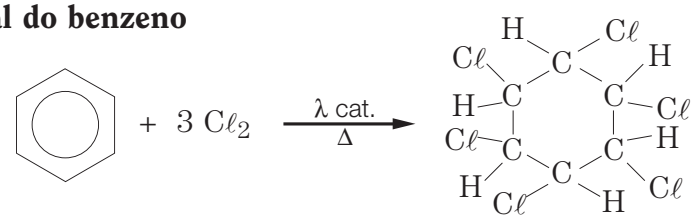
Os aromáticos, devido à ressonância, normalmente sofrem reações de substituição; porém, em condições enérgicas ou em condições especiais, podem sofrer reações de adição. Veja os exemplos:

a) **Hidrogenação total do benzeno**



benzeno (C_6H_6) — cicloexano (C_6H_{12})

b) **Cloração total do benzeno**



benzeno (C_6H_6) — 1, 2, 3, 4, 5, 6-hexaclorocicloexano (BHC)

O BHC foi preparado pela primeira vez em 1825, mas somente em 1942 descobriu-se seu valor como inseticida. Atualmente, um dos estereoisômeros do BHC, comercializado com o nome de **lindano**, é utilizado em grande escala como substituto do DDT no combate a pragas e insetos, mas seu uso é controlado.



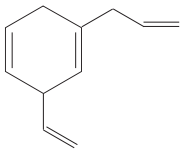
Gerard Loucel/Tony Stone

Exercícios de classe

1. Considere a informação:

1 mol de dupla ligação adiciona 1 mol de H_2

Calcule a quantidade em mol de H_2 consumida na hidrogenação total do seguinte composto:



2. Complete as reações a seguir e indique o nome do produto formado:

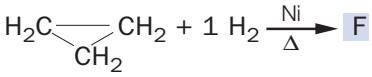
a) $H_3C-CH=CH_2 + 1\ H_2 \xrightarrow[\Delta]{Ni}$ A

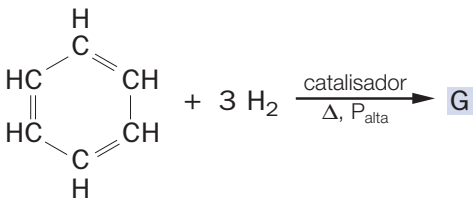
b) $H_3C-C\equiv CH + 1\ H_2 \xrightarrow[\Delta]{Ni}$ B

c) $H_3C-C\equiv CH + 2\ H_2 \xrightarrow[\Delta]{Ni}$ C

d) $H_2C=CH-CH_2-CH=CH_2 + 1\ H_2 \xrightarrow[\Delta]{Ni}$ D

e) $H_2C=CH-CH_2-CH=CH_2 + 2\ H_2 \xrightarrow[\Delta]{Ni}$ E

f) 

g) 

3. Equacione as reações a seguir indicando a fórmula estrutural de cada substância da reação:

a) 1 mol de propeno + 1 mol de cloro
b) 1 mol de propeno + 1 mol de bromo
c) 1 mol de propino + 2 mol de cloro
d) 1 mol de ciclobutano + 1 mol de bromo
e) 1 mol de propadieno + 1 mol de bromo
f) 1 mol de benzeno + 3 mol de cloro

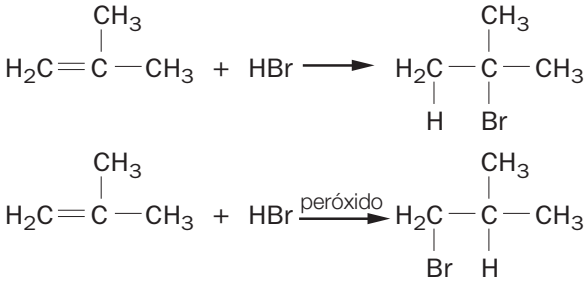
4. Escreva a fórmula estrutural e dê o nome do produto obtido pela adição de 1 mol de brometo de hidrogênio (HBr) aos compostos:

a) 1 mol de 1-buteno;
b) 1 mol de metilpropeno;
c) 1 mol de propino;
d) 1 mol de ciclobutano;
e) 1 mol de propadieno.

5. Complete as seguintes reações de hidratação:

a) $HC\equiv CH + HOH$
b) $HC\equiv C-CH_3 + HOH$

6. (Fuvest-SP) A adição de HBr a um alceno pode conduzir a produtos diferentes caso, nessa reação, seja empregado o alceno puro ou o alceno misturado a uma pequena quantidade de peróxido.



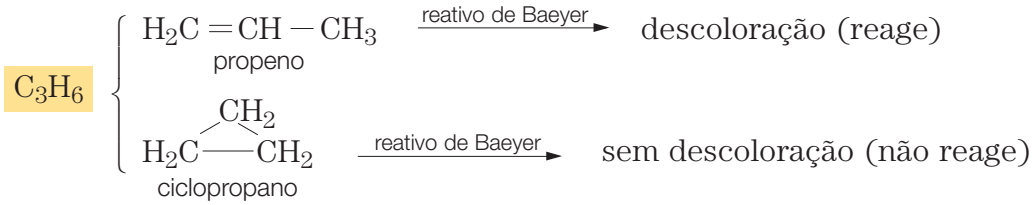
a) O 1-metilciclopenteno reage com HBr de forma análoga. Escreva, empregando fórmulas estruturais, as equações que representam a adição de HBr a esse composto na presença e na ausência de peróxido.
b) Dê as fórmulas estruturais dos metilciclopentenos isoméricos (isômeros de posição).
c) Indique o metilciclopenteno do item **b** que forma, ao reagir com HBr, quer na presença, quer na ausência de peróxido, uma mistura de metilciclopentanos monobromados, que são isômeros de posição. Justifique.

REAÇÕES DE OXIDAÇÃO DE ALQUENOS

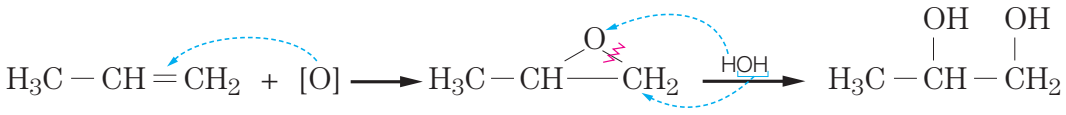
OXIDAÇÃO BRANDA

A oxidação branda ocorre com hidrocarbonetos insaturados; o elemento oxigênio geralmente é obtido a partir do permanganato de potássio ($KMnO_4$) em meio neutro ou ligeiramente básico, diluído e a frio. Nessas condições, o $KMnO_4$ é o agente oxidante, denominado **reativo de Baeyer**, o qual apresenta coloração violeta.

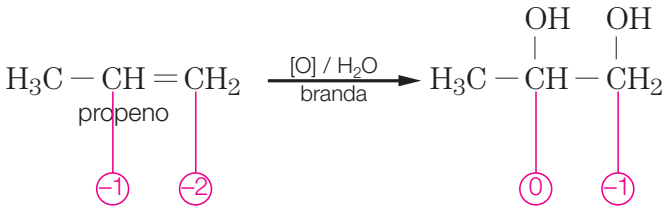
A principal aplicação dessa reação consiste na diferenciação de **alquenos** e **cicloalcanos**, que são isômeros de cadeia, pois apenas os alquenos sofrerão esse tipo de reação, por apresentarem ligação π em sua estrutura.



A reação entre o alqueno e o reativo de Baeyer pode ser representada por:



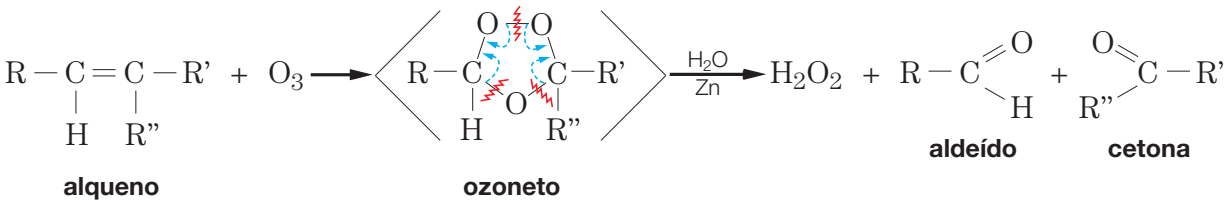
ou, simplesmente:



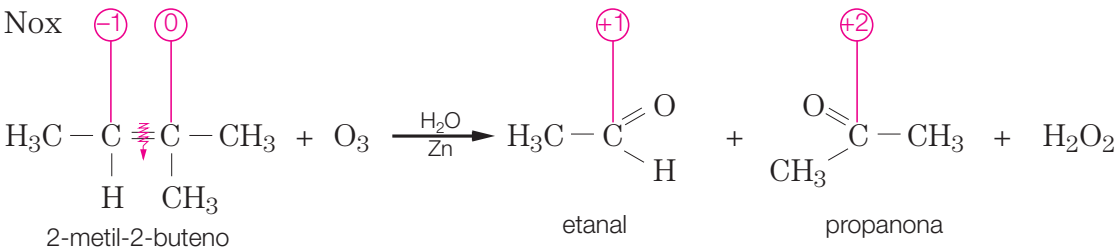
OZONÓLISE

A ozonólise utiliza ozônio (O_3) na presença de água (H_2O) e zinco (Zn). Os átomos de oxigênio do ozônio ligam-se aos carbonos da dupla ligação do alqueno, originando um composto intermediário instável, denominado **ozoneto** ou **ozonida**, o qual, por sua vez, se hidrolisa, originando **aldeídos** e/ou **cetonas**.

Como exemplo, tome-se um alqueno genérico:



Essa equação poderia ser escrita de maneira simplificada, omitindo-se o ozoneto.



Observação:

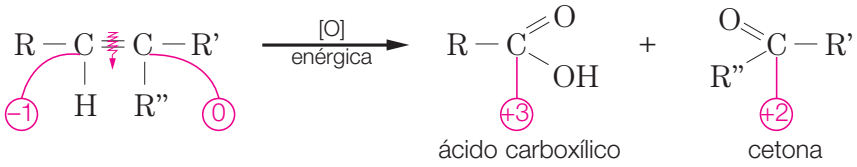
A finalidade da utilização do zinco é evitar que o oxigênio, que pode ser produzido pela decomposição da água oxigenada, oxide o aldeído a ácido carboxílico.

OXIDAÇÃO ENÉRGICA

Os dois agentes oxidantes mais utilizados na reação de oxidação enérgica de alquenos são o permanganato de potássio ($KMnO_4$) e o dicromato de potássio ($K_2Cr_2O_7$) concentrados, em meio ácido, a quente.

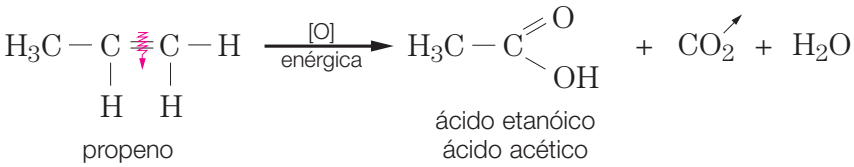
Neste tipo de oxidação, ocorre a quebra da dupla ligação e a formação de ácidos carboxílicos e/ou cetonas. Os átomos de hidrogênio (H) ligados ao carbono da dupla ligação se transformam em hidroxila (OH).

Genericamente, essa reação pode ser representada por:



Se, no carbono da dupla ligação, existirem dois átomos de hidrogênio $\left(\begin{matrix}=C-H\\ \quad|\\ \quad H\end{matrix}\right)$, ambos serão transformados em hidroxilas $\left(\begin{matrix}=C-OH\\ \quad|\\ \quad OH\end{matrix}\right)$, originando o ácido carbônico (H_2CO_3), que se decompõe, produzindo $CO_{2(g)}$ e $H_2O_{(\ell)}$.

Veja um exemplo:



Observação:

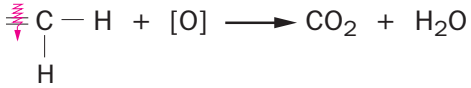
As reações de combustão também são reações de óxido-redução.

EXERCÍCIO RESOLVIDO

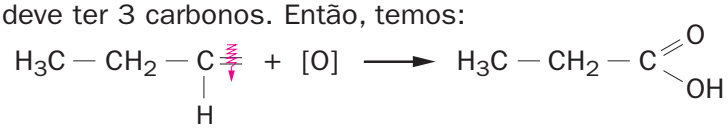
Em um laboratório, para determinar qual o alqueno presente numa amostra de fórmula molecular C_4H_8, um químico realizou a oxidação enérgica do composto, obtendo gás carbônico, água e um ácido carboxílico. Com base nessas informações, qual é o nome do alqueno presente na amostra?

SOLUÇÃO

Como na oxidação enérgica ocorreu a produção de gás carbônico (CO_2), o alqueno deverá apresentar uma dupla ligação na extremidade da cadeia.



Como o outro produto obtido é um ácido carboxílico, o alqueno deve apresentar cadeia normal e o ácido formado deve ter 3 carbonos. Então, temos:



Dessa forma, o alqueno em questão é o:

$$H_3C - CH_2 - CH = CH_2 \Rightarrow \textbf{1-buteno}$$

Exercícios de classe

1. O reativo de Baeyer é uma mistura oxidante utilizada para diferenciar:

a) alquenos de alquinos.
b) alquenos de alcanos.
c) alquenos de cicloalcanos.
d) alcanos de cicloalcanos.
e) alcanos de aromáticos.

2. Complete as equações, quando possível:

a) $H_3C-\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{C}}=CH_2 + [O] \xrightarrow{\text{branda}} *$

b) $\begin{matrix} H_2C-CH_2 \\ | \quad\ | \\ H_2C-CH_2 \end{matrix} + [O] \xrightarrow{\text{branda}} *$

3. Indique o nome do(s) produto(s) orgânico(s) que completa(m) corretamente as reações de ozonólise seguidas de hidrólise:

a) $H_3C-\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{C}}=\underset{\displaystyle H}{\underset{|}{C}}-CH_2-CH_3 + O_3 \xrightarrow[Zn]{H_2O} \xrightarrow[Zn]{H_2O} A + B + H_2O_2;$

b) $H_3C-\underset{\displaystyle H}{\underset{|}{C}}=\underset{\displaystyle H}{\underset{|}{C}}-CH_2-CH_3 + O_3 \xrightarrow[Zn]{H_2O} \xrightarrow[Zn]{H_2O} C + D + H_2O_2;$

c) $H_3C-\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{C}}=\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{C}}-CH_3 + O_3 \xrightarrow[Zn]{H_2O} \xrightarrow[Zn]{H_2O} 2\,E + H_2O_2.$

4. Um alqueno sofreu ozonólise e posterior hidrólise, originando como produtos orgânicos o butanal e a acetona (propanona). Equacione a reação e indique o nome e a fórmula estrutural desse alqueno.

5. Na ozonólise de um alqueno de fórmula molecular C_4H_8, foram obtidos o formol (metanal) e o propanal. Escreva a fórmula estrutural e dê o nome desse alqueno.

6. (Vunesp-SP) O ozônio (O_3) reage com um alceno formando um composto **X** que, por sua vez, reage com água, resultando em dois produtos orgânicos, segundo o esquema:

$$R-\underset{\displaystyle H}{\underset{|}{C}}=\underset{\displaystyle R'}{\underset{|}{C}}-R + O_3 \longrightarrow X$$

$$X + H_2O \longrightarrow R-\overset{\displaystyle O}{\overset{\|}{C}}-H + R-\overset{\displaystyle O}{\overset{\|}{C}}-R' + H_2O_2$$

a) Escreva as fórmulas estruturais dos dois produtos orgânicos finais quando o alceno é 2-metil-2-buteno.

b) Identifique as funções orgânicas dos dois produtos finais da reação.

7. Indique o nome do(s) produto(s) formado(s) que completa(m) corretamente as reações de oxidação enérgica:

a) $H_3C-\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{C}}=\underset{\displaystyle H}{\underset{|}{C}}-CH_2-CH_3 \xrightarrow[\text{enérgica}]{[O]} A + B$

b) $H_3C-\underset{\displaystyle H}{\underset{|}{C}}=\underset{\displaystyle H}{\underset{|}{C}}-CH_2-CH_3 \xrightarrow[\text{enérgica}]{[O]} C + D$

c) $H_3C-\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{C}}=\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{C}}-CH_3 \xrightarrow[\text{enérgica}]{[O]} 2\,E$

d) $H_3C-\underset{\displaystyle H}{\underset{|}{C}}=\underset{\displaystyle H}{\underset{|}{C}}-CH_3 \xrightarrow[\text{enérgica}]{[O]} 2\,F$

e) $H_3C-CH_2-\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{C}}=CH_2 \xrightarrow[\text{enérgica}]{[O]} G + H + H_2O$

8. (Puccamp-SP) O composto

$$R-\underset{\displaystyle R_1}{\underset{|}{C}}=\underset{\displaystyle R_1}{\underset{|}{C}}-R$$

R e R_1 = radical alquila

ao sofrer oxidação enérgica com reagente adequado e quebra da ligação dupla, forma:

a) somente aldeídos.
b) somente cetonas.
c) somente álcoois secundários.
d) aldeídos e cetonas.
e) álcoois secundários e ácidos carboxílicos.

9. (UERJ) Um dos métodos de identificação de estruturas de hidrocarbonetos contendo ligações duplas ou triplas é feito a partir da análise dos produtos ou fragmentos, obtidos da reação de oxidação enérgica. Observe os produtos orgânicos da reação de oxidação enérgica de um hidrocarboneto insaturado:

$$\text{hidrocarboneto insaturado} + K_2Cr_2O_7 \xrightarrow[\Delta]{H_2SO_4} \xrightarrow[\Delta]{H_2SO_4} \underset{\text{(W)}}{CH_3COCH_3} + \underset{\text{(T)}}{CH_3COOH}$$

a) Em relação ao hidrocarboneto insaturado, indique as fórmulas mínima e estrutural plana.

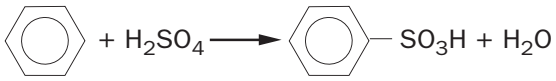
b) Cite a nomenclatura oficial do composto **W** e determine a percentagem de carbono, em número de átomos, na substância **T**.

10. Na oxidação enérgica de um alqueno de fórmula molecular C_4H_8 foram obtidos ácido propanóico, gás carbônico e água. Escreva o nome e a fórmula estrutural desse alqueno.

Exercícios propostos

• **Substituição**

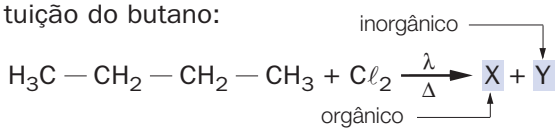
1. (Cesgranrio-RJ) É dada a reação:



que é classificada como uma reação de:

a) adição.
b) ciclo-adição.
c) condensação.
d) eliminação.
e) substituição.

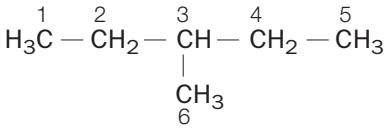
2. (Unisantos-SP) Considere a reação de substituição do butano:



O nome do composto X é:

a) cloreto de hidrogênio.
b) 1-cloro-butano.
c) 2-cloro-butano.
d) 1, 1-dicloro-butano.
e) 2, 2-dicloro-butano.

3. (Cesgranrio-RJ) No 3-metil-pentano, cuja estrutura está representada a seguir:



o hidrogênio mais facilmente substituível por halogênio está situado no carbono de número:

a) 1. b) 2. c) 3. d) 4. e) 6.

4. (UC-BA) Para obter tetracloreto de carbono a partir do metano, deve-se fazer reagir esse gás com:

a) cloro.
b) cloreto de hidrogênio.
c) cloreto de sódio.
d) dicloro-metano.
e) 1, 2-dicloro-etano.

5. Equacione a reação devidamente balanceada que permita obter tetracloreto de carbono e calcule a massa de gás cloro utilizada para se obter 1 mol de tetracloreto de carbono.
(**Dado**: massa molar de $C\ell_2$ = 71 g/mol)

6. (UFV-MG) A monocloração de um alcano, em presença de luz ultravioleta, produziu os compostos 2-cloro-2-metilpropano e 1-cloro-2-metilpropano. O nome do alcano é:

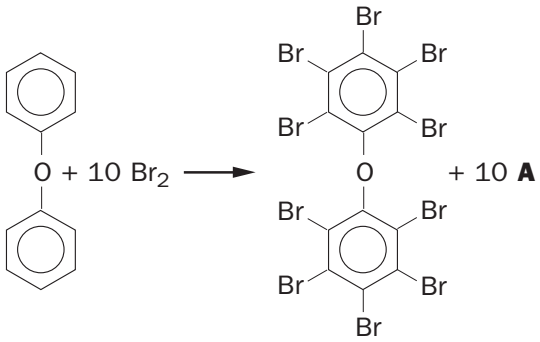
a) isopropano.
b) metilbutano.
c) pentano.
d) butano.
e) metilpropano.

7. A monocloração do 2-metilbutano pode originar vários produtos orgânicos. Dois desses produtos apresentam atividade óptica. Os nomes desses produtos são:

a) 1-cloro-2-metilbutano e 2-cloro-2-metilbutano.
b) 1-cloro-2-metilbutano e 3-cloro-2-metilbutano.
c) 2-cloro-2-metilbutano e 4-cloro-2-metilbutano.
d) 3-cloro-2-metilbutano e 4-cloro-2-metilbutano.
e) 2-cloro-2-metilbutano e 3-cloro-2-metilbutano.

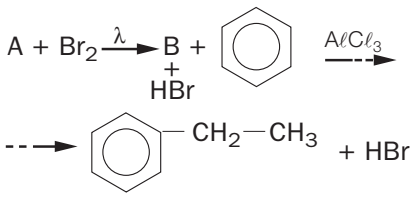
8. (Fuvest-SP) Escreva a equação da reação de sulfonação do benzeno, dando o nome do produto orgânico formado.

9.



A equação acima representa a preparação de um éter difenílico bromado que é utilizado no combate a incêndios.
A partir dessas informações, responda:
a) Qual é o nome da reação representada?
b) Qual é a fórmula da substância **A**?

10. (MACK-SP) No sistema de equações a seguir, as substâncias **A** e **B** são, respectivamente:

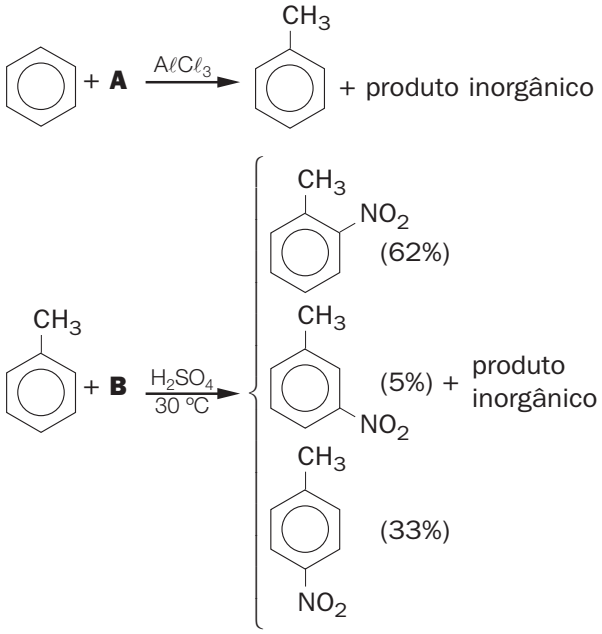


a) metano e bromo-metano.
b) etano e bromo-etano.
c) eteno e bromo-etano.
d) propeno e 2-bromo-propeno.
e) eteno e etino.

11. (UFBA) Das alternativas a seguir, a que contém somente grupos orientadores meta é:

a) NO_2, $C\ell$, Br.
b) CH_3, NO_2, COOH.
c) CHO, NH_2, CH_3.
d) SO_3H, NO_2, COOH.
e) CH_3, $C\ell$, NH_2.

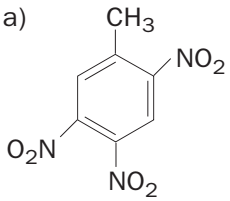
12. (UFRJ) Os nitrotoluenos são compostos intermediários importantes na produção de explosivos. Os mononitrotoluenos podem ser obtidos simultaneamente, a partir do benzeno, através da seguinte seqüência de reações:

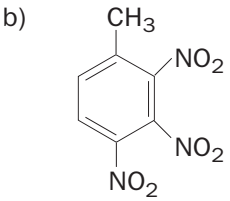


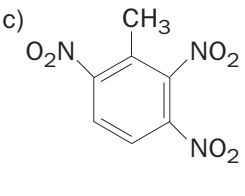
a) Escreva a fórmula estrutural do composto **A** e o nome do composto **B**.
b) Identifique o tipo de isomeria plana presente nos três produtos orgânicos finais da seqüência de reações.

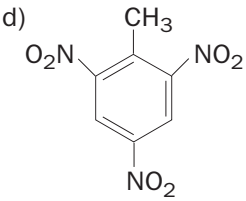
13. (Unitau-SP) Sabendo que alguns monoderivados de benzeno dirigem o substituinte para as posições **orto** e **para** e nitroderivados do benzeno dirigem-no para a posição **meta**, indique as reações completas entre:
a) tolueno e cloro; b) nitrobenzeno e cloro.

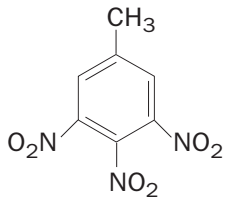
14. (UFF-RJ) O tolueno é muito usado na indústria tanto como solvente quanto como intermediário químico na fabricação de explosivos.
Identifique o composto formado, preferencialmente, pela trinitração do tolueno, considerando as regras usuais de substituição eletrofílica aromática.

a) 

b) 

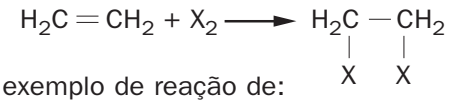
c) 

d) 

e) 

• **Adição**

15. (MACK-SP) A equação

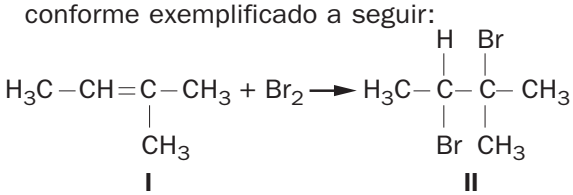


é exemplo de reação de:
a) substituição.
b) adição.
c) eliminação.
d) polimerização.
e) oxidação enérgica.

16. (UFMG) A reação entre 1 mol de propino, $HC \equiv C - CH_3$, e 2 mol de bromo, Br_2, na ausência de luz ou calor, produz:
a) $CHBr_2 - CBr_2 - CH_3$
b) $CH_2Br - CBr_2 - CH_2Br$
c) $CBr_2 = CH - CHBr_2$
d) $CHBr = CBr - CHBr_2$

17. (Fuvest-SP) Dois hidrocarbonetos insaturados, que são isômeros, foram submetidos, separadamente, à hidrogenação catalítica. Cada um deles reagiu com H_2 na proporção, em mol, de 1:1, obtendo-se em cada caso, um hidrocarboneto de fórmula C_4H_{10}. Os hidrocarbonetos que foram hidrogenados poderiam ser:
a) 1-butino e 1-buteno.
b) 1, 3-butadieno e ciclobutano.
c) 2-buteno e 2-metilpropeno.
d) 2-butino e 1-buteno.
e) 2-buteno e 2-metilpropano.

18. (UFRS) Uma reação típica dos alcenos é a adição de halogênios à ligação dupla, formando compostos di-halogenados vicinais, conforme exemplificado a seguir:



I **II**

Em relação a essa equação, podemos afirmar que:
a) o composto **II** apresenta dois carbonos assimétricos;
b) o nome do produto formado é 2, 3-dibromo-3-metil-butano;
c) o nome do composto **I** é 2-metil-buteno-2;
d) o alceno pode apresentar isomeria geométrica;
e) o nome do produto formado é 2, 3-dibromo-2-metil-propano.

19. (UERJ) Os hidrocarbonetos insaturados reagem com cloreto de hidrogênio, originando produtos de adição eletrofílica, tais como os cloretos de alquila.
O produto previsto, em maior proporção, para a reação entre cloreto de hidrogênio e 2-metil-2-penteno está nomeado em:
a) 3-cloro 2-metilpentano.
b) 2-cloro 3-metilpentano.
c) 3-cloro 3-metilpentano.
d) 2-cloro 2-metilpentano.

20. (UFSC) Encontre, na relação a seguir, os produtos da adição de 1 mol de HBr a 1 mol de cada um dos seguintes reagentes:
A — propeno; B — propino.
I — 1, 2-dibromopropano.
II — 2-bromopropano.
III — 1, 2-dibromopropeno.
IV — 2-bromopropeno.
V — 1-cloro-2-bromopropano.
VI — 1, 2, 3-tribromopropano.
VII — 1, 1, 1-tribromopropano.

21. (ENCE-UERJ-Cefet-UFRJ) A reação abaixo é de grande importância industrial, pois permite a conversão de óleos em gorduras plásticas para a produção de margarinas e de outras gorduras compostas. É, também, utilizada para melhorar a firmeza de gorduras ou para reduzir a suscetibilidade destas à rancidez.

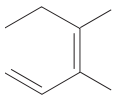
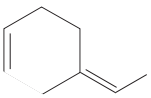
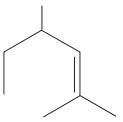
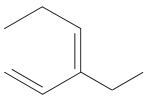
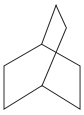
$$CH_3-(CH_2)_7-CH=CH-(CH_2)_7-C(=O)-OH + H_2 \longrightarrow CH_3-(CH_2)_{16}-C(=O)-OH$$

ácido oléico → ácido esteárico

Nesta reação, um dos compostos apresenta isomeria espacial. Identifique:
a) o grupamento funcional presente nos compostos citados;
b) o composto que apresenta a isomeria espacial;
c) o tipo de isomeria espacial;
d) o tipo de reação que ocorre.

22. (UFRJ) Os alcenos, devido à presença de insaturação, são muito mais reativos do que os alcanos. Eles reagem, por exemplo, com haletos de hidrogênio tornando-se assim compostos saturados.
a) Classifique a reação entre um alceno e um haleto de hidrogênio.
b) Apresente a fórmula estrutural do produto principal obtido pela reação do $HC\ell$ com um alceno de fórmula molecular C_6H_{12} que possui um carbono quaternário.

23. (UFMG) Uma substância apresentou as seguintes características:
I — Descora solução de Br_2 em $CC\ell_4$.
II — Absorve apenas 1 mol de H_2 quando submetida à reação de hidrogenação catalítica.
III — Pode apresentar isomeria óptica.
Uma fórmula estrutural possível para essa substância é:

a) 
b) 
c) 
d) 
e) 

24. (Unicamp-SP) A reação do ($HC \equiv C - CH_3$) propino com o (Br_2) bromo pode produzir dois isômeros cis-trans que contêm uma dupla ligação e dois átomos de bromo nas respectivas moléculas.
a) Escreva a equação dessa reação química entre propino e bromo.
b) Escreva a fórmula estrutural de cada um dos isômeros cis-trans.

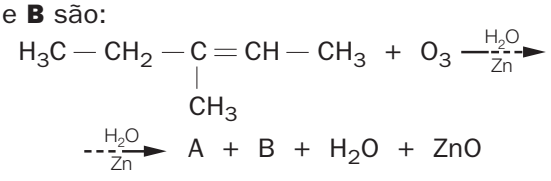
25. (Unicamp-SP) Um mol de hidrocarboneto cíclico insaturado, de fórmula C_6H_{10}, reage com um mol de bromo (Br_2), dando um único produto. Represente, por meio de fórmulas estruturais, o hidrocarboneto e o produto obtido na reação citada.

• Oxidação branda

26. (UERJ) Hidrocarbonetos de fórmula geral C_nH_{2n} podem ser diferenciados pelo teste de Baeyer. Tal teste consiste na reação desses hidrocarbonetos com solução neutra diluída de permanganato de potássio ($KMnO_4$), que possui coloração violeta. Só haverá descoramento da solução se o hidrocarboneto for insaturado. Considere hidrocarbonetos contendo 5 átomos de carbono, que se enquadrem na fórmula geral C_nH_{2n}.
a) Indique a fórmula estrutural de um hidrocarboneto com cadeia normal, que reage positivamente ao teste de Baeyer. Justifique sua resposta.
b) Dentre os hidrocarbonetos que não reagem ao teste, um apresenta isomeria geométrica e outro possui apenas carbonos secundários. Cite seus nomes oficiais.

• **Ozonólise**

27. (MACK-SP) Na equação a seguir, as funções orgânicas a que pertencem os compostos **A** e **B** são:



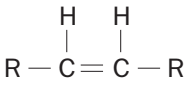
a) ácido carboxílico e aldeído.
b) éter e aldeído.
c) cetona e álcool.
d) hidrocarboneto e ácido carboxílico.
e) cetona e aldeído.

28. (UFMG) A ozonólise e posterior hidrólise em presença de zinco do 2-metil-3-etil-2-penteno produz:
a) cetona e aldeído.
b) cetona, aldeído e álcool.
c) somente cetonas.
d) aldeído e álcool.
e) cetona, aldeído e ácido carboxílico.

29. (UFBA) Por ozonólise, seguida de hidrólise, o penteno dá dois aldeídos, sendo um deles o propanal. Considerando-se H = 1, C = 12 e O = 16, calcule, em gramas, a massa do penteno necessária para se obter 29 g de propanal.

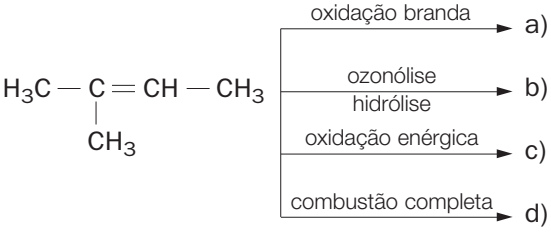
• **Oxidação enérgica**

30. (UFSE) Hidrocarbonetos



ao serem submetidos a oxidação com ruptura de cadeia carbônica, produzem:
a) álcoois.
b) cetonas.
c) ácidos.
d) ésteres.
e) éteres.

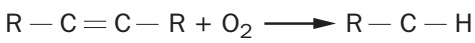
31. (UFMG) Determine o nome e as fórmulas estruturais das substâncias que completam corretamente as reações indicadas a seguir:



32. (FMPA-MG) Os produtos de oxidação a fundo do 2-metil-2-penteno com permanganato de potássio são:
a) propanona.
b) ácido propanóico.
c) propanona e ácido acético.
d) propanona e ácido propanóico.
e) ácido propanóico.

33. (Cesgranrio-RJ) Um alceno **X** foi oxidado energicamente pela mistura sulfomangânica ($KMnO_4 + H_2SO_4$). Os produtos da reação foram butanona e ácido metilpropanóico. Logo, o alceno **X** é:
a) 2-metil, 3-hexeno.
b) 3-metil, 3-hexeno.
c) 2, 4-dimetil, 3-hexeno.
d) 2, 5-dimetil, 3-hexeno.
e) 3, 5-dimetil, 3-hexeno.

34. (Unicamp-SP) A equação a seguir representa, de maneira simplificada e incompleta, a formação de aldeídos na oxidação que ocorre em gorduras insaturadas, fenômeno responsável pelo aparecimento de gosto ruim (ranço), por exemplo na manteiga.



a) Escreva a equação química completa.
Para evitar a deterioração dos alimentos, inclusive em função da reação anterior, muitas embalagens são hermeticamente fechadas sob nitrogênio ou sob uma quantidade de ar muito pequena. Além disso, nos rótulos de diversos produtos alimentícios embalados dessa forma encontram-se, freqüentemente, informações como:
— Validade: 6 meses da data de fabricação se não for aberto.
— Após aberto deve ser guardado, de preferência, em geladeira e consumido em até 5 dias.
— Contém antioxidante.

Pode-se dizer que o antioxidante é uma substância, colocada no produto alimentício, que reage "rapidamente" com oxigênio.
Baseando-se nas informações anteriores responda em termos químicos:
b) Por que esse prazo de validade diminui muito após a abertura da embalagem?
c) Por que a recomendação de guardar o alimento em geladeira depois de aberto?

35. (UnB-DF) Um estudante, ao arrumar um laboratório de síntese orgânica, verificou a existência de três recipientes sem rótulos de identificação, contendo substâncias aparentemente diferentes. Orientado por um professor, decidiu realizar alguns testes que

pudessem levar à identificação das substâncias neles contidas. Para isso, denominou cada um dos recipientes como **X**, **Y** e **Z** e anotou os seguintes resultados:

I — a substância contida no recipiente **X** é um hidrocarboneto que, ao sofrer combustão completa, produz unicamente 6 mol de dióxido de carbono e 7 mol de água;

II — a reação de oxidação da substância contida no recipiente **Y** produz um ácido carboxílico;

III — as substâncias dos recipientes **X** e **Z** são insolúveis em água, mas solúveis em gasolina.

Com base nessas informações, julgue os itens a seguir.

(1) A substância contida no recipiente **X** pode ser um alceno.

(2) A substância contida no recipiente **Y** pode ser um álcool.

(3) A substância contida no recipiente **Z** é apolar.

(4) As substâncias contidas nos recipientes **X** e **Z** são idênticas.



EXERCÍCIOS GLOBALIZANTES

Leia o texto a seguir e, depois, resolva as questões.

Explosivos

Muitas das reações que liberam grandes quantidades de energia são reações de óxido-redução. Por exemplo: as reações de combustão de hidrocarbonetos e de álcoois. Veja um exemplo de combustão completa de hidrocarboneto:

$$C_8H_{18(g)} + \frac{25}{2}\,O_{2(g)} \longrightarrow 8\,CO_{2(g)} + 9\,H_2O_{(v)}$$

Nox médio: $-\frac{9}{4}$ → oxidação → $+4$; 0 → redução → -2

Uma vez iniciada a reação, o oxigênio rapidamente oxida os átomos de carbono.

Nos explosivos, freqüentemente encontramos, no mesmo composto, tanto agentes oxidantes como agentes redutores. Por exemplo, a nitroglicerina contém átomos de carbono que são oxidados formando CO_2 e também átomos de nitrogênio que são reduzidos formando N_2:

$$4\,C_3H_5(NO_3)_{3(\ell)} \xrightarrow{\text{ativação}} 6\,N_{2(g)} + 12\,CO_{2(g)} + 10\,H_2O_{(v)} + O_{2(g)}$$

Os explosivos de interesse na área militar e na área de construção civil são compostos orgânicos formados por C, H e geralmente apresentam os grupos $-NO_2$ e $-O-NO_2$. Porém, qualquer explosivo deve apresentar as seguintes características:

a) Devem sofrer uma decomposição muito exotérmica.
Para que isso ocorra, é necessário que o explosivo apresente ligações fracas entre seus átomos e que forme produtos com ligações fortes, isto é, com elevada energia de ligação. Assim, a diferença entre a energia liberada na formação das novas ligações e a consumida para quebrar as ligações que existem no explosivo é muito grande.

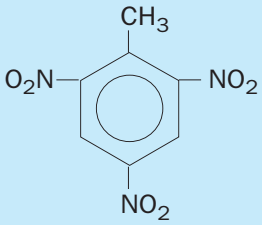
b) Sua decomposição deve ser muito rápida.

c) Os produtos da decomposição devem ser gases.
A formação e a expansão muito rápida dos gases criam uma onda de choque que acompanha a detonação do explosivo.

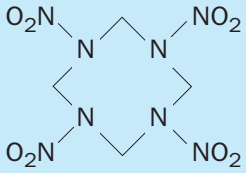
d) O explosivo deve ser suficientemente estável para que possamos determinar o momento de sua explosão.

A combinação desses fatores leva à produção de uma enorme quantidade de calor e gases, possibilitando atingir os objetivos desejados.

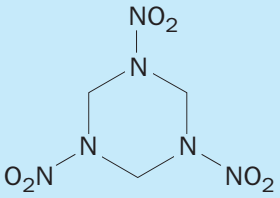
Entre eles, os mais comuns são:



TNT
(trinitrotolueno)



HMX
(***h**is **m**ajesty's e**x**plosive*)



RDX
(***r**esearch **d**epartment e**x**plosive*)

O RDX pode ser misturado a ceras ou a polímeros sintéticos para produzir os explosivos plásticos.

Dados:
Massas molares: $C_3H_5(NO_3)_3 = 327 g\ mol^{-1}$
Atômicas: H = 1, C = 12, N = 14, O = 16
Volume molar a 25 °C e 1 atm: $24\ L\ mol^{-1}$

1. Equacione a combustão completa de 1 mol de etanol.

2. Escreva a fórmula estrutural da nitroglicerina e do trinitrotolueno, indicando os grupos funcionais presentes em cada estrutura.

3. Na primeira equação apresentada no texto o hidrocarboneto apresentado deve fazer parte de qual fração do petróleo: GLP, gasolina, óleo *diesel* ou óleo lubrificante?

4. Indique as fórmulas moleculares dos explosivos HMX e RDX.

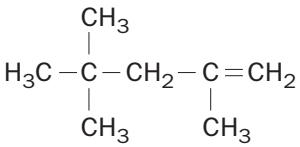
5. Provocando-se a decomposição de 3,27 kg de nitroglicerina, calcule:
a) o volume de N_2 obtido a 25 °C e 1 atm;
b) o número de moléculas de CO_2 obtidas;
c) a massa de H_2O;
d) o número de mol de O_2.

6. Equacione as reações devidamente balanceadas que permitam obter o TNT a partir do benzeno.

7. Considere que o gás carbônico seja um dos produtos formados na decomposição do explosivo RDX. Determine o volume ocupado pelo CO_2 produzido na explosão de 22,2 kg desse explosivo nas CNTP.

8. Escreva a fórmula estrutural de 3 compostos de fórmula molecular C_8H_{18} e compare suas temperaturas de ebulição.

9. Considere o composto



e equacione suas reações com:
I — H_2 (redução)
II — $C\ell_2$ (cloração)
III — HBr
IV — O_3, H_2O/Zn
V — $KMnO_4/H^+$
Indique o nome dos produtos orgânicos.

UNIDADE 26

Reações orgânicas de outras funções

ÁLCOOIS

REAÇÕES COM ÁLCOOIS

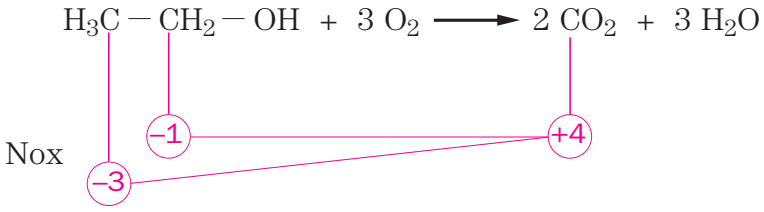
Combustão

A mais completa das oxidações é a **combustão**. A equação que representa a combustão completa de um álcool alifático saturado pode ser dada por:

$$C_nH_{2n+2}O + \frac{3n}{2} O_2 \longrightarrow n\,CO_2 + (n+1)\,H_2O$$

Os dois álcoois comumente utilizados como combustíveis são o metanol e o etanol. O metanol é considerado um bom substituto da gasolina, particularmente em áreas urbanas em que os níveis de poluição produzidos por veículos automotivos são muito altos. Isso se deve ao fato de sua queima ser mais completa do que a da gasolina, o que diminui a poluição atmosférica, além de não produzir óxidos de enxofre. É utilizado diretamente ou misturado à gasolina nos Estados Unidos desde 1980.

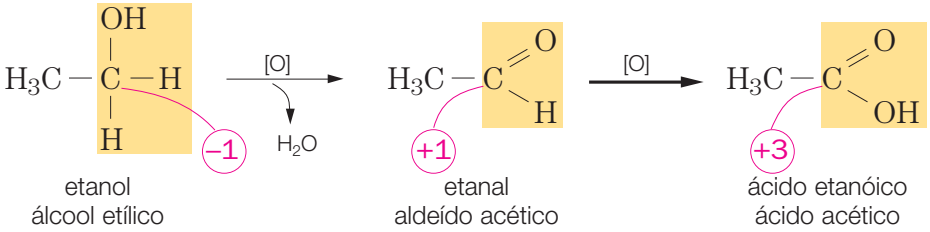
No Brasil, o álcool utilizado como combustível é o etanol hidratado, nos carros movidos a álcool, ou o anidro, misturado à gasolina, nos carros movidos a gasolina. Sua combustão completa pode ser assim representada:



Outras oxidações

Em laboratório, os agentes oxidantes mais utilizados são o $KMnO_4$ ou o $K_2Cr_2O_7$ (concentrados, em meio ácido, a quente), que produzem oxigênio nascente [O]. Esses oxigênios atacam os hidrogênios (H) pertencentes ao carbono do grupo OH.

- **Oxidação de álcool primário**



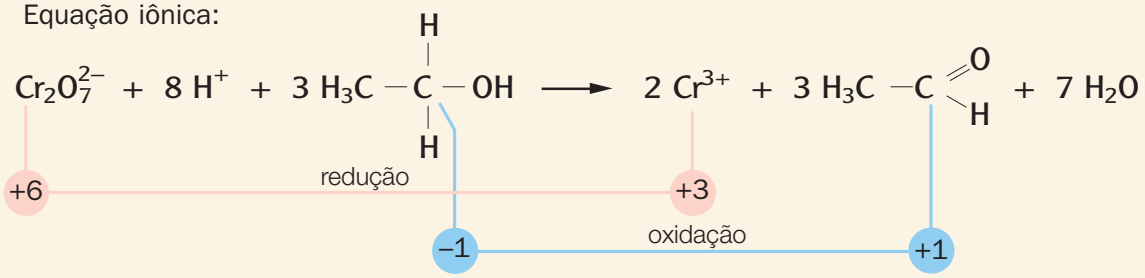
Oxidação do etanol: um bafômetro muito simples

O teste do bafômetro, usado para identificar motoristas que dirigem depois de ingerir bebidas alcoólicas, é baseado na mudança de cor que ocorre na reação de oxidação do etanol com o dicromato de potássio em meio ácido. Se o ar expirado pela pessoa mudar a cor alaranjada inicial do dicromato de potássio para verde, isso indica que a quantidade de álcool no seu sangue está acima do limite legal.

A reação que ocorre pode ser representada por:

$$\underset{\text{alaranjado}}{K_2Cr_2O_{7(aq)}} + 4\ H_2SO_4 + 3\ \underset{\text{incolor}}{CH_3CH_2OH_{(g)}} \dashrightarrow \underset{\text{verde}}{Cr_2(SO_4)_{3(aq)}} + 7\ H_2O_{(\ell)} + 3\ \underset{\text{incolor}}{CH_3CHO_{(g)}} + K_2SO_4$$

Equação iônica:



Em um laboratório podemos montar um sistema que permite observar como funciona o bafômetro:



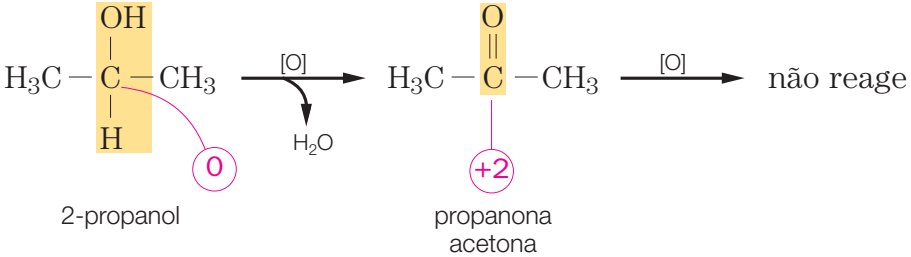
A pisseta contém pequena quantidade de álcool comum ou bebida alcoólica.

Fotos: Thales Trigo

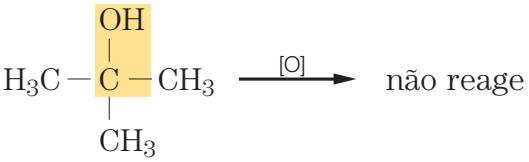


Pressione gentilmente o corpo da pisseta, fazendo com que o vapor contendo álcool entre em contato com a solução.

- **Oxidação de álcool secundário**



- **Oxidação de álcool terciário**

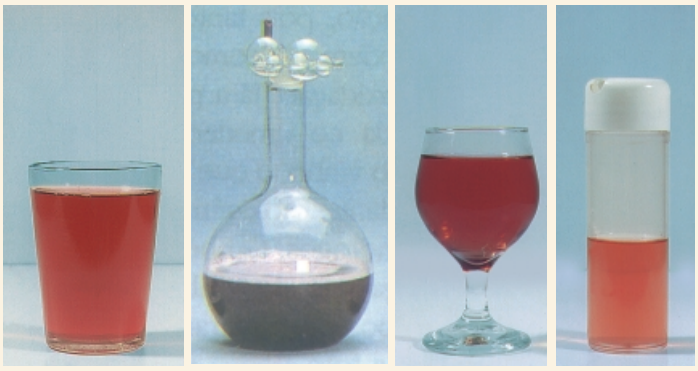


Oxidação dos álcoois

Vinho virando vinagre

O ser humano descobriu, há milhares de anos, que podia produzir vinho por meio da fermentação do suco de uva e, aos poucos, percebeu que a qualidade de cada vinho dependia, em grande parte, do tipo de uva, do solo e das condições climáticas, que modificam seu sabor e seu *bouquet* (aroma).

Durante o processo de fermentação das uvas prensadas e/ou moídas, seus açúcares (glicose e frutose) são transformados em etanol. Esse processo pode ser representado pela equação a seguir:



Christof Gunkel

suco de uva | suco fermentando | vinho | vinagre

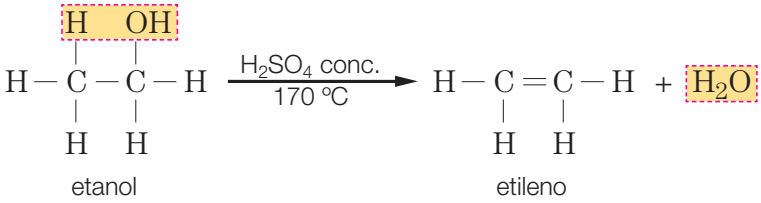
O garrafão em que o suco está fermentando possui um dispositivo que permite a saída do gás carbônico.

$$\underset{\text{glicose, frutose}}{C_6H_{12}O_6} \longrightarrow \underset{\text{etanol}}{2\ C_2H_5OH} + 2\ CO_2\uparrow$$

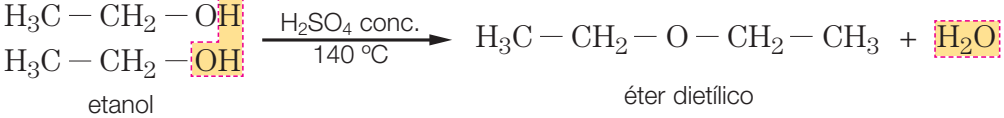
Com o passar do tempo, pela ação de microrganismos, o etanol presente no vinho sofre oxidação, originando etanal (aldeído acético) que, posteriormente, se transforma em ácido etanóico (ácido acético).

Desidratação

a) **Desidratação intramolecular** — nessa reação ocorre a eliminação de uma molécula de água do interior de cada molécula de álcool:



b) **Desidratação intermolecular** — nessa reação ocorre a eliminação de uma molécula de água a partir de duas moléculas de álcool, pela interação dos grupos OH, através das pontes de hidrogênio:



Observação:

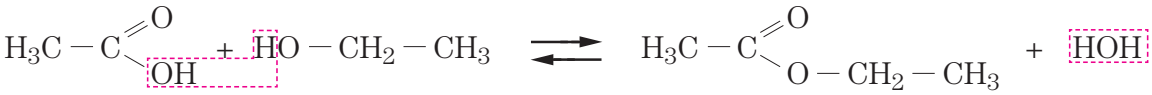
Como, nessas reações, o produto orgânico obtido é proveniente de uma simples retirada de átomos do reagente, elas podem ser classificadas como **reações de eliminação**.

Esterificação

Essa reação ocorre quando um ácido reage com um álcool, produzindo éster e água; a reação inversa é denominada reação de **hidrólise**.

$$\text{ácido} + \text{álcool} \underset{\text{hidrólise}}{\overset{\text{esterificação}}{\rightleftharpoons}} \text{éster} + \text{água}$$

Experimentalmente, verifica-se que, quando essas reações ocorrem entre um ácido carboxílico e um álcool primário, a água é formada pelo grupo OH do ácido e pelo hidrogênio do grupo OH do álcool.



ácido acético — etanol — acetato de etila

Observação:

Caso se utilizem ácidos inorgânicos ou álcoois secundários ou terciários, a água será formada pelo OH do álcool e pelo hidrogênio do grupo OH do ácido. Um exemplo desse fato pode ser verificado na reação a seguir:

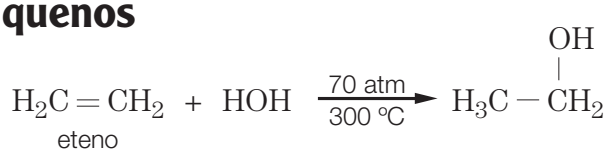


glicerina (glicerol, propanotriol) — ácido nítrico — trinitrato de glicerila (nitroglicerina)

A nitroglicerina é um poderoso explosivo e muito sensível a choques. Em 1866, Alfred Nobel descobriu que ela poderia se tornar mais estável e de mais fácil manuseio quando absorvida por um material inerte e poroso, como a serragem ou a terra infusória (esqueletos calcários de diatomáceas). Esse produto é comercializado com o nome de **dinamite**.

ALGUNS MÉTODOS DE OBTENÇÃO DE ÁLCOOIS

Hidratação de alquenos



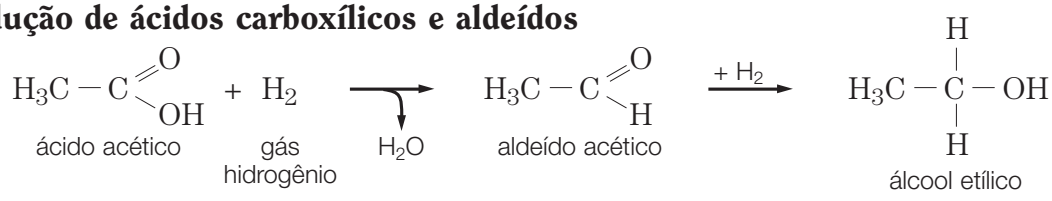
eteno

Esse método é utilizado nos Estados Unidos para produzir etanol.

Redução

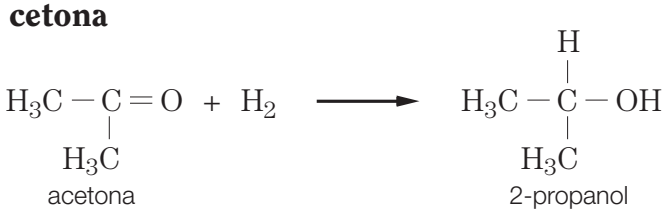
A redução é a reação inversa à oxidação e é realizada com o gás hidrogênio (H_2). Dessa maneira, os produtos obtidos na oxidação dos álcoois podem ser usados, numa reação de redução, para regenerar o álcool.

- **Redução de ácidos carboxílicos e aldeídos**



ácido acético — gás hidrogênio — H_2O — aldeído acético — álcool etílico

• **Redução de uma cetona**

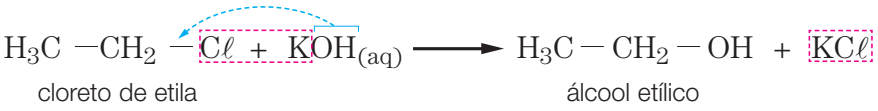


Genericamente, a partir de todas essas informações, temos:

- álcool primário $\xrightarrow[H_2 \text{ ou } [H]]{[O] \text{ ou } O_2}$ aldeído $\xrightarrow[H_2 \text{ ou } [H]]{[O] \text{ ou } O_2}$ ácido carboxílico
- álcool secundário $\xrightarrow[H_2 \text{ ou } [H]]{[O] \text{ ou } O_2}$ cetona $\xrightarrow{[O] \text{ ou } O_2}$ não ocorre
- álcool terciário $\xrightarrow{[O] \text{ ou } O_2}$ não ocorre

Haletos orgânicos

Outra maneira de obter álcoois em laboratório consiste em fazer a reação entre um haleto orgânico (R — X) e o hidróxido de potássio em solução aquosa [$KOH_{(aq)}$].



Exercícios de classe

1. O metanol e o etanol são utilizados como combustíveis. Equacione a combustão completa desses álcoois.

2. Existem quatro álcoois alifáticos saturados cuja fórmula molecular é $C_4H_{10}O$:

a) $H_3C-CH_2-CH_2-CH_2-OH$

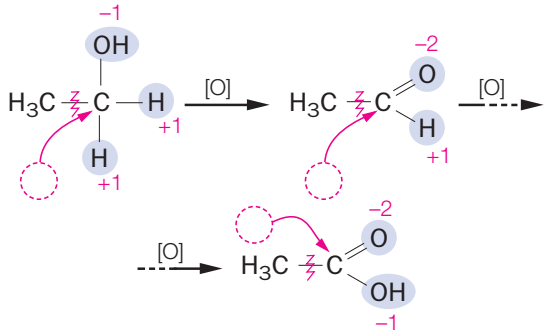
b) $H_3C-CH(OH)-CH_2-CH_3$

c) $H_3C-C(OH)(CH_3)-CH_3$

d) $H_3C-CH(OH)-CH(CH_3)-CH_3$

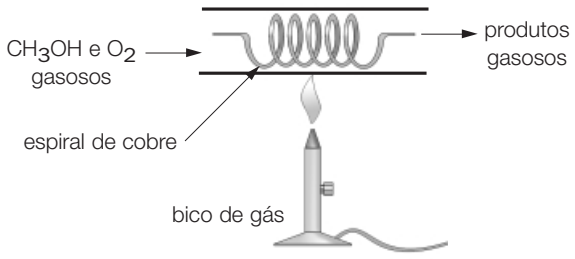
Equacione as oxidações desses álcoois, caso ocorram.

3. Indique o número de oxidação do carbono indicado nas fórmulas a seguir:



4. O vinho, quando armazenado em garrafa aberta, após certo tempo "azeda". Equacione a reação que representa este fato.

5. (Vunesp-SP) Considere o seguinte arranjo experimental:



Após forte aquecimento inicial, a espiral de cobre permanece incandescente, mesmo após a interrupção do aquecimento. A mistura de gases formados na reação contém vapor de água e um composto de cheiro penetrante.

a) Escreva a fórmula estrutural e o nome do produto de cheiro penetrante, formado na oxidação parcial do metanol pelo oxigênio do ar.

b) Explique o papel do cobre metálico e a necessidade do seu aquecimento para iniciar a reação.

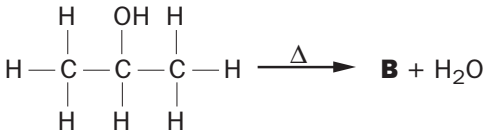
6. Complete as reações de desidratação e identifique os compostos **A** e **B**.

• intermolecular:

H_3C-CH_2-OH

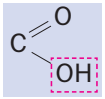
H_3C-CH_2-OH $\xrightarrow{\Delta}$ **A** + H_2O

• intramolecular:



$\xrightarrow{\Delta}$ **B** + H_2O

7. De maneira geral, na esterificação ocorre a saída do grupo **OH** do ácido carboxílico

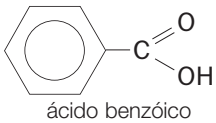


e do átomo de H do álcool R — OH, o que origina um éster e uma molécula de H_2O. Com base nessas informações, escreva a fórmula estrutural dos compostos **A**, **B**, **C**, **D**, **E** e **F**.

I. $H_3C-CH_2-C(=O)-OH$ + $HO-CH_2-CH_3$ ⇄

ácido propanóico — etanol

⇄ **A** + H_2O

II. 

+ $HO-CH_3$ ⇄

ácido benzóico — metanol

⇄ **B** + H_2O

III.

$H_3C-CH_2-CH_2-CH_2-C(=O)-OH$ + **C** ⇄

ácido pentanóico

⇄ $H_3C-CH_2-CH_2-CH_2-C(=O)-O-CH_3$

pentanoato de metila

IV. **D** + $HO-CH(CH_3)-CH_3$ ⇄

⇄ $H_3C-CH(CH_3)-CH_2-C(=O)-O-CH(CH_3)-CH_3$ + H_2O

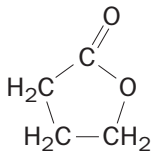
3-metilbutanoato de isopropila

V. $H_2C(OH)-CH_2-CH_2-CH_2-C(=O)-OH$ ⇄

5-hidroxipentanóico

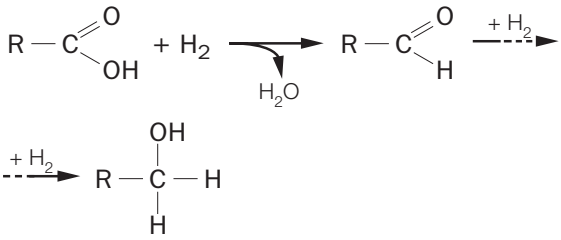
⇄ **E** + H_2O

éster cíclico

VI. **F** ⇄  + H_2O

éster cíclico

8. Observe a reação genérica de redução:



Com base na reação dada, complete as equações:

I. $H_3C-CH_2-C(=O)-OH$ + H_2 → **X** $\xrightarrow{+H_2}$ **Y** (H_2O em **X**)

II. $H_3C-C(=O)-CH_3$ + H_2 → **R**

III. $H_3C-C(=O)-CH_2-C(=O)-H$ + 2 H_2 → **W**

9. Considere a reação de substituição

$R-X + KOH_{(aq)} \longrightarrow KX + R-OH$

e complete as equações:

I. $H_3C-CH_2-C\ell + KOH_{(aq)} \longrightarrow KC\ell$ + **A**

II. **B** + $KOH_{(aq)} \longrightarrow KBr + H_3C-CH(OH)-CH_3$

Exercícios de contexto

Maria-louca

Ezequiel curou-se da tuberculose e ficamos amigos. Era o mais respeitado destilador de maria-louca do pavilhão Oito. A fama de sua pinga atraía fregueses da cadeia inteira.

A tal de maria-louca é a aguardente tradicional do presídio. Segundo os mais velhos, sua origem é tão antiga quanto o sistema penal brasileiro. Apesar da punição com castigo na Isolada, a produção em larga escala resistiu. O alto teor alcoólico da bebida torna os homens violentos. Eles brigam, esfaqueiam-se e faltam com o respeito aos funcionários que tentam reprimi-los.

A opinião de Ezequiel sobre a própria arte não primava pela modéstia:

— Só vendo da boa e da melhor. Se eu ponho a minha pinga numa colher, o senhor apaga a luz e risca um fósforo, sai um fogo azul puríssimo. Que muitos tiram, mas nem pega fogo; sai um vinagre. Eu tiro uísque.

O milho de pipoca que a mãe lhe trazia, sem saber a que se destinava, era a matéria-prima de Ezequiel: num tambor grande comprado na Cozinha Geral, juntava cinco quilos de milho, com açúcar e cascas de frutas como melão, mamão, laranja ou maçã. Depois, cobria a abertura do tambor com um paninho limpo e atarraxava a tampa, bem firme:

— Esse é o segredo! Se vazar, o cheiro sai para a galeria e os polícias caem em cima, que eles é sujo com pinga. Diz que o cara bebe e fica folgado com a pessoa deles. Do jeito que eu fecho, doutor, pode passar um esquadrão no corredor com o nariz afilado, que pelo odor jamais percebe a contravenção praticada no barraco.

Durante sete dias a mistura fermenta.

— No sétimo, a fermentação é tanta que o tambor chega a andar sozinho, parece que está vivo.

Devido à pressão interna, todo cuidado é pouco para abrir o recipiente. Aberto, seu conteúdo é filtrado num pano e os componentes sólidos desprezados. Nessa hora, a solução tem gosto de cerveja ou vinho seco. Um golinho dessa maria-louca amortece o esôfago e faz correr um arrepio por dentro. Cada cinco litros dela vai virar um litro de pinga, depois de destilada a mistura.

Na destilação, o líquido é transferido para uma lata grande com um furo na parte superior, no qual é introduzida uma mangueirinha conectada a uma serpentina de cobre. A lata vai para o fogareiro até levantar fervura. O vapor sobe pela mangueira e passa pela serpentina, que Ezequiel esfria constantemente com uma caneca de água fria. O contato do vapor com a serpentina resfriada provoca condensação, fenômeno físico que impressionava o bigorneiro, nome dado ao destilador da bebida:

— Olha a força do choque térmico! Aquilo que é vapor se transforma num líquido!

Na saída da serpentina emborcada numa garrafa, gota a gota, pinga a maria-louca. Cinco quilos de milho ou arroz cru e dez de açúcar permitem a obtenção de nove litros da bebida.

(Dráuzio Varella. *Estação Carandiru*. São Paulo, Companhia das Letras. 1999, p. 182-183.)

1. A maria-louca é uma aguardente tradicional da Casa de Detenção. Identifique a fórmula e o nome da substância orgânica presente nessa aguardente.

2. "Se eu ponho a minha pinga numa colher, o senhor apaga a luz e risca um fósforo, sai um fogo azul puríssimo".
Qual o nome da reação química a que Ezequiel se refere?
Equacione a provável reação entre essa substância orgânica e o oxigênio, por meio da qual obtém-se a chama azulada.

3. Durante sete dias a mistura "fermenta". A equação que pode representar a fermentação é:

$$1\ C_6H_{12}O_6 \longrightarrow 2\ \mathbf{A} + 2\ CO_2$$

Dê a fórmula molecular da substância **A**.

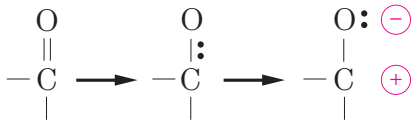
4. "No sétimo dia, a fermentação é tanta que o tambor chega a andar sozinho".
Qual substância é responsável por esse fato?

5. Quantos litros da mistura devem ser destilados para se obter 10 litros de pinga?

6. Se forem utilizados 100 quilos de açúcar, quantos litros da bebida poderão ser produzidos?

ALDEÍDOS E CETONAS

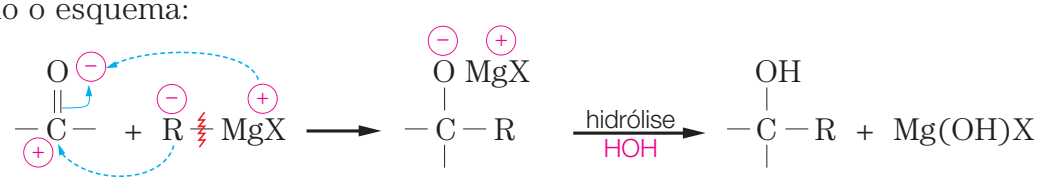
Os aldeídos e as cetonas são os principais compostos carbonílicos (grupo carbonila $>C=O$), e as principais reações que ocorrem nesse grupo envolvem a quebra da ligação π.



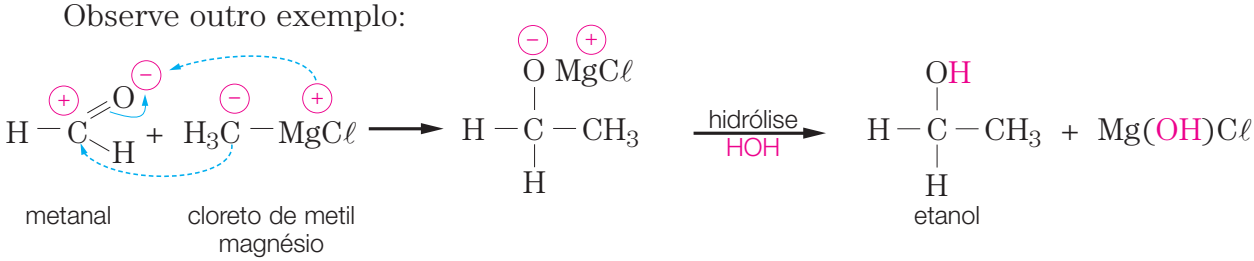
REAÇÕES DE ALDEÍDOS E CETONAS

Reações com compostos de Grignard

Os aldeídos e as cetonas reagem com os compostos de Grignard (R—MgX), originando um composto intermediário que se hidrolisa e dá origem a diferentes álcoois, segundo o esquema:



Observe outro exemplo:



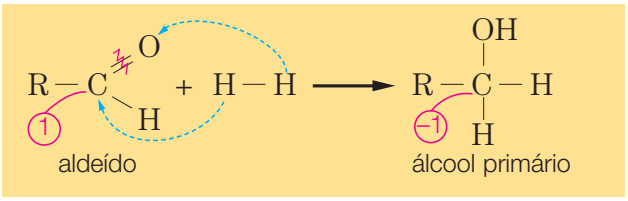
Genericamente, temos:

metanal + composto de Grignard	hidrólise →	álcool primário
outros aldeídos + composto de Grignard	hidrólise →	álcool secundário
cetona + composto de Grignard	hidrólise →	álcool terciário

Reação de redução

Nesse tipo de reação, utiliza-se gás hidrogênio (H_2) ou hidrogênio nascente [H], que pode ser obtido a partir da reação entre zinco e ácido clorídrico.

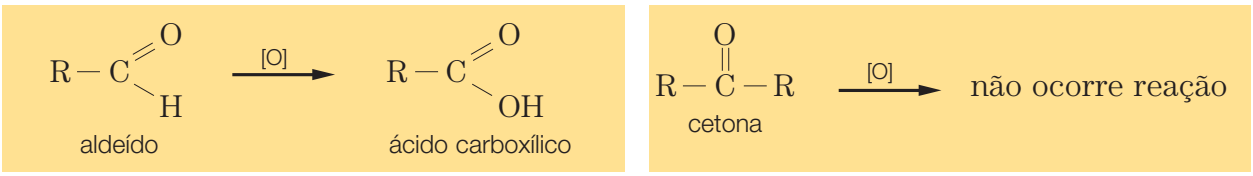
Genericamente, temos:



Reação de oxidação

As reações de oxidação podem ser feitas utilizando-se agentes oxidantes, tais como $KMnO_4$, $K_2Cr_2O_7$ etc.

Genericamente, temos:



Em laboratório, para diferenciar aldeídos de cetonas através de reações de oxidação, são usadas algumas misturas oxidantes:

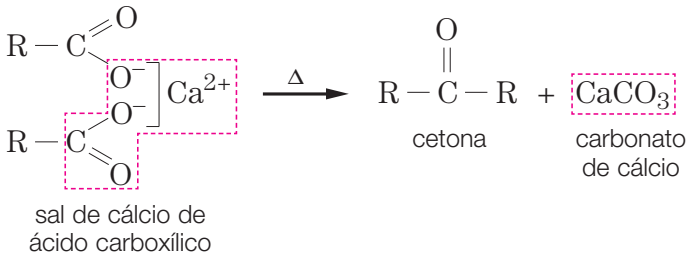
- **reativo de Tollens** — solução aquosa amoniacal de nitrato de prata.
- **reativo de Fehling** — solução aquosa de sulfato de cobre em meio básico e tartarato duplo de sódio e potássio.
- **reativo de Benedict** — solução aquosa de sulfato de cobre em meio básico e citrato de sódio.

MÉTODOS DE OBTENÇÃO DE ALDEÍDOS E CETONAS

Os principais métodos de obtenção de aldeídos e cetonas, já vistos anteriormente, são os seguintes:

- hidratação de alquinos
- ozonólise de alquenos
- oxidação de álcoois

Além desses, podemos citar o **método específico de obtenção de cetonas Piria-Limpricht**, o qual consiste no aquecimento de um sal de cálcio de ácido carboxílico, que se decompõe, originando uma cetona e carbonato de cálcio.

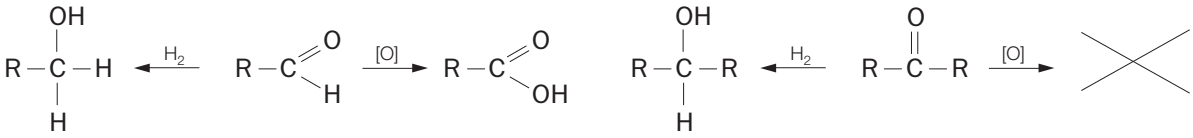


Exercícios de classe

1. Considere as informações:

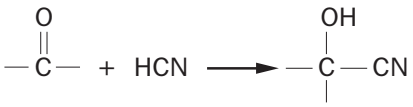
álcool primário  aldeído  ácido carboxílico

álcool secundário  cetona  não reage

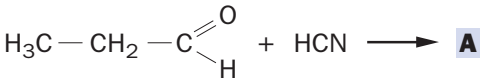


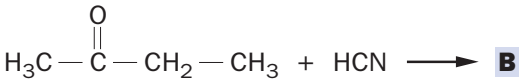
a) Equacione a oxidação e a redução do etanal.
b) Equacione a oxidação e a redução da propanona.
c) Qual das reações poderia ser utilizada para diferenciar um aldeído de uma cetona?

2. Considere a adição de HCN a uma carbonila:

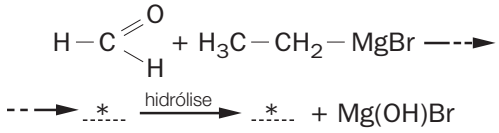


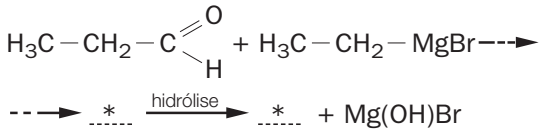
Complete as equações a seguir e indique, na estrutura do produto obtido, qual é o carbono assimétrico:

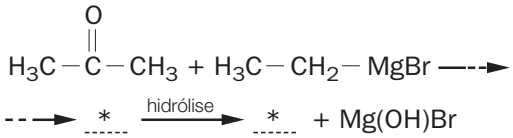
a)  **A**

b)  **B**

3. Complete as equações a seguir e indique o nome do produto orgânico final:

a) 

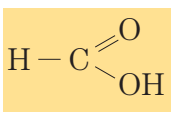
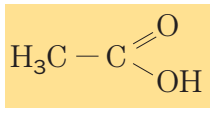
b) 

c) 

4. (UFPI) O teste de Tollens consiste de uma reação em que um íon complexo prata-amônia é reduzido a prata metálica. Este teste pode ser utilizado para diferenciar:

a) ácido carboxílico e éster.
b) alcano e alceno.
c) álcool e éter.
d) aldeído e cetona.
e) composto alifático e composto aromático.

ÁCIDOS CARBOXÍLICOS

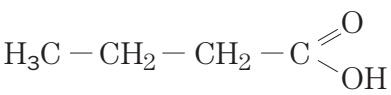
Apesar de os ácidos carboxílicos mais conhecidos serem o ácido fórmico  e o ácido acético  , outros ácidos carboxílicos também fazem parte do nosso cotidiano.

Thaís Falcão



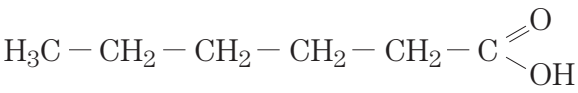
Tablete de manteiga.

• Ácido butanóico



Também conhecido por **ácido butírico** (do latim *butyrum* = manteiga), é o responsável pelo odor característico de manteiga rançosa.

- **Ácido hexanóico**



Seu nome usual é **ácido capróico** (do latim *caper* = cabra), e é um dos responsáveis pelo cheiro desagradável exalado pelas cabras.



Delfim Martins/Pulsar

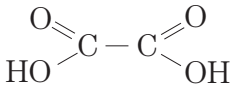
Cabra.

CEDOC



Cálculo renal.

- **Ácido etanodióico**



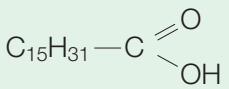
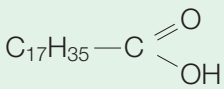
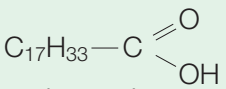
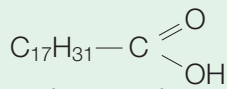
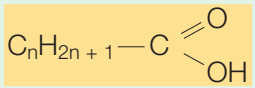
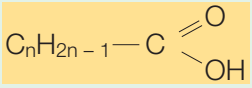
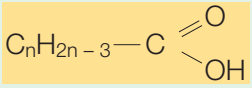
Seu nome usual é **ácido oxálico**, sendo encontrado no tomate, nas folhas de ruibarbo e de espinafre. É um dos ácidos presentes em maior quantidade na natureza. Um sal desse ácido, o **oxalato de cálcio**, é um dos principais componentes dos cálculos renais.

A Itália é um dos países com maior incidência de cálculo renal. Isso porque um dos principais componentes da alimentação nesse país é o tomate, que contém oxalato de cálcio.

Existe, também, uma categoria especial de ácidos, denominados **ácidos graxos**, que são constituintes de óleos e gorduras.

Ácidos graxos são ácidos carboxílicos com 12 ou mais átomos de carbono, geralmente em número par, e de cadeia alifática normal; podem ser saturados ou insaturados.

Vejamos alguns exemplos de ácidos graxos:

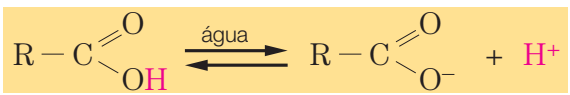
Saturados		Insaturados	
 ácido palmítico	 ácido esteárico	 ácido oléico	 ácido linoléico
Fórmulas gerais			
		com 1 dupla 	com 2 duplas 

PROPRIEDADES QUÍMICAS DOS ÁCIDOS CARBOXÍLICOS

Caráter ácido

Os ácidos carboxílicos, quando em solução aquosa, se ionizam, originando íons H^+ ou H_3O^+; portanto, são considerados ácidos de acordo com a definição de Arrhenius.

Genericamente e de maneira simplificada, temos:



Embora todos os ácidos carboxílicos sofram ionização, ela não ocorre na mesma intensidade em todos os compostos. Essa ionização está relacionada aos grupos ligados à carboxila $\left(-C\begin{matrix}=O\\-OH\end{matrix}\right)$.

Esses grupos podem ser de dois tipos:

a) aqueles que aumentam a acidez. Exemplos: halogênios (F, Cℓ, Br, I); NO_2; OH etc.

b) aqueles que diminuem a acidez. Exemplos: H_3C- ; C_2H_5- etc.

Isso pode ser verificado a partir da análise de quatro ácidos e suas respectivas constantes de ionização, os quais são dados a seguir:

Ácido	$H_3C-C(=O)-OH$ acético	$H_2C(Cl)-C(=O)-OH$ monocloroacético	$Cl-C(Cl)(Cl)-C(=O)-OH$ tricloroacético	$H_3C-CH_2-C(=O)-OH$ propanóico
Constante de ionização K_i	$1{,}8 \cdot 10^{-5}$	$1{,}4 \cdot 10^{-3}$	$2{,}2 \cdot 10^{-1}$	$1{,}3 \cdot 10^{-5}$

Como já sabemos, quanto maior a constante de ionização (Ki), mais ionizado estará o ácido. Assim, entre os ácidos apresentados, temos:

acidez crescente →

ácido propanóico < ácido acético < ácido monocloroacético < ácido tricloroacético

Acidez na química orgânica

Além dos ácidos carboxílicos, na Química Orgânica existem outros compostos que se ionizam, liberando H^+:

Ácido	C_2H_5-OH	H_2O	C_6H_5-OH	$H_3C-C(=O)-OH$
Constante de ionização K_i	$1{,}0 \cdot 10^{-16}$	$1{,}0 \cdot 10^{-14}$	$1{,}3 \cdot 10^{-10}$	$1{,}8 \cdot 10^{-5}$

A análise das constantes de ionização permite estabelecer uma comparação entre o caráter ácido das funções e a água:

acidez crescente →

álcool < água < fenol < ácido carboxílico

Com base nos valores das constantes de ionização, consegue-se entender melhor por que somente os **fenóis** e os **ácidos carboxílicos** reagem com uma base inorgânica:

$H_3C-C(=O)-OH$ + $NaOH$ → $H_3C-C(=O)-O^-Na^+$ + H_2O

ácido acético — hidróxido de sódio — acetato de sódio

C_6H_5-OH + $NaOH$ → $C_6H_5-O^-Na^+$ + H_2O

fenol comum (ácido fênico) — hidróxido de sódio — fenóxido de sódio

REAÇÕES DOS ÁCIDOS CARBOXÍLICOS

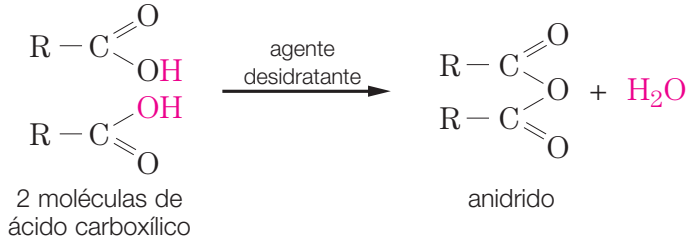
Esterificação

Os ácidos carboxílicos reagem com os álcoois, produzindo éster e água. Veja:



Desidratação intermolecular

Nesse tipo de reação ocorre a eliminação de uma molécula de água a partir de duas moléculas de ácido carboxílico, originando um anidrido:



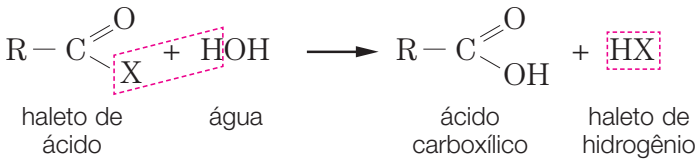
MÉTODOS DE OBTENÇÃO DE ÁCIDOS CARBOXÍLICOS

Durante o nosso estudo, já foram abordados alguns métodos de obtenção dos ácidos carboxílicos:

- oxidação enérgica de alquenos
- oxidação de álcool primário
- oxidação de aldeído
- hidrólise de éster

Os ácidos carboxílicos também podem ser obtidos pela hidrólise de haleto ácido.

Observe:



Exercícios de classe

1. (UEPG-PR) A estrutura

$CH_3-(CH_2)_7-CH=CH-(CH_2)_7-COOH$

representa:
a) um aminoácido.
b) um hidrato de carbono.
c) um ácido graxo.
d) uma vitamina.
e) um alceno.

2. Após uma consulta ao cardiologista, um paciente recebeu a recomendação de fazer uma dieta com baixo teor de ácidos graxos saturados. Observe a tabela a seguir, que apresenta a composição percentual aproximada de dois óleos:

Óleo	Algodão	Amendoim
ácido palmítico $C_{15}H_{31}-COOH$	30	6
ácido esteárico $C_{17}H_{35}-COOH$	6	5
ácido oléico $C_{17}H_{33}-COOH$	24	65
ácido linoléico $C_{17}H_{31}-COOH$	40	26

Determine qual óleo deve ser consumido pelo paciente. Justifique.

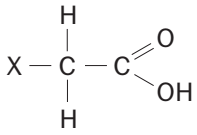
3. (Fuvest-SP) Os ácidos graxos podem ser saturados ou insaturados. São representados por uma fórmula geral RCOOH, em que **R** representa uma cadeia longa de hidrocarboneto (saturado ou insaturado). Dados os ácidos graxos a seguir, com os seus respectivos pontos de fusão,

Ácido graxo	Fórmula	PF/°C
linoléico	$C_{17}H_{29}COOH$	–11
erúcico	$C_{21}H_{41}COOH$	34
palmítico	$C_{15}H_{31}COOH$	63

temos, à temperatura ambiente de 20 °C, como ácido insaturado no estado sólido apenas o:

a) linoléico.
b) erúcico.
c) palmítico.
d) linoléico e o erúcico.
e) erúcico e o palmítico.

4. (UERJ) Os ácidos orgânicos, comparados aos inorgânicos, são bem mais fracos. No entanto, a presença de um grupo substituinte, ligado ao átomo de carbono, provoca um efeito sobre a acidez da substância, devido a uma maior ou menor ionização.
Considere uma substância representada pela estrutura abaixo:



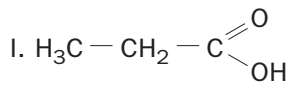
Essa substância estará mais ionizada em um solvente apropriado quando **X** representar o seguinte grupo substituinte:

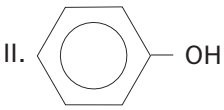
a) H.
b) I.
c) F.
d) CH_3.

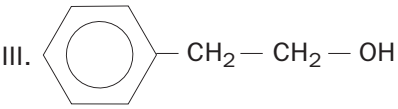
5. (PUC-MG) Considerando os ácidos $CH_2C\ell COOH$, $CHC\ell_2COOH$, $CC\ell_3COOH$, CH_3COOH, CF_3COOH, o mais fraco e o mais forte são, respectivamente:

a) $CH_2C\ell COOH$ e CH_3COOH.
b) CH_3COOH e $CC\ell_3COOH$.
c) $CC\ell_3COOH$ e $CHC\ell_2COOH$.
d) CH_3COOH e CF_3COOH.
e) $CC\ell_3COOH$ e CF_3COOH.

6. (Fuvest-SP) Considerando os compostos:

I. 

II. 

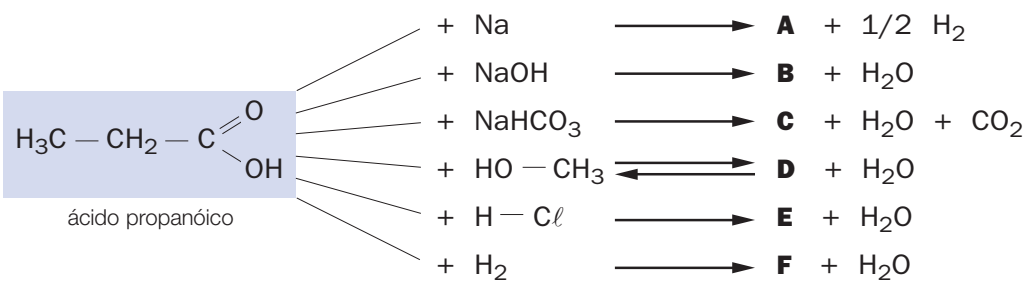
III. 

IV. $H_3C - CH_2 - OH$

pode-se afirmar que:

a) todos apresentam — OH alcoólico.
b) apenas II, III e IV apresentam — OH alcoólico.
c) somente o composto I é ácido.
d) os compostos I e II têm caráter mais ácido que os demais.
e) os compostos I, II e III não têm ação sobre indicadores.

7. Considere o esquema a seguir:



Dê o nome e as fórmulas estruturais dos compostos **A**, **B**, **C**, **D**, **E** e **F**.

ÉSTERES

Os ésteres podem ser obtidos pela reação entre um ácido e um álcool, segundo a equação genérica a seguir:



CLASSIFICAÇÃO DOS ÉSTERES

Os ésteres são substâncias muito abundantes na natureza e podem ser classificados em três grupos: **essências de frutas, lípides** e **ceras**.

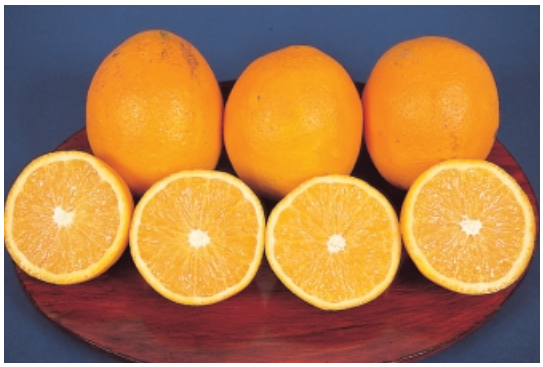
Essências de frutas

Os ésteres de ácidos e álcoois com pequeno número de átomos de carbono compõem o grupo das essências de frutas. Veja alguns exemplos desses ésteres:

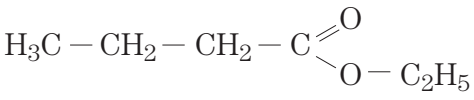
Fotos: Thaís Falcão



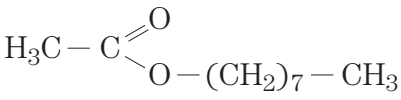
Um dos componentes da essência de abacaxi.



Um dos componentes da essência de laranja.



butanoato de etila

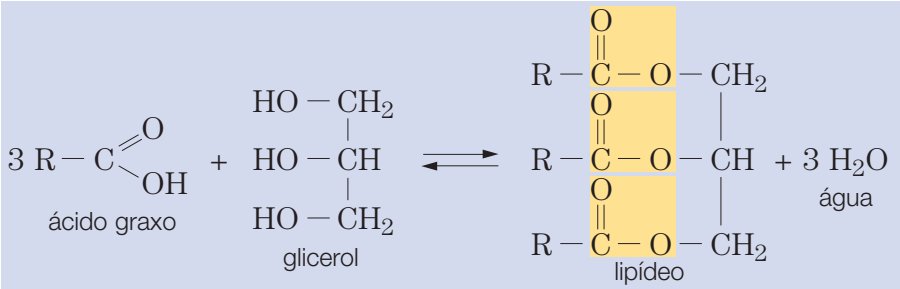


acetato de octila

Lípides

Os lípides são também chamados de **lipídeos** ou **lipídios**. Os mais importantes são os óleos e as gorduras, que apresentam estruturas semelhantes e são elaborados por organismos vivos a partir de ácidos graxos e glicerol.

Genericamente, um lipídeo é formado da seguinte maneira:





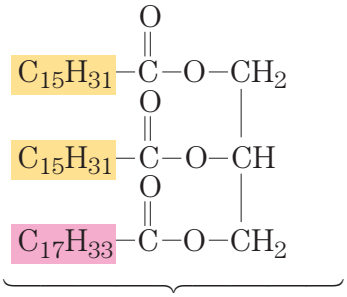
Como na estrutura do lipídeo existem três grupos (— C — O —), ele é classificado como um triéster e é também denominado **triglicérido** ou **triglicerídeo**.

Um triglicérido pode ser obtido a partir de diferentes ácidos graxos e apresentar até três radicais diferentes (R, R' e R").

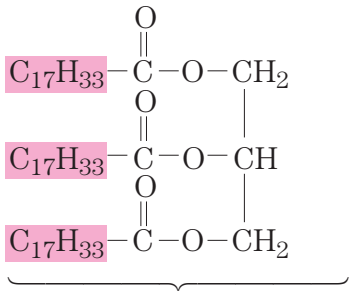
Quando **pelo menos dois** desses **radicais** forem **saturados**, o triglicérido é classificado como **gordura**. As gorduras são geralmente de origem animal e, à temperatura ambiente, apresentam-se no estado sólido.

Quando **prevalecem** radicais **insaturados**, esse triglicérido é um **óleo**. Os óleos geralmente são de origem vegetal e, à temperatura ambiente, apresentam-se no estado líquido.

Vejamos alguns exemplos:



O triglicérido **1, 2-dipalmitato-3-oleato de glicerila** apresenta dois radicais saturados ($C_{15}H_{31}$ —) e um radical insaturado ($C_{17}H_{33}$ —); portanto, trata-se de uma **gordura**.



O triglicérido **trioleato de glicerila**, ou **trioleína**, apresenta os três radicais insaturados; portanto, trata-se de um **óleo**.

Então, pode-se concluir, genericamente:

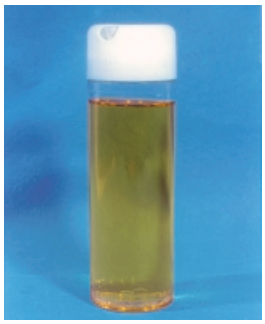
Gorduras: predominam radicais de ácidos graxos **saturados**.
Óleos: predominam radicais de ácidos graxos **insaturados**.

Christof Gunkel

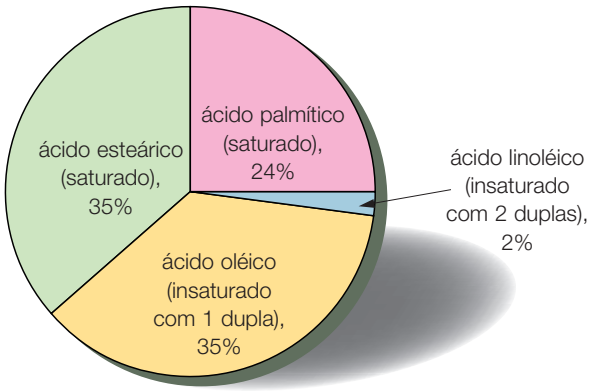


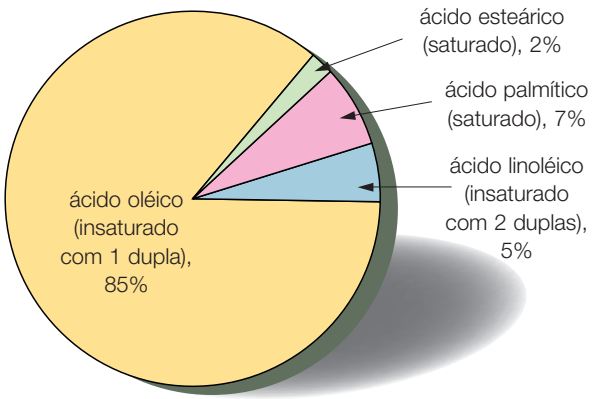
Gorduras são sólidas à temperatura ambiente.

Christof Gunkel



Óleos são líquidos à temperatura ambiente.





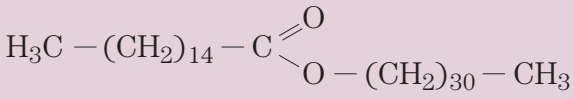
Ceras

Embora as ceras sejam uma mistura complexa de vários compostos orgânicos, seus principais constituintes são ésteres de ácidos graxos e álcoois de cadeia longa, ambos não-ramificados.

CEDOC



A **cera de abelha**, extraída do favo das colméias, apresenta a fórmula:

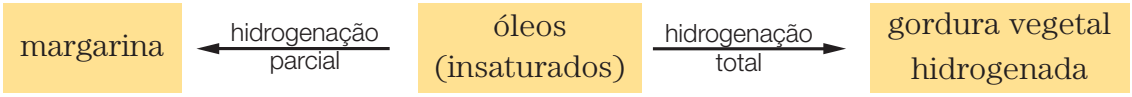


REAÇÕES DOS ÉSTERES

Hidrogenação

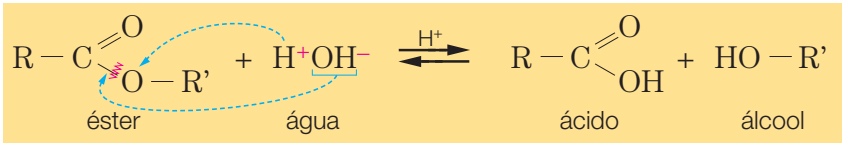
A hidrogenação de óleos de soja, milho ou caroço de algodão permite a obtenção de gorduras vegetais hidrogenadas sólidas, ou semi-sólidas, de acordo com o grau de hidrogenação.

Genericamente, temos:



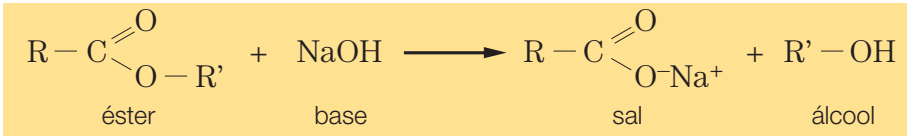
Hidrólise ácida

Nesse tipo de hidrólise do éster, o meio ácido (H^+) catalisa a reação, produzindo ácido e álcool. Simplificadamente, temos:



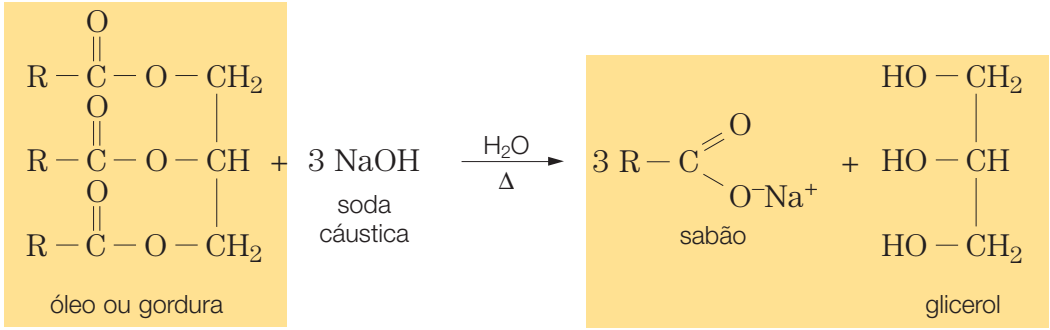
Hidrólise alcalina ou saponificação

Um éster, quando em solução aquosa de base inorgânica ou de sal básico, originará um sal orgânico e um álcool. Simplificadamente, temos:



A hidrólise alcalina de um éster é denominada genericamente **reação de saponificação** porque, quando é utilizado um éster proveniente de um ácido graxo numa reação desse tipo, o sal formado recebe o nome de **sabão**. Como a principal fonte natural de ácidos graxos são os óleos e as gorduras (triglicerídeos), suas hidrólises alcalinas constituem o principal processo para a produção de sabões.

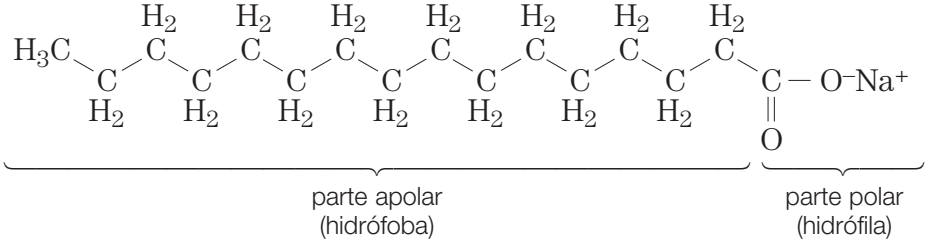
A equação genérica representa a hidrólise alcalina de um óleo ou de uma gordura:



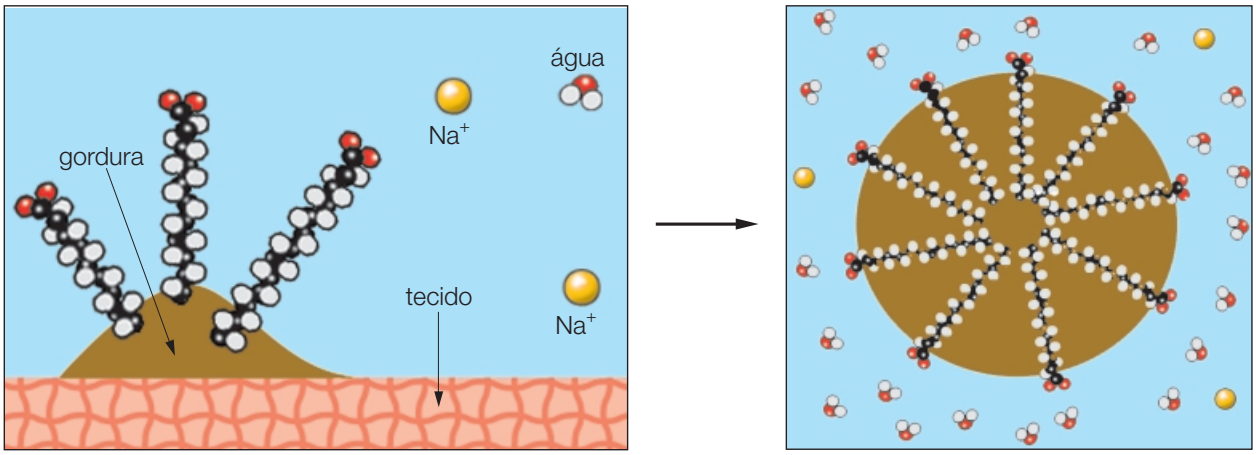
Características dos sabões

Os sabões facilitam os processos de limpeza devido à sua **ação detergente** (do latim *detergere* = limpar).

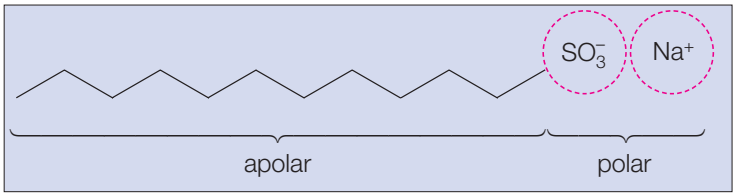
A ação detergente é justificada pela estrutura do sabão, que apresenta uma parte apolar e uma parte polar.



A parte **apolar** do sabão interage com a **gordura**, enquanto a parte **polar** interage com a **água**, formando partículas que se mantêm dispersas na água e são arrastadas com ela durante a lavagem.

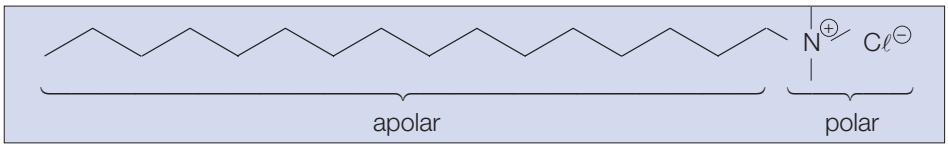


Os **detergentes** são compostos orgânicos sintéticos, cuja estrutura se assemelha à dos sabões, e apresentam o mesmo tipo de ação sobre óleos e gorduras. Os detergentes mais comuns são sais de ácidos sulfônicos, com cadeias longas.



Tanto os sabões quanto os detergentes derivados de ácidos sulfônicos, por apresentarem respectivamente os grupos $-COO^-$ e $-SO_3^-$, são denominados aniônicos.

Atualmente utilizamos um terceiro tipo, denominado catiônico, no qual a parte ativa da molécula é um cátion ($-NH_3^+$):

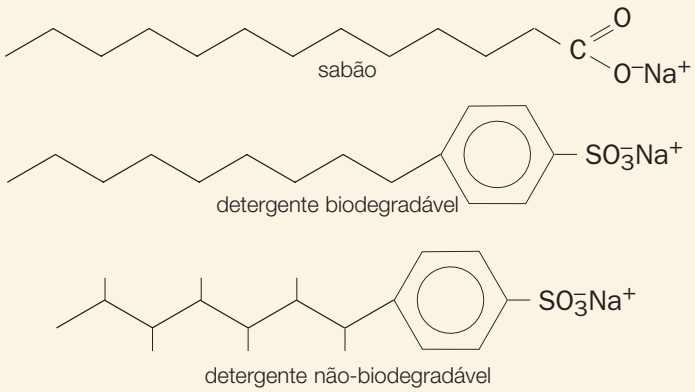


Genericamente, esse tipo de composto é denominado **sal de amônio quaternário**, pois apresenta quatro grupos ligados ao nitrogênio, que tem carga positiva. Embora esses detergentes catiônicos não sejam tão eficientes na remoção de sujeiras, seu uso é muito difundido, já que eles possuem elevado poder germicida.

Tanto os detergentes como os sabões diminuem a tensão superficial da água e são denominadas genericamente de **surfactantes**.

Detergentes biodegradáveis

Quando se utilizam sabões nos processos industriais ou domésticos de lavagem, eles vão para o sistema de esgotos e acabam nos lagos e rios. Porém, após certo tempo, os resíduos são degradados (decompostos) por microorganismos que existem na água. Diz-se, então, que os sabões são **biodegradáveis** e que não causam grandes alterações ao meio ambiente. Os detergentes não-biodegradáveis, pelo contrário, acumulam-se nos rios, formando uma camada de espuma que impede a entrada de gás oxigênio na água e pode remover a camada oleosa que reveste as penas de algumas aves, impedindo que elas flutuem. O esquema a seguir representa estruturas dessas substâncias:



Na água existem microorganismos que produzem enzimas capazes de quebrar as moléculas de cadeias lineares. Essas enzimas, porém, não reconhecem as moléculas de cadeias ramificadas de detergentes não-biodegradáveis, os quais, por não sofrerem degradação, permanecem na água.



CEDOC

Detergentes não-biodegradáveis são responsáveis por boa parte da poluição das águas de rios, córregos e lagos.

Exercícios de classe

1. Dadas as equações a seguir, escreva as fórmulas estruturais das essências e dê seus nomes.

a) $H-C(=O)-OH$ + $HO-CH_2-CH_3$ ⇌ essência de rum + H_2O

ácido metanóico
ácido fórmico

etanol

b) $H_3C-C(=O)-OH$ + $HO-CH_2-CH_2-CH_2-CH_3$ ⇌ essência de framboesa + H_2O

2. (UECE) Um éster de fórmula $C_5H_{10}O_2$, em contato com a água, sofre hidrólise, cujos compostos resultantes são:
a) ácido carboxílico e álcool.
b) aldeído e cetona.
c) éter e álcool.
d) cetona e éter.

3. (UFU-MG) Ésteres normalmente são substâncias de odor agradável e são bastante utilizados em substituição aos aromas naturais de frutas e flores, em perfumes, doces e chicletes. O éster responsável pelo aroma de maçã tem a fórmula estrutural abaixo:

$$H_3C-\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}}-(CH_2)_2-O-\underset{\displaystyle O}{\overset{\displaystyle ||}{C}}-(CH_2)_3-CH_3$$

a) Dê a função e escreva as fórmulas estruturais dos compostos, a partir dos quais o éster pode ser formado.
b) Dê os nomes dos compostos do item **a**, seguindo as normas da IUPAC.

4. Se reagirmos o glicerol com o ácido palmítico, iremos obter um lipídeo:

$C_{15}H_{31}-C(=O)-OH$
$C_{15}H_{31}-C(=O)-OH$ + $HO-CH_2-CH(-OH)-CH_2-OH$
$C_{15}H_{31}-C(=O)-OH$

ácido palmítico — glicerol

⇌ lipídeo (tripalmitina) + 3 H_2O

Escreva a fórmula estrutural do lipídeo obtido.

5. O ácido esteárico ($C_{17}H_{35}-C(=O)-OH$) reage com o glicerol originando um lipídeo (triestearina). Equacione essa reação.

6. Os lipídeos podem ser classificados como óleos ou gorduras:

Óleos — predominam cadeias insaturadas.
Gorduras — predominam cadeias saturadas.

Com base nessa informação, classifique a tripalmitina e a triestearina, obtidas nos exercícios **4** e **5**.

7. A hidrólise alcalina de um éster permite obter um sal e um álcool. Genericamente, temos:

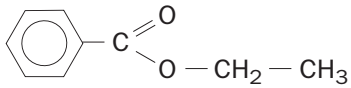
$R-C(=O)-O-R'$ + $NaOH_{(aq)}$ ⇢

éster — base

⇢ $R-C(=O)-O^-Na^+$ + $R'-OH$

sal — álcool

Com base nessa informação, complete a equação:



benzoato de etila

+ NaOH ⇢ sal + álcool

e indique os nomes dos produtos obtidos.

8. (Vunesp-SP) Um creme cosmético pode ser obtido pela reação:

$H_2C-OOC-C_{17}H_{35}$
$HC-OOC-C_{17}H_{35}$ + 3 NH_4OH ⇢
$H_2C-OOC-C_{17}H_{35}$

⇢ H_2C-OH
$HC-OH$ + 3 $C_{17}H_{35}COONH_4$
H_2C-OH

As funções químicas às quais pertencem as substâncias envolvidas na reação são, respectivamente:
a) lipídio; ácido; aldeído; sal.
b) ácido; base; ácido; sal.
c) éster; base; álcool; sal.
d) éster; álcool; aldeído; éster.
e) lipídio; base; base; éster.

9. (Unicamp-SP) A fórmula de um sabão é:

$CH_3(CH_2)_{14}-C(=O)-O^-Na^+$

No processo de limpeza, uma parte da molécula do sabão liga-se às gorduras e a outra à água. Qual parte se liga à gordura e qual se liga à água? Por quê?

AMINAS

As aminas são compostos derivados da amônia (NH_3) e formados pela substituição de seus hidrogênios por radicais orgânicos. Assim, de acordo com a quantidade de hidrogênio substituído, podem formar-se três tipos de aminas:

primária	$R-NH_2$	**secundária**	$R-NH-R$	**terciária**	$R-\underset{\displaystyle R}{\overset{\displaystyle R}{\underset{|}{\overset{|}{N}}}}-R$

Na decomposição das proteínas, formam-se aminas com odor intenso e desagradável, de baixa massa molar, tais como:

H_3C-NH_2 metilamina $H_3C-CH_2-NH_2$ etilamina $H_3C-NH-CH_3$ dimetilamina

Algumas aminas e seus derivados, assim como os carboidratos (C, H, O), são as principais classes de compostos dos sistemas vivos (animais e vegetais). São encontradas em várias substâncias: aminoácidos, proteínas, vitaminas hormonais, ácidos nucléicos (DNA e RNA), alcalóides etc.



Thales Trigo

As aminas são as responsáveis pelo cheiro de peixe.

PROPRIEDADES QUÍMICAS DE AMINAS E AMINOÁCIDOS

Uma das principais características das aminas é o seu **caráter básico**. Qualquer tipo de amina (primária, secundária e terciária) e a amônia reagem com a água e com os ácidos de forma semelhante:

$$NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$$

$$H_3C-NH_2 + H_2O \rightleftharpoons H_3C-NH_3^+ + OH^-$$

$$NH_3 + HC\ell \rightleftharpoons NH_4^+C\ell^-$$

$$H_3C-NH_2 + HC\ell \rightleftharpoons H_3C-NH_3^+C\ell^-$$

Observação:

De acordo com o conceito de ácido-base dado por Brönsted-Lowry:

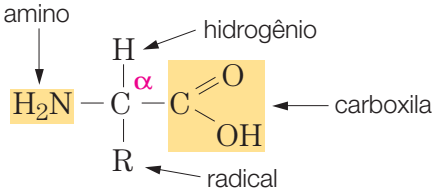
- ácido — substância que libera íon H^+;
- base — substância que recebe íon H^+.

$$\underset{\text{base}}{NH_3} + \underset{\text{ácido}}{HC\ell} \rightleftharpoons \underset{\text{base}}{C\ell^-} + \underset{\text{ácido}}{NH_4^+}$$

As **aminas** são consideradas as **bases orgânicas**; portanto, todas as substâncias que apresentarem grupo amina (— NH_2, — NH — ou — N —) têm certo caráter básico.

Um tipo de substância essencial à vida e que apresenta o grupo amina em sua estrutura são os aminoácidos (aa). Os mais importantes são os α(alfa)-aminoácidos, por serem os responsáveis pela síntese de proteínas.

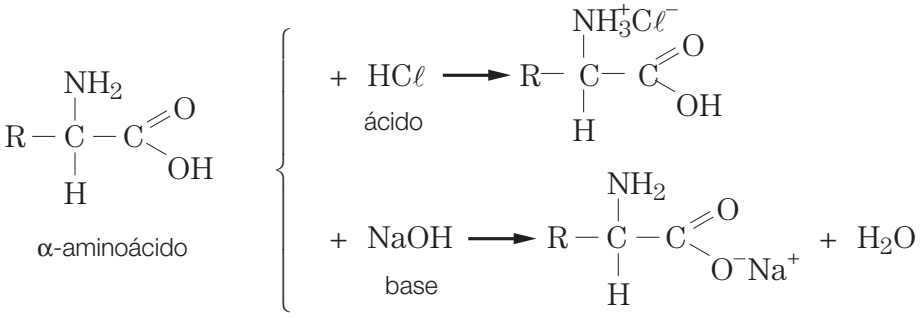
Todos os α-aminoácidos apresentam o grupo carboxila $-C(=O)OH$, o grupo amino $-NH_2$, um hidrogênio e um radical ligados a um mesmo átomo de carbono, chamado **carbono α**:



Pode-se perceber que os aminoácidos têm duas funções em suas estruturas:

- **função amina** — grupo amino — NH_2 — caráter básico;
- **função ácido carboxílico** — grupo carboxílico COOH — caráter ácido.

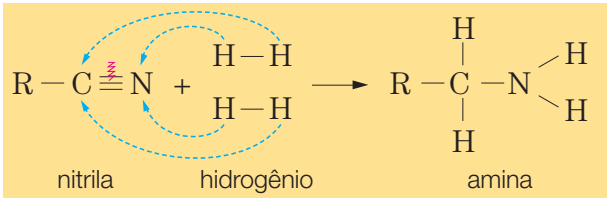
Assim, por apresentarem simultaneamente caracteres ácido e básico, os α-aminoácidos são denominados compostos **anfóteros** e são capazes de reagir tanto com ácidos como com bases:



MÉTODOS DE OBTENÇÃO DE AMINAS

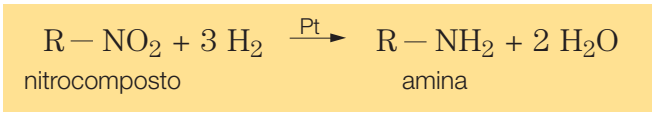
Redução de nitrilas

Nesse tipo de reação ocorre uma adição de hidrogênios, ou hidrogenação, à tripla ligação presente no grupo nitrila.



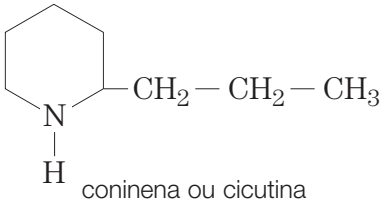
Redução de nitrocompostos

Nessa reação, ocorre a hidrogenação do nitrocomposto, com formação da amina e da água:



Exercícios de classe

1. Jacques Louis David pintou *A morte de Sócrates* (1787), em que Sócrates está prestes a beber uma taça de cicuta para realizar a sentença de morte decretada pelas regras de Atenas. Sócrates foi acusado de corruptor de menores.


coninena ou cicutina


Francis G. Mayer/CORBIS

A cicutina é extraída de uma planta conhecida por *Conuim maculatum*.

A respeito do texto:

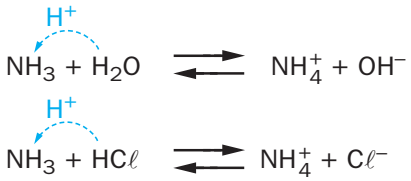
I — Indique o número de carbonos primários, secundários e terciários presentes na molécula de cicutina.

II — Escreva a fórmula molecular da cicutina.

III — Qual a função orgânica presente na cicutina?

IV — Todos os compostos pertencentes à mesma função são venenosos? Justifique sua resposta com exemplos.

2. Observe as reações:

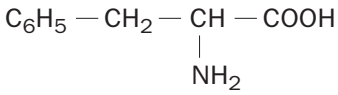


Considerando que as aminas apresentam um comportamento semelhante ao da amônia, complete as reações a seguir:

a) $H_3C - CH_2 - NH_2 + H_2O \longrightarrow$ A + B

b) $H_3C - CH_2 - NH_2 + HC\ell \longrightarrow$ C + D

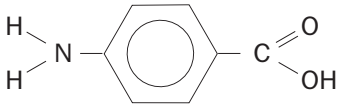
3. (UFCE) A fenilalanina



é um exemplo característico de:

a) um lipídio.
b) um glicídio.
c) um carboidrato.
d) um aminoácido essencial.
e) uma amina terciária.

4. (Unicamp-SP) Estafilococos necessitam da substância cuja fórmula estrutural é dada abaixo, para crescer e multiplicar-se.



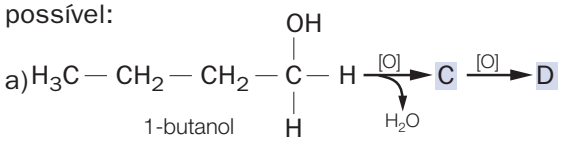
a) Qual é o nome dessa substância?
b) Escreva sobre o seu caráter ácido-básico.

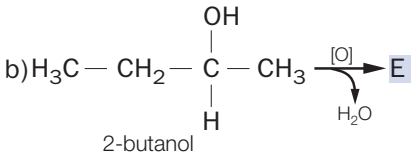
Exercícios propostos

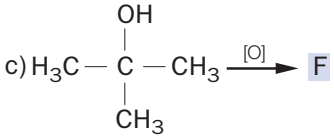
• Álcoois

1. O álcool isopropílico (2-propanol) é muito utilizado como desinfetante. Equacione a sua combustão completa.

2. Complete as reações de oxidação, quando possível:



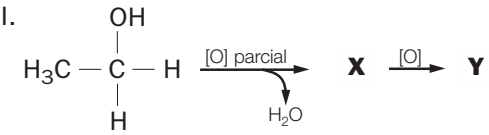


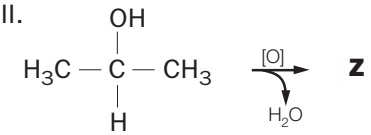


3. (Unicamp-SP) Considere os álcoois 1-butanol e 2-butanol, ambos de fórmula molecular C_4H_9OH.

a) Qual deles produzirá, por oxidação, butanal (um aldeído) e butanona (uma cetona)?
b) Escreva as fórmulas estruturais dos quatro compostos orgânicos mencionados, colocando os respectivos nomes.

4. (UFSC) Álcoois primários, secundários e terciários, quando tratados com agentes oxidantes, comportam-se de maneiras diferentes. Veja os esquemas a seguir e identifique os produtos **X**, **Y** e **Z** em cada processo.





a) **X** é o ácido acético.
b) **Y** é o etanal.
c) **Z** é a propanona.
d) **Y** é um ácido carboxílico.
e) **X** é um aldeído.
f) **X** é igual a **Z**.
g) **Y** é igual a **Z**.

5. (MACK-SP) Um vinho, quando guardado em garrafa aberta, "azeda" após certo tempo, transformando-se em vinagre. Esse fenômeno ocorre porque, no álcool contido no vinho, ocorre uma:

a) oxidação.
b) redução.
c) desidratação intermolecular.
d) evaporação.
e) hidratação.

6. (Fuvest-SP) No ar das grandes cidades, são encontrados hidrocarbonetos e aldeídos como poluentes. Estes provêm da utilização, pelos meios de transporte, respectivamente, de:

a) metanol e etanol.
b) metanol e gasolina.
c) etanol e óleo *diesel*.
d) gasolina e etanol.
e) gasolina e óleo *diesel*.

7. (UFPE) Metanol pode ser usado como combustível para veículos, mas é tóxico para os seres humanos. Sua reação com $K_2Cr_2O_7$ em solução aquosa ácida produz formaldeído (formol). Esse processo químico pode ser representado pela equação:

$$3\ CH_3OH + Cr_2O_{7(aq)}^{-2} + 8\ H_{(aq)}^{+} \dashrightarrow 3\ CH_2O + 2\ Cr_{(aq)}^{+3} + 7\ H_2O$$

Na equação dada, o reagente orgânico e o inorgânico sofrem, respectivamente, reações de:

a) substituição, substituição.
b) adição, eliminação.
c) eliminação, adição.
d) oxidação, redução.
e) redução, oxidação.

8. (UFRJ) Um determinado produto, utilizado em limpeza de peças, foi enviado para análise, a fim de determinarem-se os componentes de sua fórmula.
Descobriu-se, após um cuidadoso fracionamento, que o produto era composto de três substâncias diferentes, codificadas como **A**, **B** e **C**. Cada uma dessas substâncias foi analisada e os resultados podem ser vistos na tabela a seguir:

Substância	Fórmula molecular	Ponto de ebulição	Oxidação branda
A	C_3H_8O	7,9 °C	não reage
B	C_3H_8O	82,3 °C	produz cetona
C	C_3H_8O	97,8 °C	produz aldeído

a) Com base nos resultados da tabela, dê o nome e escreva a fórmula estrutural do produto da oxidação branda de **B**.
b) Escreva as fórmulas estruturais de **A** e de **C** e explique por que o ponto de ebulição de **A** é menor do que o ponto de ebulição de **C**.

9. (Fuvest-SP) É possível preparar etileno e éter etílico a partir do álcool etílico, de acordo com o esquema:

álcool etílico ⟶ etileno + substância **X**
álcool etílico ⟶ éter etílico + substância **Y**

As substâncias **X** e **Y** representam, respectivamente:

a) água e água.
b) hidrogênio e hidrogênio.
c) água e hidrogênio.
d) oxigênio e hidrogênio.
e) oxigênio e água.

10. (Vunesp-SP) O "éter sulfúrico" é obtido industrialmente pela desidratação do etanol, em presença de H_2SO_4. A mesma reação, ocorrendo em temperaturas mais elevadas, produz o alceno correspondente. O éter e o alceno têm, respectivamente, as fórmulas:

a) $H_3C-CH_2-O-CH_2-CH_3$ e C_2H_4.
b) $H_3C-O-CH_3$ e C_2H_6.
c) $H_3C-\overset{\overset{O}{\|}}{C}-CH_3$ e CH_4.
d) $H_3C-\overset{\overset{O}{\|}}{C}-H$ e C_2H_2.
e) $H_3C-\overset{\overset{O}{\|}}{C}-OH$ e C_6H_6.

11. (UFRJ) A tabela a seguir apresenta algumas propriedades físicas de quatro substâncias orgânicas:

Nome	Fórmula molecular	Massa molecular	Ponto de fusão (°C)	Ponto de ebulição (°C)
pentano	C_5H_{12}	72	–130	36
butanal	C_4H_8O	72	–99	76
1-butanol	$C_4H_{10}O$	74	–90	118
ácido propanóico	$C_3H_6O_2$	74	–22	141

a) Explique por que o butanal apresenta um ponto de ebulição mais elevado do que o pentano.

b) Escreva a equação da reação do ácido propanóico com o 1-butanol e dê o nome do composto orgânico obtido.

12. (UEL-PR) O acetato de n-butila, importante solvente de tintas, pode ser obtido pela reação entre ácido acético e:

a) 1-butanol.
b) 2-butanol.
c) butanal.
d) butano.
e) butanona.

13. (UFRJ) A própolis, material resinoso coletado pelas abelhas, possui propriedades antiinflamatórias e cicatrizantes. A própolis contém mais de 200 compostos identificados até o momento; entre esses compostos, alguns são de estrutura simples, como os apresentados a seguir:

I — C_6H_5CHO

II — $C_6H_5CH_2OH$

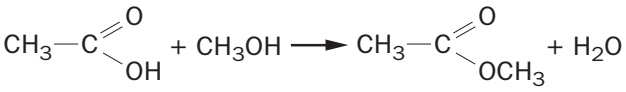
III — $C_6H_5COOCH_2CH_3$

a) Identifique as funções orgânicas dos compostos I e II.

b) O composto III é um éster que pode ser obtido pela reação de um ácido carboxílico com um álcool.

Escreva as fórmulas estruturais do ácido carboxílico e do álcool que produzem esse composto.

14. (Fuvest-SP) Considere a reação representada a seguir:



Se, em outra reação, semelhante à primeira, a mistura de ácido acético e metanol for substituída pelo ácido 4-hidroxibutanóico, os produtos da reação serão água e um:

a) ácido carboxílico insaturado com 4 átomos de carbono por molécula.

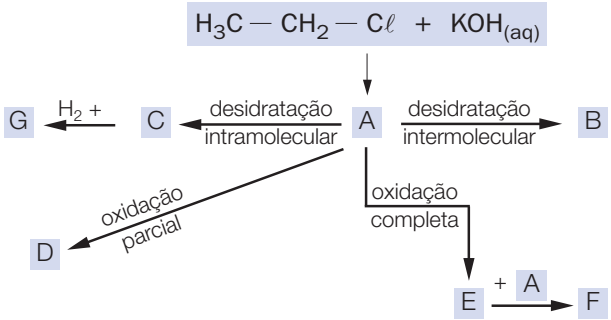
b) éster cíclico com 4 átomos de carbono por molécula.

c) álcool com 4 átomos de carbono por molécula.

d) éster cíclico com 5 átomos de carbono por molécula.

e) álcool com 3 átomos de carbono por molécula.

15. O esquema a seguir mostra um conjunto de reações no qual as substâncias orgânicas são indicadas por letras:



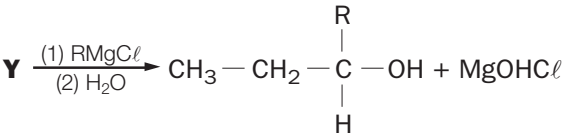
Dê as fórmulas estruturais e os nomes dos compostos orgânicos **A**, **B**, **C**, **D**, **E**, **F** e **G**.

• Aldeídos

16. A ingestão de bebidas alcoólicas pode provocar, no dia seguinte, mal-estar ou ressaca. Uma das substâncias responsáveis por esse mal-estar é o acetaldeído (aldeído acético ou etanal), que se formou a partir do álcool presente na bebida. Equacione a reação que transforma o álcool da bebida no aldeído mencionado.

17. (UFRJ) V. Grignard, prêmio Nobel de Química em 1912, desenvolveu importantes estudos utilizando reagentes de fórmula geral **RMgX**, mais tarde conhecidos como reagentes de Grignard.

Um composto orgânico **Y** de massa molecular 58 sofre reação de adição com reagente de Grignard (1) e posterior hidrólise (2), como esquematizado a seguir:



a) Qual o nome do composto **Y**?

b) Apresente a fórmula estrutural de um isômero de função do produto dessa reação, quando utilizamos como reagente de Grignard o composto $CH_3MgC\ell$.

18. (UFPR) O propanal reage com o cloreto de metilmagnésio dando um produto de adição, o qual, por hidrólise, produz o composto orgânico **A**.

Pedem-se:

a) a reação citada;

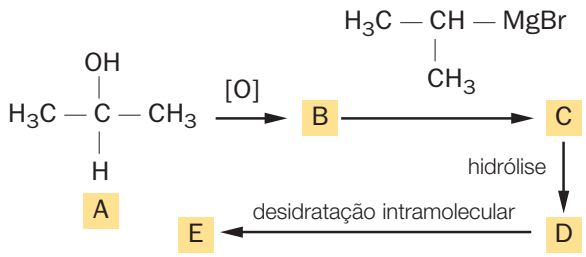
b) o nome do composto **A**, a função à qual pertence e, se for o caso, sua classificação quanto à posição do grupo funcional na cadeia carbônica.

19. (UFSC) Os aldeídos e as cetonas reagem com os compostos de Grignard (**R — MgX**), originando um composto intermediário que, por hidrólise, dá origem a diferentes álcoois.

Indique o(s) álcool(is) que pode(m) ser obtido(s) pela reação, em separado, do metanal, do etanal e da propanona com o cloreto de metil magnésio.

I — Somente etanol.
II — Etanol.
III — 2-propanol.
IV — Metanol.
V — Metil-2-propanol.
VI — 1-propanol.
VII — 2-butanol.

20. (UFOP-MG) A partir de um composto **A**, dê a fórmula estrutural dos produtos orgânicos obtidos nas diversas etapas:



21. (Puccamp-SP) Certos alimentos dietéticos contêm frutose, em vez de glicose. A frutose é:

I — isômero funcional da glicose.
II — diferenciada da glicose por não reagir com íons $Cu^{2+}_{(aq)}$, em condições apropriadas, formando Cu_2O (reação de Benedict).
III — carboidrato presente em frutas.

Dessas afirmações:
a) somente **I** é correta.
b) somente **II** é correta.
c) somente **III** é correta.
d) somente **I** e **III** são corretas.
e) **I**, **II** e **III** são corretas.

• Ácidos carboxílicos

22. (UFPel-RS) "Os ácidos orgânicos de baixo peso molecular têm sido encontrados na atmosfera em regiões urbanas, suburbanas e rurais. Os poluentes encontrados nessas áreas incluem o ácido fórmico, o ácido acético, o ácido oxálico (ácido etanodióico), o ácido glicólico (ácido hidróxi-etanóico), o ácido benzóico (ácido fenil metanóico) e outros, contribuindo aproximadamente com 11% dos compostos orgânicos presentes no material particulado atmosférico."

(*Química Nova*. n. 3. v. 20.)

a) Quais os compostos alifáticos, saturados e monocarboxílicos citados no texto?
b) Dê a fórmula estrutural e a nomenclatura oficial de um isômero de função do ácido benzóico.
c) O ácido fórmico pode ser obtido por hidrólise do formiato de butila. Equacione essa reação.

23. (UERJ) "Um modo de prevenir doenças cardiovasculares, câncer e obesidade é não ingerir gordura do tipo errado. A gordura pode se transformar em uma fábrica de radicais livres no corpo, alterando o bom funcionamento das células.
As consideradas boas para a saúde são as insaturadas de origem vegetal, bem como a maioria dos óleos.
Quimicamente, os óleos e as gorduras são conhecidos como glicerídeos, que correspondem a ésteres da glicerina, com radicais graxos."

(Adaptado de: *Jornal do Brasil*, 23 ago. 1998.)

A alternativa que representa a fórmula molecular de um ácido graxo de cadeia carbônica insaturada é:
a) $C_{12}H_{24}O_2$.
b) $C_{14}H_{30}O_2$.
c) $C_{16}H_{32}O_2$.
d) $C_{18}H_{34}O_2$.

24. (UFES) Dentre os ácidos a seguir, o que apresenta maior constante de ionização (K_a) é:

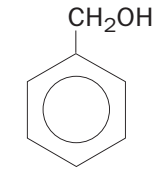
a) $H_3C — CH_2 — CH_2 — C(=O)OH$
b) $H — C(=O)OH$
c) $H_3C — C(=O)OH$
d) $H_3C — CH_2 — C(=O)OH$
e) $H_3C — CH_2 — CH_2 — CH_2 — C(=O)OH$

25. (Fuvest-SP) A seguir estão tabeladas as constantes de dissociação (K_a) de uma série de ácidos carboxílicos:

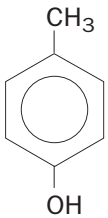
Ácido carboxílico	K_a
H_3CCOOH	$1{,}8 \cdot 10^{-5}$
$H_2CC\ell COOH$	$1{,}4 \cdot 10^{-3}$
$HCC\ell_2COOH$	$5{,}6 \cdot 10^{-2}$
$CC\ell_3COOH$	$2{,}3 \cdot 10^{-1}$

a) Justifique a ordem relativa dos valores de K_a.
b) Considerando soluções equimolares desses ácidos, qual tem maior pH? Justifique.

26. (UFPR) Como diferenciar, por meio de reações químicas, os isômeros a seguir?



álcool benzílico

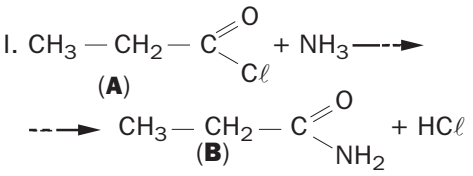


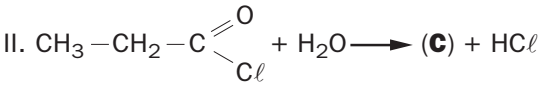
p-cresol

27. (UFSC) Um composto orgânico que reage com uma solução 0,5 molar de NaOH poderá ser:

I — um álcool ou um aldeído.
II — um hidrocarboneto.
III — um fenol.
IV — um álcool ou um ácido carboxílico.
V — apenas um ácido carboxílico.
VI — um ácido carboxílico.

28. (UFRJ) As reações a seguir são exemplos de reações de substituição em derivados de ácidos carboxílicos:





a) Identifique, na reação I, as funções orgânicas dos compostos (**A**) e (**B**).
b) Escreva o nome do composto (**C**) da reação II.

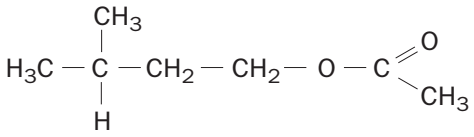
29. (Unicamp-SP) Uma das substâncias responsáveis pelo odor característico do suor humano é o ácido capróico ou hexanóico, $C_5H_{11}COOH$. Seu sal de sódio é praticamente inodoro por ser menos volátil. Em conseqüência dessa propriedade, em algumas formulações de talco adiciona-se bicarbonato de sódio (hidrogenocarbonato de sódio, $NaHCO_3$), para combater os odores da transpiração.
a) Escreva a equação química representativa da reação do ácido capróico com o $NaHCO_3$.
b) Qual é o gás que se desprende da reação?

• Ésteres

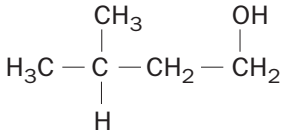
30. (UFPE) Ao se aquecer ácido butanóico, que possui um cheiro desagradável, com etanol na presença de pequena quantidade de ácido sulfúrico, forma-se uma substância com odor de abacaxi. Essa substância é um:
a) éter.
b) éster.
c) composto aromático.
d) anidrido.
e) aldeído.

31. (UERJ) Muitos produtos, como por exemplo balas e chicletes, contêm no rótulo a informação de que possuem flavorizantes, substâncias que imitam sabor e odor de frutas. O etanoato de isobutila, flavorizante de morango, é uma delas.
a) Escreva a fórmula estrutural plana do etanoato de isobutila e indique a função química a que pertence.
b) Sabendo-se que o etanoato de isobutila pode ser obtido pela reação entre o etanóico e um álcool, escreva a equação química correspondente à sua obtenção.

32. (Vunesp-SP) Sobre o aromatizante de fórmula estrutural



são feitas as seguintes afirmações:
I — A substância tem o grupo funcional éter.
II — A substância é um éster do ácido etanóico.
III — A substância pode ser obtida pela reação entre o ácido etanóico e o álcool de fórmula estrutural dada a seguir:



Estão corretas as afirmações:
a) I, apenas.
b) II, apenas.
c) I e III, apenas.
d) II e III, apenas.
e) I, II e III.

33. Equacione a reação entre 1 mol de glicerina e 3 mol de ácido linolênico ($C_{17}H_{29}—C(=O)—OH$); classifique o produto orgânico como óleo ou gordura.

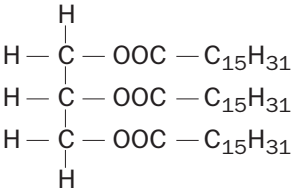
34. (UNI-RIO) O óleo de milho contém aproximadamente 59% de triglicerídios poliinsaturados, enquanto a margarina contém em torno de 18% desses triglicerídios. A preparação de margarina a partir do óleo de milho é uma reação de adição efetuada com:
a) H_2.
b) H_2O.
c) HI.
d) I_2.
e) O_2.

35. (Fuvest-SP) Na reação de saponificação

$$CH_3COOCH_2CH_2CH_3 + NaOH \longrightarrow X + Y$$

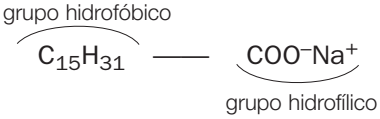
os produtos **X** e **Y** são:
a) álcool etílico e propionato de sódio.
b) ácido acético e propóxido de sódio.
c) acetato de sódio e álcool propílico.
d) etóxido de sódio e ácido propanóico.
e) ácido acético e álcool propílico.

36. (EFOA-MG) Uma gordura tem fórmula:

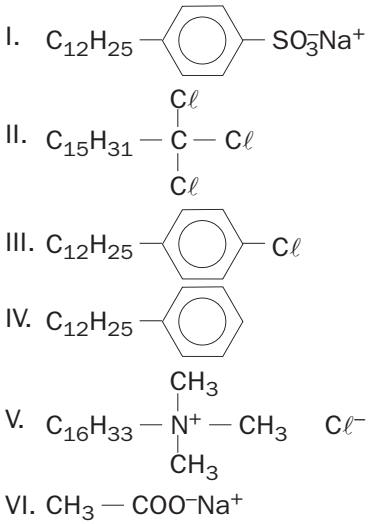


a) Qual é a função orgânica presente no composto?
b) Escreva a equação balanceada da reação da gordura em questão com solução concentrada de NaOH a quente, identificando as funções orgânicas a que pertencem os produtos da reação.

37. (Unicamp-SP) Substâncias com propriedades detergentes, como por exemplo os sabões, caracterizam-se por terem em suas moléculas um grupo hidrofílico, capaz de formar fortes ligações de hidrogênio com a água, e um grupo hidrofóbico, geralmente uma cadeia carbônica longa. Como exemplo de um sabão tem-se:



Das moléculas representadas a seguir, escreva as fórmulas das que poderiam apresentar propriedades detergentes e indique os grupos hidrofílicos e os hidrofóbicos.



• Aminas

38. (ENCE-UERJ-Cefet-UFRJ)

> Mau cheiro do corpo tem causa hereditária

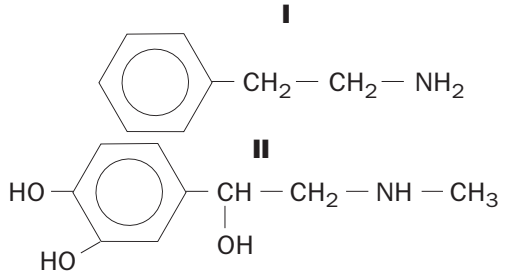
O cheiro desagradável que algumas pessoas exalam pode ter origem numa deficiência metabólica hereditária, segundo artigo publicado no *British Medical Journal*.

(*Jornal do Brasil*, 11 set. 1993.)

O distúrbio a que se refere o artigo acima é chamado de trimetilaminúria ou síndrome do cheiro de peixe, que ocorre quando o organismo não consegue metabolizar a trimetilamina presente no processo de digestão. Das substâncias a seguir, aquela que em água também possui caráter básico é:

a) fenol.
b) etanol.
c) etanonitrila.
d) etanoamida.
e) dimetilamina.

39. (Fuvest-SP) A seguir são dadas as fórmulas de dois compostos que agem sobre o sistema nervoso simpático: (I) β-feniletilamina, encontrada no chocolate, e (II) adrenalina, um hormônio animal, estimulante cardíaco.



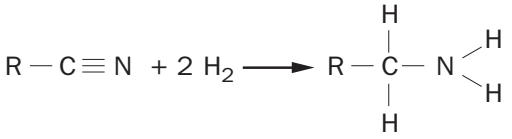
a) Escreva a equação da reação de β-feniletilamina com ácido clorídrico.
b) Quais são as funções orgânicas que devem ser responsáveis pela propriedade fisiológica particular da adrenalina?

40. Um dos aminoácidos mais conhecidos é a alanina, cuja fórmula estrutural pode ser construída substituindo-se três átomos de hidrogênio do metano pelos grupos carboxila e amino e pelo radical metil. Com base nessas informações, construa a fórmula estrutural da alanina e indique a sua fórmula molecular.

41. Analisando a estrutura da alanina, explique por que ela apresenta caráter ácido e básico simultaneamente.

42. (PUC-SP) Considera-se que as proteínas são constituídas de moléculas menores, devidamente interligadas. Relativamente a essas substâncias de menor massa molecular, pede-se indicar:
a) seu nome;
b) os grupos funcionais que estão presentes nas suas moléculas.

43. Considere a reação genérica:



Equacione a reação entre cianeto de propila ($H_3C — CH_2 — CH_2 — CN$) e hidrogênio e dê o nome do produto formado.

44. A redução de nitrocompostos pode ser representada por:

$$R — NO_2 + 3\ H_2 \longrightarrow R — NH_2 + 2\ H_2O$$

Com base nessa reação, equacione a redução do para-nitrotolueno.

UNIDADE 27

Polímeros

Alguns tipos de moléculas pequenas, chamadas **monômeros**, podem ligar-se entre si, dando origem a macromoléculas, denominadas **polímeros** (do grego *poli* = muitos + *meros* = partes), por meio de uma reação denominada **polimerização**.

Na natureza existem alguns polímeros: celulose, proteínas, látex. Os químicos também criaram polímeros sintéticos, "copiando" os polímeros naturais.

POLÍMEROS SINTÉTICOS

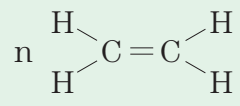
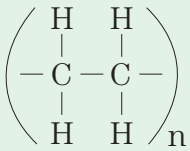
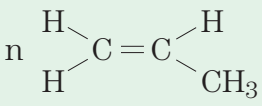
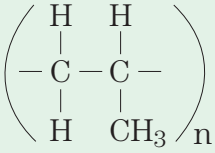
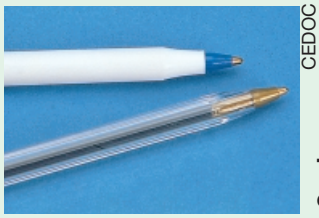
Os polímeros sintéticos podem ser classificados basicamente em dois grupos: de adição e de condensação.

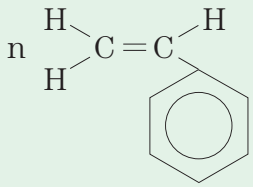
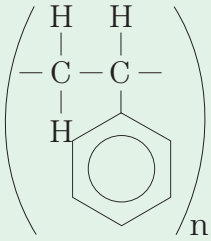
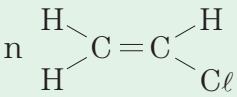
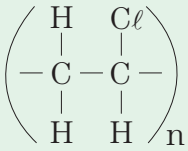
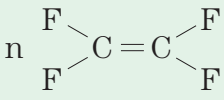
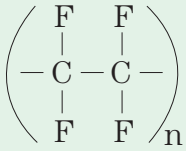
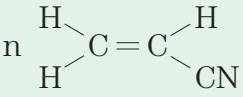
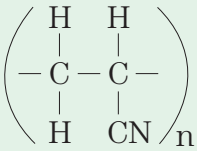
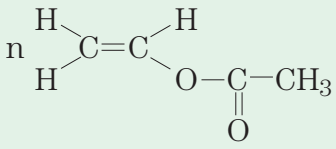
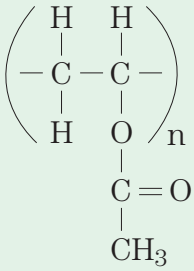
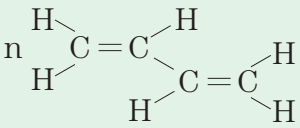
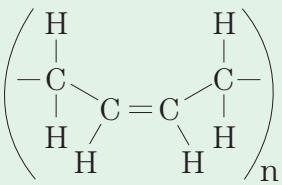
POLÍMEROS DE ADIÇÃO

As substâncias utilizadas na produção desses polímeros apresentam obrigatoriamente pelo menos uma dupla ligação entre carbonos. Durante a polimerização, ocorre a ruptura da ligação π e a formação de duas novas ligações simples, como mostra o esquema:



O quadro a seguir apresenta alguns monômeros e os respectivos polímeros e objetos obtidos a partir deles:

Monômero $\xrightarrow[\text{catalisador}]{\text{P, T}}$ polímero		Objetos
 etileno	 polietileno	 Thales Trigo  Thales Trigo **Recipientes para líquidos e capas para fios elétricos.**
 propileno	 polipropileno	 CEDOC **Tubos de canetas esferográficas.**

Monômero $\xrightarrow[\text{catalisador}]{\text{P, T}}$ polímero		Objetos
 estireno	 poliestireno	Thales Trigo  **Recipientes de isopor.**
 cloreto de vinila	 policloreto de vinila (PVC)	Thales Trigo  **Canos para água e discos.**
 tetrafluoretileno	 politetrafluoretileno (PTFE) teflon	 Fotos: Thales Trigo **Películas antiaderentes para panelas e fita vedante.**
 cianeto de vinila acrilonitrila	 policianeto de vinila poliacrilonitrila	 Thales Trigo **Roupas e mantas para o inverno.**
 acetato de vinila	 poliacetato de vinila (PVA)	 Christof Gunkel **Colas, tintas, esmaltes e chicletes.**
 eritreno	 polieritreno borracha sintética	 CEDOC **Mangueiras de bombas de combustível.**

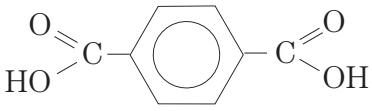
POLÍMEROS DE CONDENSAÇÃO

Esses polímeros são formados, geralmente, pela reação entre dois monômeros diferentes, com a eliminação de moléculas pequenas — por exemplo, água. Nesse tipo de polimerização, os monômeros não precisam apresentar duplas ligações entre carbonos, mas é necessária a existência de dois tipos de grupos funcionais diferentes.

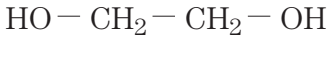
Veja, a seguir, alguns polímeros de condensação e suas aplicações.

Poliéster

Um dos tipos de poliéster mais comuns é o **dracon**, obtido pela reação entre ácido tereftálico e o etileno-glicol (etanodiol):

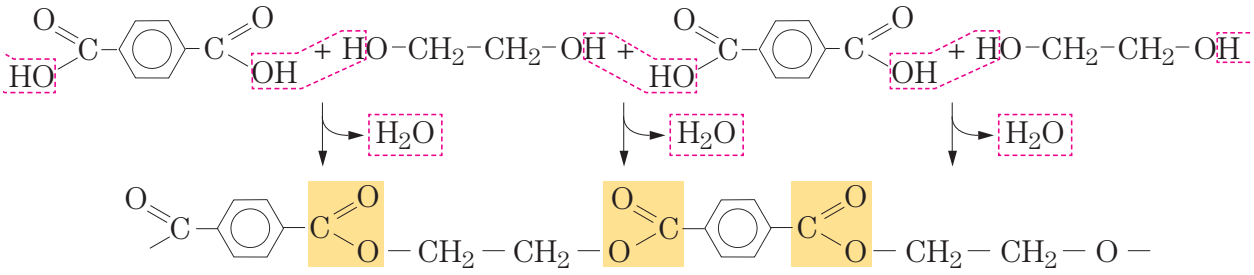


ácido tereftálico



etileno-glicol
etanodiol

A reação pode ser representada pela equação:





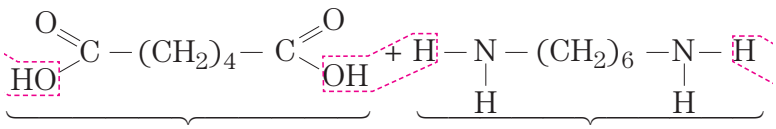
CEDOC

Poliéster: usado na produção de fitas magnéticas, de recipientes de produtos de limpeza, de mangueiras e de tecidos.



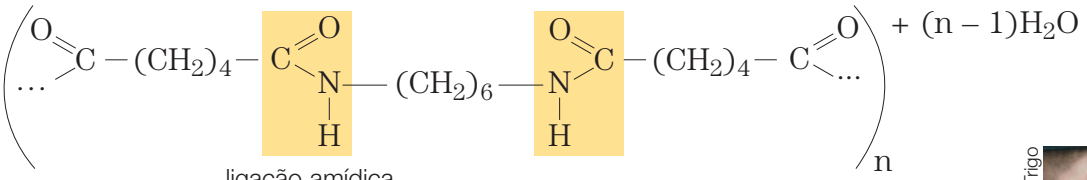
Christof Gunkel

Poliamidas



ácido adípico
(hexanodióico)
6 carbonos

hexametilenodiamina
(1, 6-hexanodiamina)
6 carbonos



náilon 66

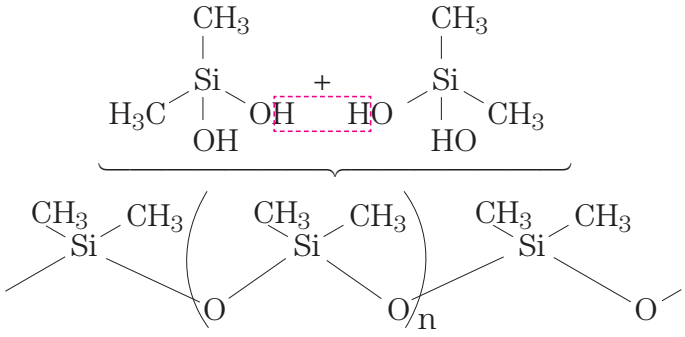
Thales Trigo



Náilon: usado na produção de roupas, tecidos e fibras em geral.

O quadro a seguir apresenta outros polímeros de condensação e alguns objetos obtidos a partir deles:

- **Silicones**

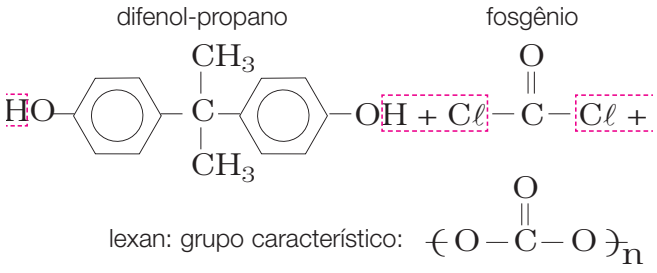


Thales Trigo



Brinquedos e próteses estéticas.

- **Policarbonato**

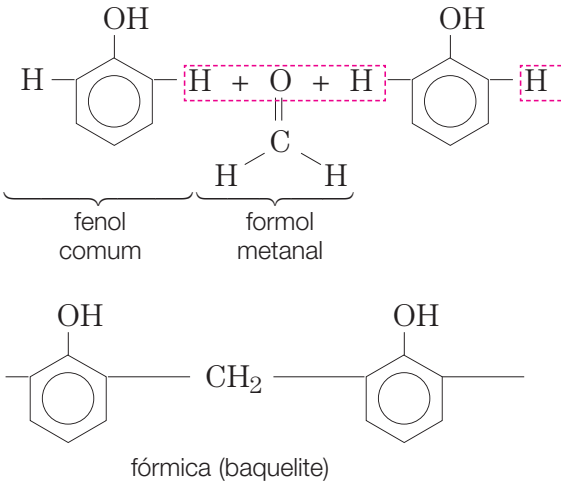


Ricardo Azoury / Pulsar



Escudos de proteção.

- **Polifenol**



CEDOC



Bolas de bilhar, suporte para câmeras, telefones e cabos de panelas.

Exercícios de classe

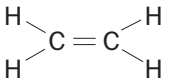
• Adição

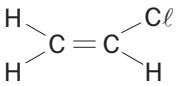
1. Defina monômero e polímero.

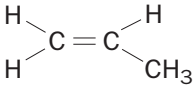
2. O esquema abaixo mostra uma reação genérica de polimerização por adição:

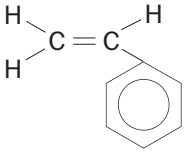


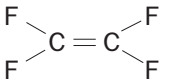
Com base na representação, equacione as polimerizações das seguintes substâncias e indique o nome do polímero e uma aplicação (uso):

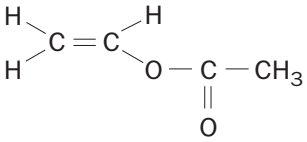
a)  etileno

b)  cloreto de vinila

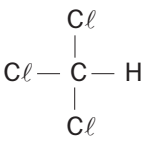
c)  propileno

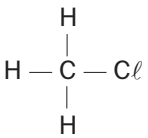
d)  estireno

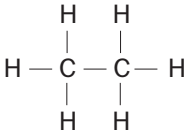
e)  tetrafluoretileno

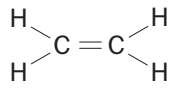
f)  acetato de vinila

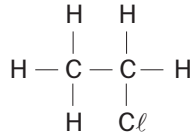
3. (Fuvest-SP) Qual das moléculas representadas a seguir tem estrutura adequada à polimerização, formando macromoléculas?

a) 

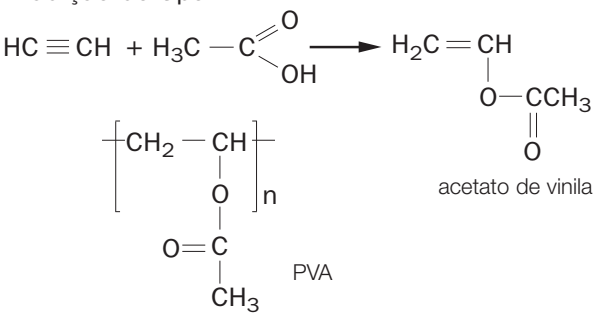
b) 

c) 

d) 

e) 

4. (Unesp-SP) Acetileno pode sofrer reações de adição do tipo:

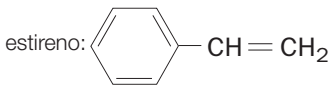


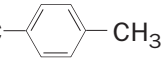
A polimerização do acetato de vinila forma o PVA, de fórmula estrutural mostrada acima.

a) Escreva a fórmula estrutural do produto de adição do HCℓ ao acetileno.

b) Escreva a fórmula estrutural da unidade básica do polímero formado pelo cloreto de vinila (PVC).

5. (Fuvest-SP) O monômero utilizado na preparação do poliestireno é o estireno:



	Substância	Temperatura de ebulição (°C), à pressão ambiente
I	$CH_3(CH_2)_3CH_3$	36
II	$NC-CH=CH_2$	77
III		138

O poliestireno expandido, conhecido por isopor, é fabricado polimerizando-se o monômero misturado com pequena quantidade de um outro líquido. Formam-se pequenas esferas de poliestireno, que aprisionam esse outro líquido. O posterior aquecimento das esferas a 90 °C, sob pressão ambiente, provoca o amolecimento do poliestireno e a vaporização total do líquido aprisionado, formando-se, então, uma espuma de poliestireno (isopor).

Considerando que o líquido de expansão não deve ser polimerizável e deve ter temperatura de ebulição adequada, dentre as substâncias indicadas na tabela dada, é correto utilizar, como líquido de expansão, apenas:

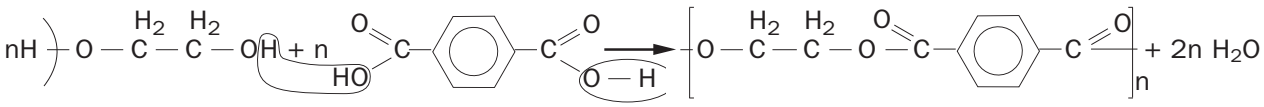
a) I.
b) II.
c) III.
d) I ou II.
e) I ou III.

• **Condensação**

6. (Vunesp-SP) O náilon é um polímero obtido pela reação entre ácido hexanodióico e 1, 6-diaminohexano. As fórmulas moleculares do ácido dicarboxílico e da diamina são, respectivamente:

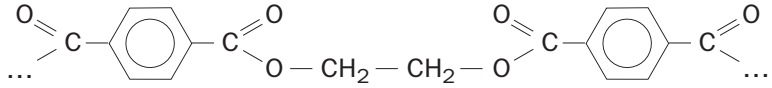
a) $C_4H_8O_2$ e $C_4H_6N_4$.
b) $C_5H_{10}O_3$ e C_6H_6N.
c) $C_6H_8O_2$ e $C_6H_8N_2$.
d) $C_6H_{10}O_4$ e $C_6H_{16}N_2$.
e) $C_8H_{12}O_2$ e $C_6H_{14}N_2$.

7. (Puccamp-SP) O polímero dracon, usado na fabricação de tecidos, é obtido pela condensação do etilenoglicol com ácido tereftálico:



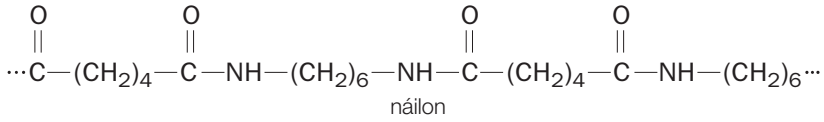
Na estrutura do monômero caracteriza-se a função:
a) éter. b) aldeído. c) anidrido de ácido. d) cetona. e) éster.

8. Uma das fibras mais comuns na indústria têxtil é o poliéster. Um fragmento dessa fibra pode ser representado por:

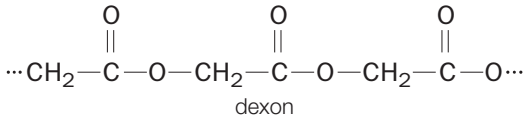


a) Indique o grupo funcional característico dessa fibra.
b) A quais funções pertencem os monômeros que devem ser utilizados para produzi-la?

9. (Unesp-SP) Estão representados a seguir fragmentos dos polímeros náilon e dexon, ambos usados como fios de suturas cirúrgicas.



náilon



dexon

a) Identifique os grupos funcionais dos dois polímeros.
b) O dexon sofre hidrólise no corpo humano, sendo integralmente absorvido no período de algumas semanas. Neste processo, a cadeia polimérica é rompida, gerando um único produto, que apresenta duas funções orgânicas. Escreva a fórmula estrutural do produto e identifique estas funções.

POLÍMEROS NATURAIS

Os polímeros naturais são: a **borracha**; os **polissacarídeos**, como celulose, amido e glicogênio; e as **proteínas**.

A borracha natural é um polímero de adição, ao passo que os polissacarídeos e as proteínas são polímeros de condensação, obtidos, respectivamente, a partir de monossacarídeos e aminoácidos.



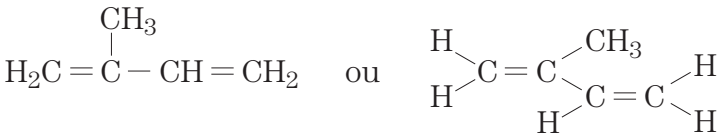
Billy Hustage / Tony Stone

A seringueira, árvore típica da região Amazônica, da qual se extrai o látex.

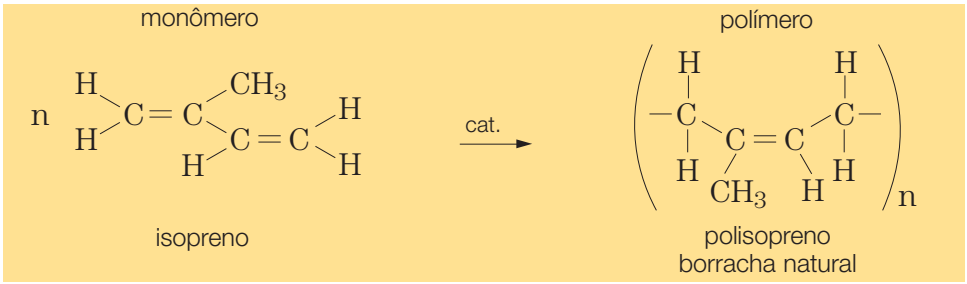
BORRACHA

A borracha natural é obtida da árvore *Hevea brasiliensis* (seringueira), por incisão feita em seu caule, obtendo-se um líquido branco de aspecto leitoso, conhecido atualmente por **látex**.

O monômero da borracha natural é o 2-metil-1, 3-butadieno (isopreno):



A reação de polimerização ocorre ainda na seringueira com o auxílio de uma enzima.

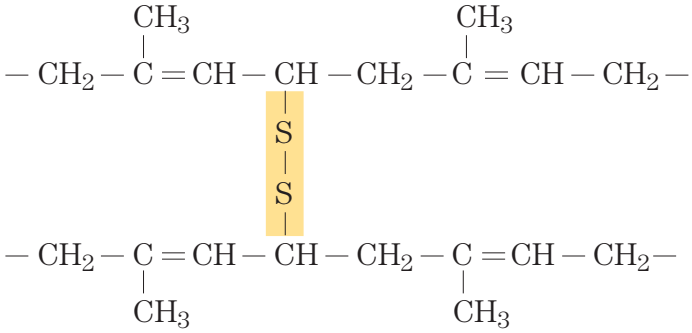


Vulcanização

O látex obtido da seringueira é precipitado, dando origem a uma massa viscosa que é a borracha natural. A utilização desse tipo de borracha é limitada, pois ela se torna quebradiça em dias frios e extremamente gosmenta em dias quentes.

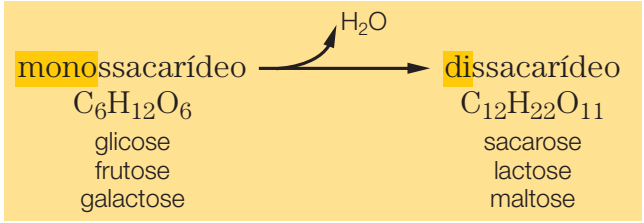
Essa massa viscosa, quando aquecida com enxofre, produz a **borracha vulcanizada** — um material bastante elástico, que não sofre alteração significativa com pequenas variações de temperatura e é bastante resistente ao atrito.

A estrutura a seguir corresponde a um fragmento da cadeia da borracha vulcanizada, utilizada na fabricação de pneus:



POLISSACARÍDEOS

A celulose, o amido e o glicogênio são denominados polissacarídeos, uma vez que são obtidos pela polimerização dos monossacarídeos, cuja fórmula molecular é $C_6H_{12}O_6$. Esquematicamente, sua formação é a seguinte:



O dissacarídeo mais importante é a sacarose, conhecida também por **açúcar de cana** ou **açúcar comum**.

A união de várias moléculas de monossacarídeos dá origem aos polissacarídeos, como o amido, o glicogênio e a celulose:

$$n\ C_6H_{12}O_6 \longrightarrow (C_6H_{10}O_5)_n + (n-1)\ H_2O$$

glicose → amido, glicogênio e celulose

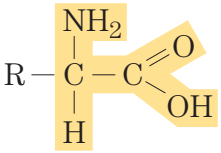
O amido é a mais importante fonte de carboidratos para o nosso organismo. Está presente na forma de grãos das sementes e de raízes de numerosas plantas, como: batata, trigo, arroz, milho, mandioca, centeio e cevada.

O polissacarídeo mais abundante na natureza é a celulose, que o ser humano é incapaz de digerir, ao contrário dos bovinos e outros ruminantes, que possuem no trato digestivo bactérias produtoras de enzimas (celulase) capazes de metabolizá-la. Já os cupins apresentam, no sistema digestório, um protozoário (*triconinpha*) produtor de enzimas que também metaboliza a celulose.

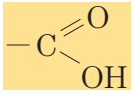
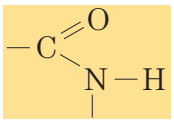
PROTEÍNAS OU POLIPEPTÍDEOS

As proteínas são polímeros formados a partir da condensação de α-aminoácidos e estão presentes em todas as células vivas. Algumas proteínas fazem parte da estrutura dos organismos, como fibras musculares, cabelo e pele; outras funcionam como catalisadores nas reações que ocorrem nos organismos e, nesse caso, são denominadas **enzimas**. Há, ainda, as proteínas que atuam como reguladores do metabolismo — os hormônios — e as que fazem parte dos sistema imunológico.

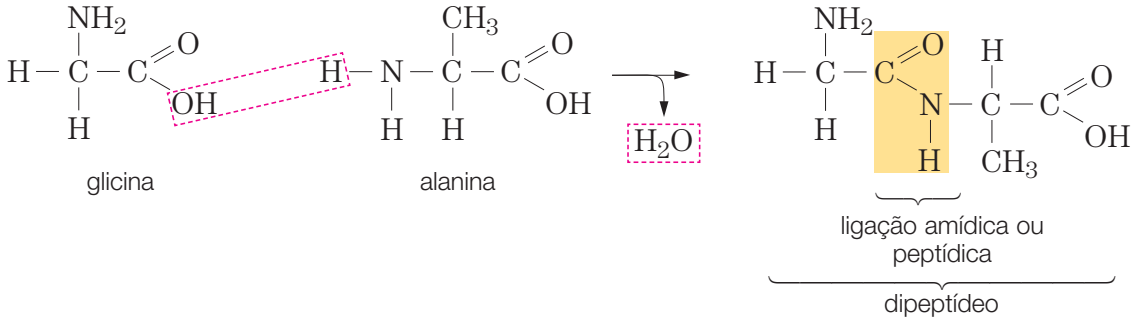
Os α-aminoácidos podem ser representados genericamente por:



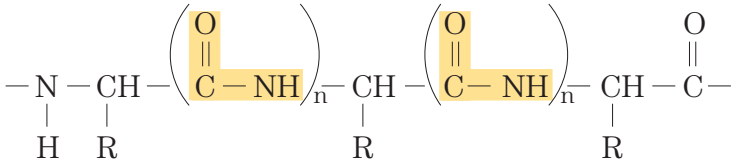
em que **R** são agrupamentos que irão originar diferentes aminoácidos.

A interação responsável pela formação de proteínas ocorre entre o grupo ácido  , presente em uma molécula de aminoácido, e o grupo básico $-NH_2$, presente em outra molécula, com a eliminação de uma molécula de água, originando uma ligação amídica ou peptídica:  .

Um exemplo pode ser o da interação entre a glicina e a alanina, a qual origina um dipeptídeo:



A união de (**n**) α-aminoácidos origina uma proteína ou um polipeptídeo. Sua representação pode ser dada por:



Cada proteína apresenta uma seqüência característica de α-aminoácidos (α-aa), denominada **estrutura primária**, que indica quais são os α-aa presentes e qual é a seqüência em que estão unidos, originando uma cadeia principal, em que os grupos **R** constituem cadeias laterais.

Exercícios de classe

1. (FCMSC-SP) O látex extraído do caule de seringueiras é uma mistura de muitas substâncias. A substância comercialmente importante é um polímero pertencente à função:
a) cetona.
b) aldeído.
c) álcool.
d) hidrocarboneto.
e) aminoácidos.

2. (FCMSC-SP) A vulcanização da borracha baseia-se na reação do látex natural com quantidades controladas de:
a) chumbo.
b) enxofre.
c) ozônio.
d) magnésio.
e) parafina.

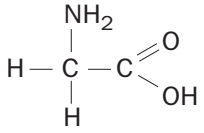
3. (PUC-RS) Considere o esquema a seguir:

$$n\ C_6H_{12}O_6 \longrightarrow (C_6H_{10}O_5)_n + n\ H_2O$$

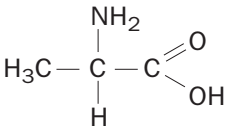
O produto dessa reação caracteriza:
a) proteína.
b) poliéster.
c) polissacarídeo.
d) borracha natural.
e) borracha sintética.

4. (FEI-SP) A celulose é um polímero formado por associações de moléculas de:
a) aminoácidos.
b) glicose.
c) ácidos graxos.
d) fenóis.
e) ésteres.

5. A união de dois aminoácidos produz um dipeptídeo com eliminação de uma molécula de água. Considerando os aminoácidos a seguir:



glicina

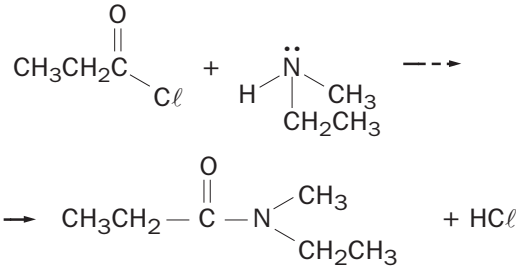


alanina

una-os e represente a formação de um dipeptídeo.

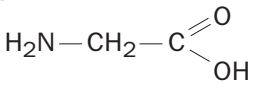
6. (Cesgranrio-RJ) Indique, entre as substâncias a seguir, qual delas pode ser uma das unidades constituintes de uma proteína:
a) $HS-CH_2CH_2CH_2CH_2COOH$
b) $CH_3CH_2CH_2CH_2NH_2$
c) $HO-CH_2-CH(OH)-CH(OH)-CH(OH)-\cdots-COOH$
d) $(CH_3)_2CH-CH(NH_2)-COOH$
e) $CH_3CH_2CH=CH-CH_2-COOH$

7. (UFSM-RS) Observe a reação:

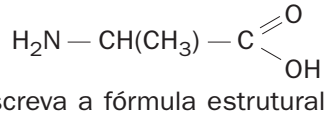


Na reação para síntese de *N*-etil — *N*-metil — propanamida, é formada uma ligação entre um átomo de carbono carbonílico e um átomo de nitrogênio, conhecida como ligação amida. Essa ligação, chamada peptídica, é também comum em macromoléculas de origem natural encontradas em seres vivos, as quais são:
a) o amido.
b) os triglicerídeos.
c) o *naylon* 66.
d) o glicogênio.
e) as proteínas.

8. (Cesgranrio-RJ) São dadas as fórmulas dos seguintes aminoácidos:



glicina (GLI)



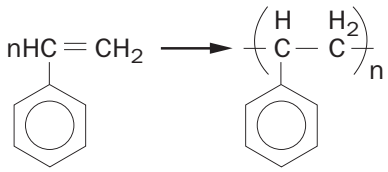
alanina (ALA)

Escreva a fórmula estrutural de um fragmento de proteína GLI-ALA-GLI.

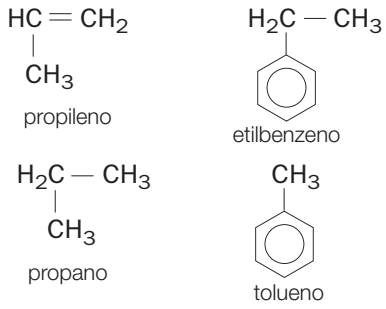
Exercícios propostos

• Adição

1. (Unicamp-SP) O estireno é polimerizado formando o poliestireno (um plástico muito utilizado em embalagens e objetos domésticos), de acordo com a equação:

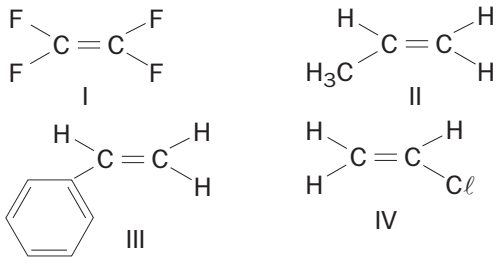


a) Dos compostos orgânicos a seguir, qual deles poderia se polimerizar numa reação semelhante?



b) Faça a equação correspondente e dê o nome do polímero formado.

2. (UFPI) Alguns polímeros orgânicos, como o teflon e o poliestireno, são de extrema utilidade na fabricação de brinquedos, utensílios domésticos e outros artigos de plástico. Marque a opção que representa as estruturas dos precursores (unidades monoméricas) dos polímeros mencionados acima:

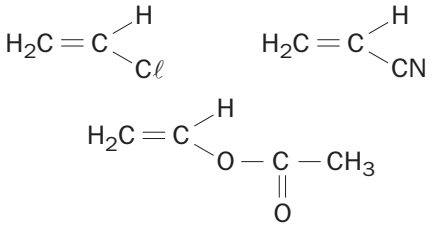


a) I, II.
b) I, III.
c) I, IV.
d) II, III.
e) III, IV.

3. (UFU-MG) Se você olhar ao seu redor, provavelmente identificará algum objeto constituído de um polímero. A tinta da parede, a caneta e o material de seu tênis são alguns exemplos. Os polímeros estão em toda parte, tornando nossa vida um pouco mais confortável.
Responda:

a) O que é um polímero e qual sua constituição?
b) Desenhe a estrutura básica do polietileno, um dos mais simples e mais importantes polímeros sintetizados pelo homem.

4. (Fuvest-SP)



Os compostos representados acima podem ser obtidos por reações de adição de substâncias adequadas ao:

a) metano.
b) eteno.
c) etino.
d) propeno.
e) 2-butino.

5. (Fuvest-SP) Cianeto de vinila pode ser produzido como equacionado a seguir:

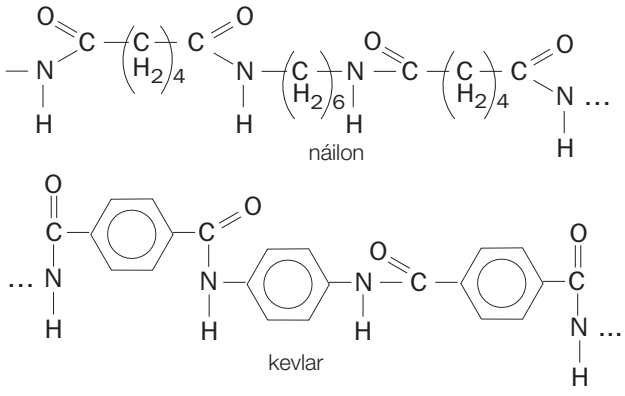


Analogamente, o ácido acético pode-se adicionar ao acetileno, produzindo um composto insaturado. A polimerização deste último produz o polímero poli (acetato de vinila).

a) Escreva a fórmula estrutural do produto de adição do ácido acético ao acetileno.
b) Dê a fórmula estrutural da unidade que se repete na cadeia do poli (acetato de vinila).

• Condensação

6. (FSM) Sobre os polímeros náilon e kevlar, parcialmente representados a seguir, é correto afirmar:



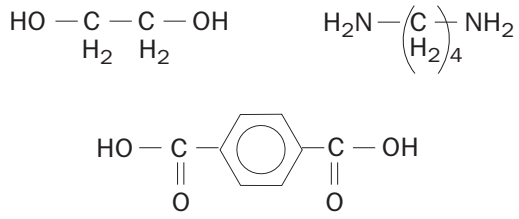
a) Ambos são poliamidas.
b) O kevlar é um poliéster.

c) Na formação do náilon participam dois monômeros: uma amina e um ácido carboxílico, cada qual com dois grupos funcionais.

d) Na formação do kevlar temos a participação de um só tipo de monômero, uma amida.

e) O náilon é um polietileno.

7. (Unesp-SP) Os monômeros de fórmulas estruturais mostradas são utilizados na obtenção de importantes polímeros sintéticos.



Escreva a unidade de repetição dos polímeros formados por reações de condensação (isto é, com eliminação de água) entre:

a) ácido dicarboxílico e diol;
b) ácido dicarboxílico e diamina.

8. (Fuvest-SP) O ácido 4-hidroxibutanóico ($HO-CH_2-CH_2-CH_2-COOH$), em determinadas condições, sofre reações de esterificação e, em outras condições, reações de oxidação. Escreva:

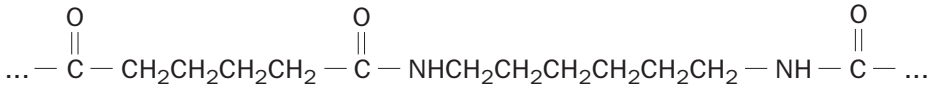
a) a equação da reação de esterificação intramolecular;
b) a equação da reação de esterificação intermolecular, mostrando o polímero que pode se originar;
c) as fórmulas estruturais dos produtos de sua oxidação, nos casos em que não ocorre quebra da cadeia.

9. (UnB-DF) A molécula do náilon 66 pode ser obtida por meio da reação de polimerização por condensação entre o ácido adípico e a hexametilenodiamina, cujas estruturas moleculares são apresentadas a seguir.



ácido adípico

hexametilenodiamina

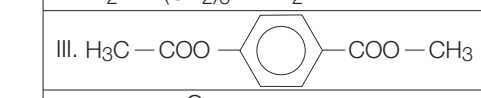
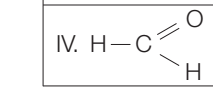


náilon 66

Com base nas estruturas apresentadas, julgue os itens que se seguem.

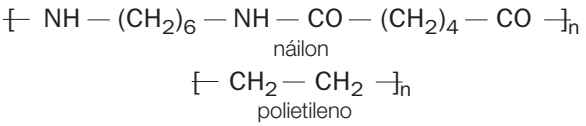
a) O número de átomos de carbono que constituem as moléculas de ácido adípico e de hexametilenodiamina relaciona-se com o nome dado ao polímero obtido na condensação: náilon 66.
b) A reação de polimerização para a formação do náilon 66 libera água.
c) O náilon 66 é uma poliamida.
d) O ácido adípico é um ácido dicarboxílico.
e) Na reação mencionada, a hexametilenodiamina comporta-se como uma base.

10. (UFRJ) Os polímeros são moléculas de grande massa molecular e vêm sendo cada vez mais utilizados em substituição a materiais tradicionais, como por exemplo o vidro, a madeira, o algodão e o aço, na fabricação dos mais diferentes produtos.
Os polímeros são obtidos pela combinação de um número muito grande de moléculas relativamente pequenas chamadas monômeros.
Os monômeros de alguns importantes polímeros são apresentados a seguir:

Monômero	Polímero	Utilização
I. $CH_2=CH-CH_3$	polipropileno	plásticos moldáveis
II. $H_2N-(CH_2)_6-NH_2$	náilon	fibras têxteis
III. 	dracon	fibras têxteis
IV. 	baquelita	isolante térmico, fórmica

a) Identifique a função química de cada um dos monômeros apresentados.
b) Qual dos monômeros acima apresenta maior caráter básico?

11. (Unicamp-SP) Para se ter uma idéia do que significa a presença de polímeros sintéticos na nossa vida, não é preciso muito esforço. Imagine o interior de um automóvel sem polímeros, olhe para sua roupa, para seus sapatos, para o armário do banheiro. A demanda por polímeros é tão alta que, em países mais desenvolvidos, o seu consumo chega a 150 kg/ano por habitante. Em alguns polímeros sintéticos, uma propriedade bastante desejável é a sua resistência à tração. Essa resistência ocorre, principalmente, quando átomos de cadeias poliméricas distintas se atraem. O náilon, que é uma poliamida, e o polietileno, representados a seguir, são exemplos de polímeros.



náilon

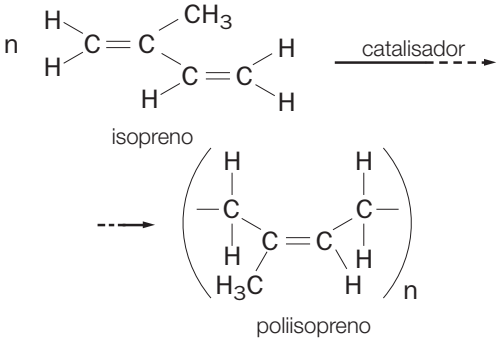
polietileno

a) Admitindo-se que as cadeias destes polímeros são lineares, qual dos dois é mais resistente à tração? Justifique.

b) Desenhe os fragmentos de duas cadeias poliméricas do polímero que você escolheu no item **a**, identificando o principal tipo de interação existente entre elas que implica na alta resistência à tração.

• Polímeros naturais

12. A equação a seguir representa a polimerização do isopreno, monômero da borracha natural:

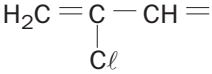


isopreno

poliisopreno

Sabendo que o eritreno e o cloropreno se polimerizam da mesma maneira, equacione as suas reações de polimerização.

(**Dados:** $H_2C=CH-CH=CH_2$ eritreno;



cloropreno.)

13. Cite três monossacarídeos e três dissacarídeos. Indique suas fórmulas moleculares.

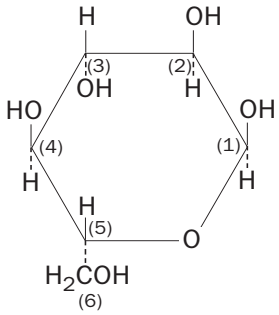
14. (UNI-RIO/ENCE) "Quanto mais se investiga mais assustador fica o escândalo dos remédios falsificados. (...) A empresa é acusada de ter produzido quase 1 milhão de comprimidos de farinha como sendo o medicamento Androcur, usado no tratamento de câncer de próstata."

(Revista Veja, set. 1998.)

O principal componente químico da farinha é o amido, que é um:

a) lipídio.
b) peptídeo.
c) polissacarídio.
d) poliéter.
e) poliéster.

15. (Fuvest-SP) Considere a estrutura cíclica da glicose, em que os átomos de carbono estão numerados:



O amido é um polímero formado pela condensação de moléculas de glicose, que se ligam, sucessivamente, através do carbono 1 de uma delas com o carbono 4 de outra (ligação "1 — 4").

a) Desenhe uma estrutura que possa representar uma parte do polímero, indicando a ligação "1 — 4" formada.

b) Cite uma outra macromolécula que seja polímero da glicose.

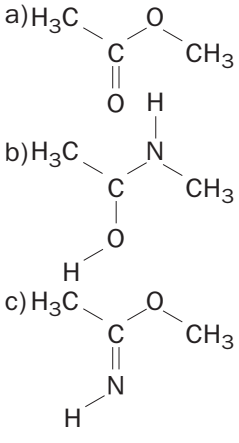
16. (UFPR)

a) Qual a estrutura molecular básica característica de uma proteína?

b) Mostre a formação de uma ligação peptídica a partir de um composto orgânico com três átomos de carbono.

17. (UFPE) A ligação peptídica é formada pela reação entre um ácido carboxílico e uma amina, liberando água. Qual das estruturas a seguir representa o produto orgânico da reação entre o ácido etanóico (ácido acético) e a metilamina?

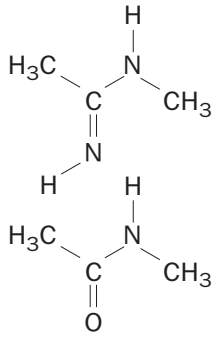
a)



b)

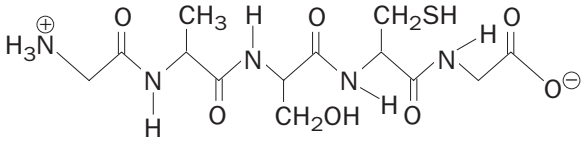
c)

d)



e)

18. (FCM-MG) A hidrólise do peptídeo abaixo forma aminoácidos diferentes.



Indique a opção que representa corretamente o número destes aminoácidos.

a) 2. b) 3. c) 4. d) 5.

EXERCÍCIOS GLOBALIZANTES

Leia o texto a seguir e, depois, resolva as questões.

Composites

Um dos campos importantes de atuação da Química na indústria é a criação de novos materiais sólidos a partir da combinação de outros dois ou mais já conhecidos, de forma a melhorar suas propriedades. Os novos materiais são denominados **composites** ou **compósitos**.

Os composites não são uma novidade para o ser humano. Alguns deles são naturais e outros têm acompanhado a nossa evolução histórica.

CEDOC



Os ossos são um composite natural. São constituídos de fibras elásticas de colágeno dentro de uma estrutura sólida de fosfato de cálcio. O sal atribui ao osso sua dureza; e a proteína, sua flexibilidade. Em pessoas idosas pode ocorrer uma diminuição na quantidade de colágeno e uma perda de íons Ca^{2+}, o que altera a composição desse composite, tornando-o quebradiço.

Gianni Dagli/CORBIS



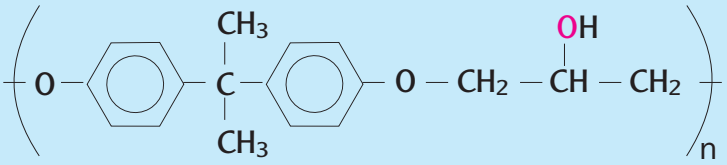
Os assírios e os babilônios, no século X a.C., produziam blocos (tijolos) de argila com palha no seu interior. Esse composite é mais duro, mais resistente à ação do tempo e menos quebradiço que tijolos comuns.

A novidade que causou uma grande revolução na área dos composites é a recente utilização dos polímeros sintetizados. Os composites mais modernos são basicamente formados por fibras envolvidas, unidas por um material plástico ou metálico.

Os principais constituintes desses composites são:

— fibras: carbono grafítico, vidro, boro e kevlar;
— material plástico: polímeros termofixos, resinas epóxi, poliésteres, poliamidas, polímeros termoplásticos, policarbonatos;
— material metálico: alumínio, titânio.

Os compositos são utilizados na fabricação de raquetes de tênis, tacos de golfe, ***skates***, asas e fuselagem de aviões etc.



fórmula estrutural de um epóxido

A cerâmica, tão comum na fabricação de xícaras e pratos, é um material com propriedades importantes para o uso a que se destina, porém é frágil, quebrando-se facilmente. Embebendo-se fibras de grafite ou de kevlar na cerâmica, ela se torna bem menos quebradiça, muito resistente a altas temperaturas e mais leve. Devido a essas propriedades, esse composite é usado no revestimento de ônibus espaciais e foguetes.

No passado, os químicos preocupavam-se em identificar e produzir substâncias. Atualmente o foco de interesse tem-se deslocado para o estudo das propriedades de materiais formados por misturas de várias substâncias. Esses estudos não têm somente interesse industrial; também são um fato na bioquímica. Hoje é muito grande o interesse no estudo das interações das moléculas responsáveis pela vida dentro das células.

Números atômicos: H = 1, O = 8, N = 7, C = 6, Ti = 22, Ca = 20, S = 16 e Fe = 26.

Massas atômicas: H = 1, O = 16, N = 14, C = 12, Ti = 48, Ca = 40, S = 32, Fe = 56 e $A\ell$ = 27.

1. O osso é um composite natural constituído de colágeno (proteína) e um sal. Escreva o símbolo de 4 elementos químicos presentes no colágeno e a fórmula do sal mencionado.

2. Equacione as reações entre:
a) ácido + base;
b) óxido básico + ácido,
que permitam obter o sal presente no osso.

3. As pessoas idosas geralmente apresentam fragilidade óssea. Como essa fragilidade é conhecida?

4. Um dos elementos presentes na fórmula do sal encontrado no osso é um metal de número atômico 20. Faça a distribuição eletrônica desse metal e indique sua localização na tabela periódica.

5. Nos compositos mais recentes temos como componentes o alumínio e o titânio. Os óxidos mais comuns desses metais são: $A\ell_2O_3$ e TiO_2.
a) Equacione a eletrólise ígnea do $A\ell_2O_3$ e determine a massa obtida quando, durante essa eletrólise, a quantidade de carga for de 30 Faraday.
b) Sabendo que o ΔH de formação do óxido de titânio é igual a –225 kcal/mol, equacione a reação de formação desse óxido e dê a quantidade de energia liberada ou absorvida na formação de 8,0 g desse óxido.

6. Na equação que representa a formação de epóxidos, um dos componentes é o bio-fenol.
Responda:
a) A solução aquosa desse componente deve apresentar um pH maior, menor ou igual a 7?
b) Equacione a reação entre 1 mol de bio-fenol e 1 mol de hidróxido de sódio.

7. Observe no texto a estrutura do epóxido e indique as funções orgânicas nela presentes. Identifique um carbono quiral nessa estrutura.

RESPOSTAS

p. 19 Exercícios de classe

1. a) alumínio
b) alumínio ou cobre
c) ouro
d) ferro
e) alumínio
f) ferro
g) tungstênio

2. O etanol extraído da cana-de-açúcar.

3. a) gordura e proteína
b) gordura e proteína
c) fibras e vitaminas
d) gordura e proteína
e) gordura e proteína
f) açúcares e amido

4. nicotina

5. Reutilização de embalagens; coleta seletiva e reciclagem de lixo etc.

p. 19 Exercícios propostos

1. Sal de cozinha (cloreto de sódio); minas terrestres (sal-gema).

2. a) vidro reciclável
b) papel reciclado
c) alumínio reciclável
d) aço
e) papel reciclável
f) plástico reciclável

3. alumínio, ferro, papel, plástico

4. Espera-se que o aluno seja contrário à proibição; sugestões possíveis: fiscalização mais rigorosa, orientação sobre o uso de inseticidas, melhoria de equipamentos e métodos na produção; responsabilidade dos fabricantes sobre seus produtos etc.

5. Todos os itens geram benefícios e problemas:

	benefícios	problemas
a)	são fontes de energia	causam poluição ambiental
b)	eliminam insetos	causam alergias e intoxicações
c)	prolongam a validade	potenciais alterações em nosso organismo
d)	sabor agradável	aumento da acidez estomacal e de peso
e)	dietas alimentares	alguns, em excesso, podem causar várias doenças, como, por exemplo, o câncer

6. a) Grão de milho.
b) A água passou para o estado de vapor com a expansão de volume.
c) Não.
d) Não. A massa da pipoca seria menor.

p. 25 Exercícios de classe

1. a) 200 g
b) 0,2 g

2. a) 1 L
b) 0,1 L
c) 0,2 L
d) 3000 L

3. a) 300 K
b) 227 °C

4. a) 2 atm
b) 380 mm Hg

5. A: benzeno; B: água; C: clorofórmio;

$$d_{benzeno} < d_{água} < d_{clorofórmio}$$

p. 25 Exercícios propostos

1. 200 sacos de cimento

2. 40000 gotas

3. 41 °C equivalem a 314 K
36,1 °C equivalem a 309,1 K

4. 6232 mm Hg

5. a
6. e

p. 34 Exercícios de classe

1. c
2. c
3. a
4. e
5. a
6. b
7. b
8. I — b; II — c; III — d; IV — a

p. 35 Exercícios propostos

1. somente o item II
2. c

3. homogêneos: b, e, f, h
heterogêneos: a, c, d, g, i

4. I — 1 fase, 2 componentes
II — 2 fases, 2 componentes
III — 2 fases, 3 componentes
IV — 4 fases, 5 componentes

5. a) H_2O e O_2.
b) O estudante confundiu a substância simples oxigênio (O_2) com o elemento químico oxigênio que compõe a molécula da água.

6. a) NO_2
b) $2\ N_{2(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2\ N_2O_{(g)}$

7. a) oxigênio
b) O_2 e O_3

8. são corretos: a, c

p. 40 Exercícios de classe

1. I — fusão;
II — evaporação;
III — condensação;
IV — solidificação

2. I — gasoso; II — líquido; III — gasoso; IV — sólido

3. a) sólido + líquido
b) 15 minutos
c) gasoso
d) 10 a 20 minutos e 35 a 50 minutos

4. I – a) A e J
b) C e H
c) E e F
d) B e I
e) D e G
II – a) t_1
b) t_2
c) t_2
d) t_1
III – absorção de calor
IV – liberação de calor

p. 41 Exercícios propostos

1. b
Para não haver mudança no estado físico do ferro durante a sua utilização, a temperatura de fusão deste metal tem de ser maior que a do motor e a do carvão em brasa; logo, a temperatura do motor e a do carvão em brasa tem de ser menor que 1536 °C, pois nessa temperatura ocorre a fusão do ferro.

2. e

3. b
O fenômeno que ocorreu foi o da condensação: o vapor de água presente no ar atmosférico condensou-se em minúsculas gotas ao entrar em contato com as paredes frias do copo.

4. b
5. d

p. 47 Exercícios de classe

1. b
2. c
3. d

4. Adição de água para dissolver o sal; decantação; uso de funil de bromo; evaporação.

5. a

6. Ver esquema de destilação no livro, p. 45.

7. a) azul
b) incolor
c) homogêneo
d) homogêneo

8. Adição de água fria seguida de filtração; separa o $NaC\ell$. Adição de água quente seguida de filtração; separa o $AgC\ell$. Evaporação; resta o $PbC\ell_2$.

p. 48 Exercícios propostos

1. a) Substâncias sólidas não-dissolvidas.
b) Não; mistura homogênea (solução).

2. d

3. Recolher a areia com sal em um recipiente; adicionar água e filtrar.

4. d **5.** e

6. a) mistura I; areia
b) mistura III; sal de cozinha

7. Nitrogênio, argônio e oxigênio.
As substâncias com menor temperatura de ebulição são obtidas primeiro. Como $t_{ebulição}N_2 < t_{ebulição}Ar < t_{ebulição}O_2$, obteremos nitrogênio, argônio e oxigênio nesta seqüência.

8. Sra. Neuza

9. c

10. d

p. 51 Exercícios de classe

1. físicos: a, b, f, h químicos: c, d, e, g, i

2. e **3.** e

p. 52 Exercícios propostos

1. d

2. (01) + (02) + (04) + (32) = 39

3. d **4.** e **5.** a

p. 61 Exercícios de classe

1. d

2. a) Chadwick d) Demócrito
b) Dalton e) Rutherford
c) Thomson

3. O átomo é maciço e constituído por um fluido cuja carga elétrica é positiva; neste fluido os elétrons encontram-se dispersos.

4. Nenhum modelo é definitivo. O modelo de Rutherford não mostrava a existência dos nêutrons, nem a distribuição dos elétrons.

5. $^{12}_{6}C$: 6 p, 6 n, 6 e^-

$^{19}_{9}F$: 9 p, 10 n, 9 e^-

$^{56}_{26}Fe$: 26 p, 30 n, 26 e^-

6. a) 3 d) 7 g) 3
b) 4 e) 3 h) 3
c) 3 f) 3 i) 10

7. 14 p, 14 n, 14 e^-

8. $^{19}_{9}F^-$: 9 p, 10 n, 10 e^- $^{32}_{16}S^{2-}$: 16 p, 16 n, 18 e^-
$^{56}_{26}Fe^{2+}$: 26 p, 30 n, 24 e^- $^{56}_{26}Fe^{3+}$: 26 p, 30 n, 23 e^-

9. $^{40}_{18}M$; $^{40}_{19}N$

10. A = 42

11. são corretos: I, III, VII

12. $^{235}_{92}R$; $^{238}_{92}S$; $^{235}_{90}T$

13. c **14.** e

p. 62 Exercícios propostos

1. b **3.** c

2. (08) + (16) = 24 **4.** d

5. $^{133}_{55}Cs$: 55 p, 78 n, 55 e^-;
$^{137}_{55}Cs$: 55 p, 82 n, 55 e^-
Têm mesmo número de p e e^-; a diferença está no número de n.

6. a

7. menor massa: 36 maior massa: 40

8. 1/1

9. b

10. c

11. (01) + (04) + (08) + (16) = 29

12. a **13.** a, c, d **14.** e

p. 68 Exercícios de classe

1. I e III **2.** a

3. a) $1s^2\ 2s^2\ 2p^4$
b) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$
c) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$
d) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^1$
e) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^5$
f) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^2$

4. d **6.** e **8.** d

5. d **7.** b **9.** c

10. b

p. 69 Exercícios propostos

1. c **4.** d **7.** e

2. c **5.** b **8.** b

3. d **6.** c **9.** d

10. a) $C\ell$ — III, Mg — II, Ne — I.
b) $C\ell^-$ — IV, K^+ — IV, $A\ell^{3+}$ — I.

p. 73 Exercícios

1. e **4.** b **7.** d

2. d, f **5.** e **8.** b

3. a, e **6.** Todos são corretos. **9.** d

p. 82 Exercícios de classe

1. P **4.** $4s^2$ **7.** sólido e gasoso

2. B **5.** O **8.** 17 e 87

3. M **6.** F **9.** a

10. A e C: halogênios
B e D: metais alcalinos; pertencem à mesma família.

11. Z = 36; A = 83

12. a **13.** e

p. 83 Exercícios propostos

1. △

2. △ ▽

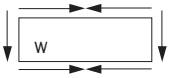
3. ⊟

4. □ $4s^1$ ⋁ $3s^2\ 3p^3$ ⌴ $3s^2\ 3p^5$

5. d **6.** d **7.** c **8.** c **9.** a
10. a) 4º período, gás nobre
b) 18 e 54, respectivamente
11. d **12.** 22 **13.** grupo 4 ou IVB **14.** metal

p. 89 Exercícios de classe

1. maiores raios: $_{19}K$ e $_{11}Na$
2. menor raio: $_{20}Ca$
3. c
4.
enxofre: $S_{(g)}$ + energia ⟶ $S^+_{(g)} + e^-$ 1ª E.I. = 1010 kJ
cloro: $C\ell_{(g)}$ + energia ⟶ $C\ell^+_{(g)} + e^-$ 1ª E.I. = 1260 kJ
selênio: $Se_{(g)}$ + energia ⟶ $Se^+_{(g)} + e^-$ 1ª E.I. = 941 kJ

5. Os dois átomos apresentam três camadas: como o cloro possui maior número de prótons (17) exerce maior atração sobre o elétron mais afastado; portanto será maior a energia de ionização necessária para remover esse elétron.
6. O selênio possui maior raio atômico do que o enxofre. Quanto maior o raio, menor será a atração exercida pelo núcleo sobre o elétron mais afastado; portanto será menor a energia necessária para remover esse elétron.
7. $E.I._1 = 738$ $E.I._2 = 1451$ $E.I._3 = 7732$
8. d
9. F (mais) e Rb (menos)
10. Li
11. Br
12.  Aumenta no sentido das setas.
13.  Decrescente no sentido das flechas. Nas famílias: aumenta com o número atômico. Nos períodos: aumenta de fora para dentro em direção ao meio da tabela periódica.
14. 

p. 90 Exercícios propostos

1. raio atômico do S < raio atômico do Mg
raio atômico do F < raio atômico do K
2. 1ª E.I. O > 1ª E.I. Li
3. a **4.** F **5.** Po **6.** Ra
7. Fr **8.** He **9.** He **10.** Fr
11. Li
12. A: Na^+; B: Ne; C: S^{2-}
A: Quanto maior o número de camadas, maior o raio.
B: Para um mesmo número de níveis, quanto maior o Z, menor o raio atômico.
13. a) Na e Mg
b) Ne
14. K = 419; Ca = 590; I = 1008
15. a) He, Ne, Ar
b) Ocorre diminuição do raio atômico.
16. d **18.** b **20.** c
17. c **19.** a **21.** e

p. 98 Exercícios de classe

1. KF, K_2O, CaF_2, CaO, FeF_3, Fe_2O_3
2. $A\ell^{3+}$ e S^{2-}
3. a) MgO c) CaF_2 e) Mg_3N_2
b) Na_2S d) $A\ell F_3$ f) NaH
4. a
5. d
6. b, d, e

p. 98 Exercícios propostos

1. a) A (Z = 20): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2$
Família IIA
B (Z = 35): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^5$
Família VIIA
b) AB_2, ligação iônica.
A tende a ceder elétrons, originando um cátion.
B tende a receber elétrons, originando um ânion.
Quando cátions e ânions se encontram, a tendência é que haja união entre eles.
2. a) X: família IA; Y: família IIA
b) X: Na e Y: Mg
3. Na_2S, $NaC\ell$, MgS, $MgC\ell_2$
4. a) oxigênio (Z = 8)
b) magnésio (Z = 12)
5. b
6. e

p. 105 Exercícios de classe

1.

molecular	eletrônica	estrutural
H_2	H ∶ H	H — H
$HC\ell$	H ∶ $C\ell$ ∶	H — $C\ell$
H_2S	H ∶ S ∶ H	H — S — H

2. H ∶ X ∶ H H — X — H, H_2X
3. I. F — N — F (F)
II. F, F — C — F, F
III. O = C = O
4. c
5. d
6. :C ⋮⋮ O: ; C ≡ O
7. e

p. 109 Exercícios de classe

1. a)
$nH_2C = C(C\ell)H$ (cloreto de metila) ⟶ $-(CH_2-C(C\ell)H)-_n$ (policloreto de vinila)
b)
$nH_2C = C(CN)H$ (cianeto de vinila) ⟶ $-(CH_2-C(CN)H)-_n$ (policianeto de vinila)

2. c
3. I — b; II — d; III — a; IV — c; V — e
4. d

p. 110 Exercícios propostos

1. a) $_{1}A$: $1s^1$; 1 e^-
$_{8}B$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^4$; 6 e^-
$_{17}C$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$; 7 e^-

b) A e B:

A — B — A

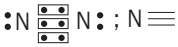
A e C:

A — C

c) 42 elétrons

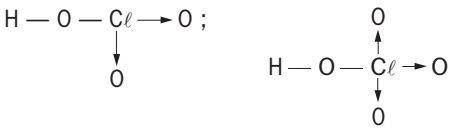
2. a) 
$C\ell$ — $C\ell$

b) 
F — F

c) 
N ≡ N

d) 
O = O

3. c
4. a) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^4$
b) VIA ou 16
5. d
6. $C\ell$ — $C\ell$; H — $C\ell$; H — O — $C\ell$; H — O — $C\ell \rightarrow$ O



7. a) 
compartilhamento de elétrons ⇒ ligação covalente
b) K^+Br^- : ligação entre íons ⇒ ligação iônica
8. b
9. $(SiO_2)n$: macromolécula com grande número indeterminado de átomos.
CO_2: molécula formada por um número determinado de átomos.
10. e
11. a) oxigênio
b) O_2 e O_3
12. a
13. c

p. 113 Exercícios de classe

1. linear: a, b, c, d
angular: e, g
trigonal plana: f
piramidal: h
tetraédrica: i
2. a) trigonal plana b) piramidal c) tetraédrica
3. NH_3: piramidal
CH_4: tetraédrica
CO_2: linear
H_2O: angular

p. 114 Exercícios propostos

1. 1 — C; 2 — C; 3 — A; 4 — B; 5 — D
2. c
3. piramidal
4. PH_3: piramidal
5. H_3O^+: piramidal
6. SO_4^{2-}: tetraédrica
BF_4^-: tetraédrica
NH_4^+: tetraédrica
$C\ell O_2^-$, NO_2^-: angular

p. 118 Exercícios de classe

1. a **2.** d **3.** b
4. polares: b, c, d, e, f
apolares: a, g, h, i
5. a) polares: HF, $HC\ell$, H_2O apolares: H_2, O_2, CH_4
b) Átomo: diferença de eletronegatividade.
Molécula: quantidade de nuvens e número de ligantes iguais ou momento dipolar resultante.
6. a) ligação covalente
b) momento dipolar resultante = zero ou 4 nuvens eletrônicas e 4 ligantes iguais

p. 119 Exercícios propostos

1. b **2.** c
3. a **4.** d
5. polares: b, c, d, e, j, m; apolares: a, f, g, h, i, l
6. a, c, d, e **7.** I, II, IV

p. 125 Exercícios de classe

1. c
2. c
3. a) H_2S; menor ponto (temperatura) de ebulição
b) a água forma pontes de hidrogênio
4. I < IV < II < III < VI < V
5. mais densa: tetracloreto de carbono
menos densa: tolueno
6. polar: B; apolares: A, C
7. A, C
8. 2 fases
9. 4
10. a) A gasolina e a graxa são misturas apolares e substâncias apolares tendem a dissolver substâncias apolares.
b) A água é uma substância polar; como a gordura é predominantemente apolar, utiliza-se a benzina, que também é apolar.

p. 126 Exercícios propostos

1. dipolo induzido-dipolo induzido
2. c
3. a) Figura 1: pontes de hidrogênio entre as hidroxilas da celulose e os grupamentos auxocromos ligados aos cromóforos.
Figura 2: ligação covalente entre um dos cromóforos e as hidroxilas da celulose.
b) As ligações covalentes são mais fortes do que as pontes de hidrogênio.
4. I. pontes de hidrogênio
II. ligação covalente
5. somente a do item II
6. b
7. e
8. a) vitamina C; maior número de pontes de hidrogênio
b) maior número de pontes de hidrogênio
9. Estão corretos os itens a, c.

p. 131 Exercícios de classe

1. d
2. Bons condutores elétricos e térmicos; dúcteis e maleáveis; brilho metálico. Exemplos: ferro, alumínio, cobre, ouro e prata.

3. a) Hg (mercúrio).
b) Respectivamente: Cu, Au, Aℓ, Pb, Fe; manufatura de jóias: Au, Ag, Pt e Cu.
4. mistura de dois ou mais metais
5. c

p. 132 Exercícios propostos

1. e
2. e
3. I — b; II — a; III — c
4. d
5. d

p. 139 Exercícios de classe

1. I — a; II — b; III — a; IV — b
2. I. Incorreta, pois o NaOH é sólido nas condições ambientes.
II. Correta, pois o NaOH sofre dissociação iônica em solução aquosa.
III. Correta, pois o NaOH fundido apresenta íons livres.
3. I. Incorreta, pois a glicose é um composto molecular.
II. Incorreta, pois a glicose não apresenta íons livres.
III. Incorreta, pois a glicose não sofre ionização em solução aquosa.
4. somente a do item III
5. c

p. 139 Exercícios propostos

1. a) No estado líquido existem íons livres.
b) No estado líquido não existem íons.
c) O sal sofre dissociação e o ácido sofre ionização, produzindo íons livres.
2. $NaC\ell$: ocorre dissociação iônica, pois é um composto iônico.
$C_{12}H_{22}O_{11}$: ocorre dissolução sem a formação de íons livres.
3. Ácidos em solução aquosa sofrem ionização.
4. b, c, e
5. Correção: a condução de eletricidade depende da existência de íons livres.

p. 144 Exercícios de classe

1. a) $HC\ell$
b) H_2S
c) H_2SO_4
d) HNO_3
e) H_3PO_4
f) H_2CO_3

2. a) ácido bromídrico: $HBr \xrightarrow{H_2O} H^+_{(aq)} + Br^-_{(aq)}$
b) ácido nitroso: $HNO_2 \xrightarrow{H_2O} H^+_{(aq)} + NO^{2-}_{(aq)}$
c) ácido sulfúrico: $H_2SO_4 \xrightarrow{H_2O} 2\ H^+_{(aq)} + SO^{2-}_{4(aq)}$
d) ácido fosfórico: $H_3PO_4 \xrightarrow{H_2O} 3\ H^+_{(aq)} + PO^{3-}_{4(aq)}$

3. $HMnO_4$
4. I — d; II — a; III — e; IV — c; V — b
5. e
6. $HCN < HF < H_3PO_4 < H_2SO_4 < HC\ell$

p. 149 Exercícios de classe

1. $Mg_{(s)} + 2\ HC\ell_{(g)} \longrightarrow MgC\ell_{2(aq)} + H_{2(g)}$
$Mg_{(s)} + 2\ H_3CCOOH_{(aq)} \longrightarrow Mg\ (H_3CCOO)_2 + H_{2(g)}$
2. O $HC\ell$ é um ácido forte, com elevado grau de ionização.
3. $2\ H_2 + O_2 \longrightarrow 2\ H_2O$ (água); não é poluente.
4. I. no segundo experimento
II. gás carbônico (CO_2)
5. e
6. d
7. I — H_2CO_3; II — HNO_3; III — H_2SO_4; IV — HNO_3, H_2SO_4; V — HF; VI — HCN; VII — H_2SO_4, HNO_3; VIII — $HC\ell$; IX — H_3CCOOH; X — $HC\ell$; XI — H_2S; XII — H_2CO_3, H_3PO_4 (tipo "cola"); XIII — H_2SO_4; XIV — HCN; XV — H_2SO_4; XVI — HNO_3
8. CO_2; H_2CO_3
9. a

p. 150 Exercícios propostos

1. I. $HC\ell O_4$: perclórico; $HC\ell O_3$: clórico; $HC\ell O_2$: cloroso; $HC\ell O$: hipocloroso
II. H_2SO_4: sulfúrico; H_2SO_3: sulfuroso
III. HNO_3: nítrico; HNO_2: nitroso
IV. H_3PO_4: fosfórico; H_3PO_3: fosforoso; H_3PO_2: hipofosforoso
V. H_2CO_3: carbônico
2. pirofosfórico: $H_4P_2O_7$ metafosfórico: HPO_3
3. e
4. A: H^+
B: S^{2-}
C: H_3PO_4
D: $4\ H^+$
5. a) oxiácido, monoácido, forte
b) oxiácido, diácido, semiforte
c) hidrácido, diácido, fraco
d) oxiácido, triácido, semiforte
6. b, c, f
7. b, e
8. b
9. b
10. c
11. a) vinagre
b) $H_3CCOOH_{(aq)}$, $H_2O_{(\ell)}$, $H^+_{(aq)}$, $H_3CCOO^-_{(aq)}$
12. d
13. Não, pois o ácido sulfúrico ataca o ferro.
14. e
15. a
16. $H_3CCOOH_{(aq)} + NaHCO_{3(s)} \dashrightarrow \dashrightarrow Na(H_3CCOO)_{(aq)} + H_2O + CO_{2(g)}$
17. Por causa do aumento da concentração de CO_2.
18. líquido X
19. Ácidas: suco gástrico, saliva, café, cerveja.
Básicas: lágrima, leite de magnésia, limpa-forno, líquido Y.
Caráter ácido mais forte: suco gástrico e cerveja.
Caráter básico mais forte: limpa-forno e leite de magnésia.
20. d

p. 155 Exercícios de classe

1. c
2. NaOH: hidróxido de sódio
AgOH: hidróxido de prata
$Sr(OH)_2$: hidróxido de estrôncio
$A\ell(OH)_3$: hidróxido de alumínio
NH_4OH: hidróxido de amônio
3. a) $Fe(OH)_2$: dibase
b) CuOH: monobase
c) $Mg(OH)_2$: dibase
d) KOH: monobase
e) $Pb(OH)_4$: tetrabase
f) $Pb(OH)_2$: dibase

4. a) $LiOH \longrightarrow Li^+ + OH^-$
b) $Sr(OH)_2 \longrightarrow Sr^{2+} + 2\ OH^-$
c) $Fe(OH)_2 \longrightarrow Fe^{2+} + 2\ OH^-$
d) $Fe(OH)_3 \longrightarrow Fe^{3+} + 3\ OH^-$

5. a) NH_4OH; brilho fraco
b) NaOH; brilho forte
c) KOH; brilho forte
d) $Ca(OH)_2$; brilho forte
e) $Ba(OH)_2$; brilho forte
f) $Mg(OH)_2$; não acende
g) AgOH; não acende
h) $Fe(OH)_2$; não acende
i) $Fe(OH)_3$; não acende

6. a) Pela presença de um indicador ácido-base.
b) Basta adicionar qualquer substância básica.

7. b

p. 158 Exercícios de classe

1. NaOH: hidróxido de sódio; eletrólise aquosa do $NaC\ell$

2. I – D; II – B; III – A; IV – C

3. b **4.** a **5.** d

p. 158 Exercícios propostos

1. c

2. d

3. I — C; II — A; III — B

4. a) A fenolftaleína apresenta cor vermelha em meio básico (NH_4OH).
b) Evaporação da amônia.

5. Extração e decantação; indicador ácido-base.

6. I. menor; II. maior; III. maior; IV. menor

7. c

8. a

9. I — c; II — a; III — d; IV — b

10. b

11. vermelho: a, b, c
verde-amarelado: d, e, f

12. e

p. 163 Exercícios de classe

1. $NaC\ell$, $CaC\ell_2$, Na_2CO_3, $A\ell_2(CO_3)_3$, $Ca_3(PO_4)_2$, $A\ell PO_4$

2. b

3. a

4. a) cálcio
b) bário
c) $Ca_{10}^{2+}(PO_4)_6^{3-}(OH)_x^- \Rightarrow (+20) + (-18) + (x) = \text{zero} \Rightarrow$
$\Rightarrow x = 2$

5. d

6. d

p. 168 Exercícios de classe

1. I — b; II — d; III — a; IV — e; V — c

2. I — d; II — a; III — b; IV — c

3. I. heterogênea; II. 3 fases; III. 3 substâncias; IV. 2 substâncias; V. 5 elementos; VI. nitrato de potássio

4. $NH_4HCO_{3(s)} \longrightarrow CO_{2(g)} + NH_{3(g)} + H_2O_{(v)}$
O gás liberado expande a massa do bolo.

5. c

p. 171 Exercícios de classe

1. b **2.** a **3.** c

4. a) $HNO_3 + KOH \longrightarrow KNO_3 + H_2O$ (nitrato de potássio)
b) $2\ HC\ell + Ca(OH)_2 \longrightarrow CaC\ell_2 + 2\ H_2O$ (cloreto de cálcio)
c) $H_2SO_4 + 2\ NaOH \longrightarrow Na_2SO_4 + 2\ H_2O$ (sulfato de sódio)
d) $H_2SO_4 + Mg(OH)_2 \dashrightarrow$
$\dashrightarrow MgSO_4 + 2\ H_2O$ (sulfato de magnésio)
e) $2\ H_3PO_4 + 3\ Ba(OH)_2 \dashrightarrow$
$\dashrightarrow Ba_3(PO_4)_2 + 6\ H_2O$ (fosfato de bário)

5. X = KNO_3; Y = 2; Z = H_3PO_4; W = $Mg(OH)_2$

6. a) $H_2SO_4 + NaOH \dashrightarrow$
$\dashrightarrow NaHSO_4 + H_2O$ (bissulfato de sódio)
b) $H_3PO_4 + AgOH \dashrightarrow$
$\dashrightarrow AgH_2PO_4 + H_2O$ (diidrogeno fosfato de prata)
c) $H_3PO_4 + Mg(OH)_2 \dashrightarrow$
$\dashrightarrow MgHPO_4 + 2\ H_2O$ (hidrogeno fosfato de magnésio)
d) $HC\ell + Ca(OH)_2 \dashrightarrow$
$\dashrightarrow Ca(OH)C\ell + H_2O$ (hidroxicloreto de cálcio)

p. 172 Exercícios propostos

1. b **3.** a **5.** e
2. c **4.** e **6.** c

7. a) Com a evaporação da água, restam os sais no solo.
b) Não existem sais na água da chuva.

8. d

9. d

10. a) $NaC\ell$
b) sal; sólido branco

11. a) K_2SO_4, $CaHPO_4$, $(NH_4)_2SO_4$, NH_4NO_3
b) Ligação iônica; ocorre entre cátions e ânions. K^+ e SO_4^{2-}; Ca^{2+} e HPO_4^{2-}

12. a) $2\ NaHCO_{3(s)} \longrightarrow CO_{2(g)} + H_2O_{(v)} + Na_2CO_{3(s)}$
b) liberação de gás
c) sim; reage com o Na_2CO_3, liberando mais CO_2

13. $CO_{2(g)}$

14. $H_2PO_4^- + HCO_3^- \longrightarrow HPO_4^{2-} + H_2O + CO_2$

15. Leite de magnésia e sabão, pois são produtos básicos e podem neutralizar o ácido.

16. b **17.** b **18.** d **19.** a

20. Até a neutralização, a intensidade diminui devido à formação de um sal insolúvel. Após a neutralização, a intensidade aumenta com o aumento da quantidade de íons provenientes da base.
$H_2SO_4 + Ba(OH)_2 \longrightarrow \underset{\downarrow}{BaSO_4} + 2\ H_2O$

21. e

p. 180 Exercícios de classe

1. a) NO
b) SO_2
c) N_2O
d) SO_3
e) P_2O_5

2. a) Na_2O
b) CaO
c) FeO
d) CuO

3. a) $Na_2O + H_2O \longrightarrow 2\ NaOH$
b) $Na_2O + 2\ HC\ell \longrightarrow 2\ NaC\ell + H_2O$
c) $BaO + H_2O \longrightarrow Ba(OH)_2$
d) $3\ BaO + 2\ H_3PO_4 \longrightarrow Ba_3(PO_4)_2 + 3\ H_2O$

4. b

5. a) $SO_3 + H_2O \longrightarrow H_2SO_4$
b) $SO_3 + Ca(OH)_2 \longrightarrow CaSO_4 + H_2O$
c) $N_2O_5 + H_2O \longrightarrow 2\ HNO_3$
d) $N_2O_5 + 2\ NaOH \longrightarrow 2\ NaNO_3 + H_2O$

6. c **7.** c **8.** b
9. $FeO + Fe_2O_3$; óxido duplo
10. peróxido de hidrogênio (água oxigenada); H_2O_2; H — O — O — H

p. 186 Exercícios de classe

1. a) $CaO + H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2$
b) Para diminuir a acidez do solo ou neutralizá-la.
2. O CO_2 é um óxido ácido.
$Ba(OH)_2 + CO_2 \longrightarrow BaCO_3 + H_2O$
3. a) liberação de O_2
b) $H_2O_2 \longrightarrow H_2O + 1/2\ O_2$
4. a
5. Reação de substâncias com a água da chuva, originando ácidos. Presença de CO_2 e de poluentes na atmosfera; descargas elétricas (raios). Diminuindo-se a poluição atmosférica.
6. a) $SO_2 + H_2O \longrightarrow H_2SO_3$
$SO_3 + H_2O \longrightarrow H_2SO_4$
b) ácidos sulfuroso (H_2SO_3) e sulfúrico (H_2SO_4)
7. e **8.** b **9.** d **10.** d **11.** c

p. 188 Exercícios propostos

1. São compostos binários formados por oxigênio e outro elemento, e o oxigênio é o mais eletronegativo deles. Óxido básico: Na_2O (iônico); óxido ácido: SO_3 (molecular).
2. a) $Na_2O + H_2O \longrightarrow 2\ NaOH$
b) $Na_2O + 2\ HC\ell \longrightarrow 2\ NaC\ell + H_2O$
c) $BaO + H_2O \longrightarrow Ba(OH)_2$
d) $3\ BaO + 2\ H_3PO_4 \longrightarrow Ba_3(PO_4)_2 + 3\ H_2O$
e) $SO_3 + H_2O \longrightarrow H_2SO_4$
f) $SO_3 + Ca(OH)_2 \longrightarrow CaSO_4 + H_2O$
3. e
4. a) $K_2O + H_2O \longrightarrow 2\ KOH$;
$SO_3 + H_2O \longrightarrow H_2SO_4$
b) K_2O: básico; SO_3: ácido
c) $H_2SO_4 + 2\ KOH \longrightarrow K_2SO_4 + 2\ H_2O$
5. d
6. a) O CO é um gás e se difunde no ar.
b) A fuligem resultante da queima de combustíveis.
7. a **8.** b
9. O CaO é um óxido básico que reage com um ácido, neutralizando-o:
$CaO + H_2SO_4 \longrightarrow CaSO_4 + H_2O$
10. a) CO_2;
$CO_2 + Ca(OH)_2 \longrightarrow CaCO_3 + H_2O$
b) Ca^{2+}; CO_3^{2-}
11. e
12. $S + O_2 \longrightarrow SO_2$
$SO_2 + 1/2\ O_2 \longrightarrow SO_3$
$SO_3 + H_2O \longrightarrow H_2SO_4$
13. a) $CaCO_3 + H_2SO_4 \longrightarrow CaSO_4 + H_2O + CO_2$
b) óxidos de enxofre reagindo com a água
14. b **16.** a
15. e **17.** d

p. 193 Exercícios de classe

1. $2\ H_2O_2 \xrightarrow{\lambda} 2\ H_2O + O_2$
2. $S + O_2 \longrightarrow SO_2$
$SO_2 + 1/2\ O_2 \longrightarrow SO_3$
$SO_2 + H_2O \longrightarrow H_2SO_3$
$SO_3 + H_2O \longrightarrow H_2SO_4$
3. a) $1\ KC\ell O_4 \longrightarrow 1\ KC\ell + 2\ O_2$
b) $2\ Fe + 3\ H_2SO_4 \longrightarrow Fe_2(SO_4)_3 + 3\ H_2$
c) $1\ C_{12}H_{22}O_{11} \longrightarrow 12\ C + 11\ H_2O$
d) $1\ C_2H_4 + 3\ O_2 \longrightarrow 2\ CO_2 + 2\ H_2O$
e) $1\ C_2H_6O + 3\ O_2 \longrightarrow 2\ CO_2 + 3\ H_2O$
f) $2\ NaHCO_3 \longrightarrow 1\ Na_2CO_3 + 1\ CO_2 + 1\ H_2O$
4. b

p. 193 Exercícios propostos

1. a) $2\ Mg + O_2 \longrightarrow 2\ MgO$
b) $Ca + 2\ HC\ell \longrightarrow CaC\ell_2 + H_2$
c) $2\ KBr + C\ell_2 \longrightarrow 2\ KC\ell + Br_2$
d) $3\ H_2SO_4 + 2\ A\ell(OH)_3 \longrightarrow A\ell_2(SO_4)_3 + 6\ H_2O$
e) $CaCO_3 + 2\ HNO_3 \longrightarrow Ca(NO_3)_2 + CO_2 + H_2O$
f) $C_5H_{10} + 15/2\ O_2 \longrightarrow 5\ CO_2 + 5\ H_2O$
2. a) $NaC\ell + CO_2 + NH_3 + H_2O \longrightarrow NaHCO_3 + NH_4C\ell$
b) $Pb + PbO_2 + 2\ H_2SO_4 \longrightarrow 2\ PbSO_4 + 2\ H_2O$
c) $LiH + H_2O \longrightarrow LiOH + H_2$
3. a) NO_2 b) $2\ N_2 + O_2 \longrightarrow 2\ N_2O$

p. 195 Exercícios de classe

1. análise: a, d, i
síntese: b, f
dupla troca: c, h, j
simples troca: e, g
2. a, c, d
3. a

p. 200 Exercícios de classe

1. a) não ocorre
b) $Zn + NiSO_4 \longrightarrow ZnSO_4 + Ni$
$Zn + Ni^{2+} \longrightarrow Zn^{2+} + Ni$
c) $Zn + CuSO_4 \longrightarrow ZnSO_4 + Cu$
$Zn + Cu^{2+} \longrightarrow Zn^{2+} + Cu$
d) $Ni + CuSO_4 \longrightarrow NiSO_4 + Cu$
$Ni + Cu^{2+} \longrightarrow Ni^{2+} + Cu^0$
e) $Cu + 2\ AgNO_3 \longrightarrow Cu(NO_3)_2 + 2\ Ag$
$Cu^0 + 2\ Ag^+ \longrightarrow Cu^{2+} + 2\ Ag^0$
f) $A\ell + 3\ AgNO_3 \longrightarrow A\ell(NO_3)_3 + 3\ Ag^0$
$A\ell + 3\ Ag^+ \longrightarrow A\ell^{3+} + 3\ Ag^0$
g) $Zn + 2\ HC\ell \longrightarrow ZnC\ell_2 + H_2$
$Zn + 2\ H^+ \longrightarrow Zn^{2+} + 1\ H_2$
h) não ocorre
2. A idéia é boa apenas para os metais nobres (Cu, Hg, Ag, Pt, Au).
$Zn_{(s)} + 2\ H^+_{(aq)} \longrightarrow Zn^{2+}_{(aq)} + H_{2(g)}$
$Au_{(s)} + HC\ell_{(aq)} \longrightarrow$ não ocorre
3. a) nitrato de cálcio
b) $A\ell_{(s)} + 3\ HC\ell_{(aq)} \longrightarrow A\ell C\ell_{3(aq)} + 3/2\ H_{2(g)}$
4. a) $C\ell_2 + 2\ Br^- \longrightarrow 2\ C\ell^- + Br_2$
b) $Br_2 + 2\ I^- \longrightarrow 2\ Br^- + I_2$
c) não ocorre
d) não ocorre
5. $3\ H_3CCOOH + Fe(OH)_3 \longrightarrow Fe(H_3CCOO)_3 + 3\ H_2O$; a água é um eletrólito fraco

6. $NH_4^+ + OH^- \longrightarrow NH_4OH$;
$NH_4C\ell + NaOH \longrightarrow NH_4OH + NaC\ell$
formação de base fraca

7. $2\ KCN + H_2SO_4 \longrightarrow K_2SO_4 + 2\ HCN_{(g)}$
$CN^- + H^+ \longrightarrow HCN$; formação de um ácido mais fraco

8. a) $2\ HC\ell + CaCO_3 \longrightarrow CaC\ell_2 + H_2O + CO_2$
b) O amoníaco, pois tem caráter básico.

9. $Ba^{2+} + SO_4^{2-} \longrightarrow BaSO_4$

10. $AgNO_3 + NH_4OH_{(aq)} \longrightarrow AgOH + NH_4NO_3$;
reação de dupla troca

p. 202 Exercícios propostos

1. d **2.** a **3.** c **4.** c

5. mudança de cor; formação de precipitado

6. a) Deposição de cobre na lâmina.
b) O cátion Ni^{2+} dá à solução a cor verde:
$Ni + CuSO_4 \longrightarrow \underbrace{NiSO_4}_{\text{solução}} + \underbrace{Cu^0}_{\text{lâmina}}$

7. d

8. a

9. a) A: $MnO(OH)$; B: $SrSO_4$; C: $CaCO_3$
b) $CaCO_3$; reage com ácidos liberando gás carbônico

10. a

11. a) não ocorre
b) $Cu + 2\ AgNO_3 \longrightarrow Cu(NO_3)_2 + 2\ Ag$
c) $3\ H_2SO_4 + Ca_3(PO_4)_2 \longrightarrow 3\ CaSO_4 + 2\ H_3PO_4$
d) $2\ HNO_3 + Ba(OH)_2 \longrightarrow Ba(NO_3)_2 + 2\ H_2O$

12. e

13. $CaCO_{3(s)} + H_2O_{(\ell)} + CO_{2(g)} \longrightarrow Ca(HCO_3)_{2(aq)}$

14. Adição de água: não dissolve o $CaCO_3$; dissolve o $NaC\ell$ e o Na_2CO_3. À solução adiciona-se ácido clorídrico. Se ocorrer efervescência é o Na_2CO_3; se não ocorrer, é o $NaC\ell$.

15. e

16. c

17. a) $NaBr + AgNO_3 \longrightarrow AgBr + NaNO_3$
$Na_2CO_3 + BaC\ell_2 \longrightarrow BaCO_3 + 2\ NaC\ell$
b) brometo de prata (AgBr) e carbonato de bário ($BaCO_3$)

p. 212 Exercícios de classe

1. e

2. b

3. B = 10,2 u

4. $COC\ell_2$ = 99 u; H_2O = 18 u; $HC\ell$ = 36,5 u; CO_2 = 44 u

5. X = 32 u

6. a) 78 u c) 342 u e) 474 u
b) 46 u d) 60 u

7. bananas: $7{,}2 \cdot 10^{25}$ g;
laranjas: $10{,}8 \cdot 10^{25}$ g

8. $3 \cdot 10^{10}$ caminhões

9. $3{,}33 \cdot 10^{-19}$ mol

10. $9{,}0 \cdot 10^{24}$ átomos

11. $7{,}2 \cdot 10^{24}$ caroços

12. a) $9 \cdot 10^{23}$ c) $1{,}5 \cdot 10^{23}$
b) $3{,}6 \cdot 10^{24}$ d) $2{,}4 \cdot 10^{24}$

13. a) 3,68 g c) 1600 g e) $8 \cdot 10^{-23}$ g
b) 4,6 g d) 400 g

14. e

15. a

16. a) 14,7 g c) $9{,}33 \cdot 10^{-23}$ g e) 1,7 g
b) 56 g d) 21,6 g

17. $3 \cdot 10^{20}$ moléculas

18. a

19. a) 2 mol
b) $1{,}2 \cdot 10^{24}$ moléculas
c) $2{,}4 \cdot 10^{24}$ átomos

20. 1500 mol

p. 214 Exercícios propostos

1. b

2. c

3. 60% de X^{10};
40% de X^{12}

4. b

5. $6{,}0 \cdot 10^{19}$ átomos

6. e

7. c

8. a) $2{,}52 \cdot 10^{18}$ toneladas
b) $8{,}4 \cdot 10^9$ = 8 bilhões e 400 milhões de anos

9. $1{,}68 \cdot 10^{-3}$ g/kg; a remessa deve ser confiscada

10. 60 **15.** c

11. R$ 1,12 **16.** $5{,}2 \cdot 10^{26}$ moléculas/m^3

12. $3{,}04 \cdot 10^{-3}$ g **17.** a

13. a **18.** c

14. c **19.** c

p. 223 Exercícios de classe

1. 2 atm; 1520 mm Hg

2. m = constante, V = constante $\Big\}$ P/T = constante
A pressão sofrerá alteração com a variação de temperatura.

3. I. Com o aumento da temperatura, o ar no interior do saco irá expandir.
II. Com o aumento da temperatura, a pressão interna também aumentará, pois são grandezas diretamente proporcionais.

4. 46350 L

5. 1,25 L **7.** 1,6 L

6. 313 °C **8.** 40 K ou –233 °C

9. a = 4; b = 327; c = 1200; d = 927; e = 150; f = 1

10. a) I. 2 atm, 4 L
II. 2 atm, 8 L
III. 4 atm, 4 L
b) I. 250 K
II. 500 K
c) I para II: isobárica
II para III: isotérmica
III para I: isocórica

11. d

p. 226 Exercícios de classe

1. I. 245 L; II. 227,1 L **6.** 15 g

2. 224 L **7.** a) 58 g/mol
b) C_4H_{10}

3. 40 L **8.** 8,0 g

4. 1 mol **9.** b

5. 0,10 atm

p. 227 Exercícios propostos

1. x = 12; y = 760; z = 3 040; a temperatura constante $P \cdot V = k$
2. a) 9 000 L
b) 18 h e 45 min
3. Não; 1 cilindro encherá 288 bexigas.
4. 31 mL **7.** b
5. 0,73 L **8.** e
6. –148 °C **9.** a
10. P = 1,22 atm; aumento da pressão interna
11. I. B: 500 K
C: 300 K
D: 300 K
II. A ⟶ B: isotérmica C ⟶ D: isotérmica
B ⟶ C: isocórica D ⟶ A: isocórica
12. 0,05 L
13. a
14. b
15. 40 u
16. d
17. $P \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T \Longrightarrow M = \frac{m \cdot R \cdot T}{P \cdot V} \Longrightarrow$

$\Longrightarrow M = \frac{0,8 \cdot 0,082 \cdot 546}{2 \cdot 1,12} \Longrightarrow M = 15,99 \cdot g mol^{-1}$

18. 400 K **22.** c
19. X = C_3H_8 **23.** 8 g
20. c **24.** 34 u
21. d **25.** a

p. 232 Exercícios de classe

1. c **3.** e
2. b **4.** 1,7 atm
5. a) $X_{N_2} = 0,20$; $X_{CO_2} = 0,30$; $X_{H_2S} = 0,50$
b) 20% de N_2; 30% de CO_2; 50% de H_2S
6. a) 40 L
b) $V_{CO_2} = 16$ L; $V_{He} = 24$ L
7. $P_{CO_2} = 360$ mm Hg $P_{O_2} = 10,6$ mm Hg
$P_{H_2} = 311$ mm Hg $P_{CH_4} = 0,0246$ mm Hg
$P_{N_2} = 139$ mm Hg

p. 233 Exercícios propostos

1. d **5.** são corretos: a, b, c
2. d **6.** $X_{O_2} = 0,08$
3. d **7.** 9 L
4. 4 atm **8.** b

p. 237 Exercícios

1. c **4.** b
2. e **5.** a
3. b
6. a) variação de 100 °C
b) 4/3
7. a) 21 700 L
b) 0,018 g/L
8. NH_3: maior velocidade de difusão
9. O balão irá se expandir; velocidade O_2 > velocidade O_3
10. 1,25 L/min
11. b

p. 243 Exercícios de classe

1. 60%
2. c
3. b
4. C_5H_7N
5. a) Ca = 31,25%; C = 19%; O = 49,75%
b) CaC_2O_4
6. d
7. e
8. a) $C_6H_{12}O_2$
b) C_3H_6O
9. c

p. 247 Exercícios de classe

1. d
2. e
3. a = 198 g; b = 171 g; c = 72 g
4. a) 44 g; b) 0,375; c) 44 g
5. d
6. $N_2 = 250$ L $H_2 = 750$ L

p. 249 Exercícios de classe

1. a **5.** R$ 1,42
2. 3 040 g **6.** 15 L
3. 45 600 g **7.** 10 km/L
4. 15 galões

p. 251 Exercícios de classe

1. d
2. a) 10 mol b) 3 mol
3. b
4. c
5. a) $C_{25}H_{52} + 38\ O_2 \longrightarrow 26\ H_2O + 25\ CO_2$
b) 38 mol
c) 1 216 g
6. 630 g
7. 25 L
8. a) 1 600 kg b) 36 dm^3
9. c
10. 26 m^3
11. são corretos: I e II
12. a

p. 253 Exercícios propostos

1. c **2.** a **3.** e **4.** b **5.** b
6. b **7.** (04), (08), (16) **8.** d **9.** e
10. e
11. b
12. a) 0,08 b) 8 g
13. a) 22 kg
b) menor massa = 112 kg; massa obtida: 200 kg
c) 0,79
14. Não, pois o sistema não está fechado. No primeiro caso, o oxigênio se incorpora ao ferro e, no segundo, o gás formado na queima escapa para o ambiente.
15. Sólido colocado em **A**: carvão. A combustão do carvão libera gases e a massa da amostra diminui.
16. b
17. I. $2,5 \cdot 10^9$ kJ II. 10^8 kJ III. 5 toneladas
18. c **20.** a) $2,2 \cdot 10^{10}$ kJ
19. b b) $7,3 \cdot 10^8$ g

21. a
22. e
23. c
24. d
25. d
26. a) $ZnO + CO \longrightarrow Zn + CO_2$
b) 802,5 g
27. c
28. 79 g
29. d
30. a) 14,2 g;
b) 6,72 L
31. a
32. d
33. b
34. 53,76 m^3
35. 11 500 L
36. são corretos: b, c
37. a) 20 g;
b) x = 5

p. 260 Exercícios de classe

1. 192 g
2. a) 680 g; b) 80 g
3. 102 g
4. e
5. a) 0,24 kg; b) 1,54 kg
6. a) H_2; b) 20 mL; c) 160 mL

p. 262 Exercícios de classe

1. 20% **2.** c **3.** a **4.** 336 g **5.** a

p. 264 Exercícios de classe

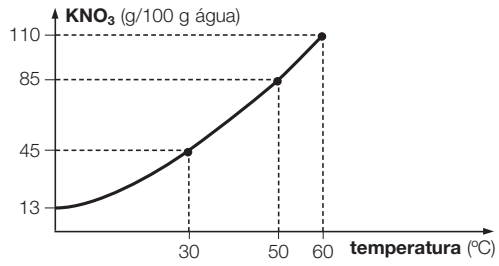
1. c **2.** 31,9 g **3.** 90% **4.** c

p. 264 Exercícios propostos

1. 200 g
2. 36 g de H_2O; excesso de 4 g de H_2
3. ferro; 10 g
4. c
5. c
6. $P_{H_2} = P_{O_2}$
7. $2\ H_{2(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2\ H_2O_{(g)}$
8. 0,5 mol de O_2
9. $6 \cdot 10^{23}$ moléculas
10. d
11. contém 80% de NaCℓ; adulterado
12. 262,5 L
13. b
14. ácido: HCℓ; cal: CaO
15. $2\ HC\ell + CaO \longrightarrow CaC\ell_2 + H_2O$
16. $2{,}4 \cdot 10^6$ g
17. $2{,}4 \cdot 10^6$ g
18. a) $C_{(s)} + 1/2\ O_{2(g)} \longrightarrow CO_{(g)}$ (síntese)
$Fe_2O_{3(s)} + 3\ CO_{(g)} \longrightarrow 2\ Fe_{(s)} + 3\ CO_{2(g)}$ (deslocamento)
b) 1,26 toneladas;
$Fe_2O_3 + 3\ CO \longrightarrow 2\ Fe + 3\ CO_2$
160 g 84 g —— 112 g
~~1,8~~ ton (excesso) 1 ton —— x ⟹ x = 1,26 ton
19. 160 toneladas
20. 75%
21. 54 toneladas
22. a
23. c
24. c

p. 274 Exercícios de classe

1. a) 80 g
b) 180 g
2. não
3. não-saturada: A
saturadas: B, C
4. C; 20 g
5. A
6. 48 g
7. são corretos: (2) e (3)
8.



9. $NaNO_3$
10. 40 °C
11. $AgNO_3$
12. t = 68 °C ⟹ solubilidade $NaNO_3$ = KNO_3
t > 68 °C ⟹ solubilidade $NaNO_3$ < KNO_3
t < 68 °C ⟹ solubilidade $NaNO_3$ > KNO_3
13. 940 g
14. a) H_2O; O_2
b) O estudante pensou que os peixes respiravam o oxigênio da molécula de água (H_2O) quando, de fato, o oxigênio que respiram é o que se encontra dissolvido nela (O_2).
15. somente a I

p. 275 Exercícios propostos

1. menor que 88 g
2. igual a 88 g
3. maior que 88 g
4. saturada
5. 40 g
6. I, II, III
7. 340 g
8. 50 g
9. 50 g
10. a) A: supersaturada; B: saturada; C: insaturada
b) 30 g
c) 16 g
11. d
12. b

p. 281 Exercícios de classe

1. 0,1 g/mL; 100 g/L
2. 60; 600
3. 0,03 g
4. a) 5,0 g
b) 0,010 g/mL
c) 10 mg/cm^3
d) 15 g
5. 1,2 g; 1 200 g
6. 1,1 g/mL; 1 100 g/L
7. 920 g; 800 mL
8. $\tau = 0{,}04$; 4% em massa
9. a) 63 g
b) 37 g
c) $m_{água}$ = 315 g; $m_{ácido}$ = 185 g
d) $\tau = 0{,}63$
10. 245 g
11. d
12. a
13. 500 ppm
14. b
15. 2; 20
16. 0,1 mol
17. I. 0,2 mol; II. 19,6 g; III. 100 mL; IV. 4,9 g
18. 2,5 mg
19. e

20. e
21. $HC\ell O_4$: H^+ e $C\ell O_4^-$: 0,002 mol/L
$Ba(OH)_2$: Ba^{2+}: 0,002 mol/L; OH^-: 0,004 mol/L
$A\ell(NO_3)_3$: $A\ell^{3+}$: 0,002 mol/L; NO_3^-: 0,006 mol/L
22. e
23. d

p. 283 Exercícios propostos

1. d
2. d
3. a) ácido acético b) 0,9 g
4. 1 dose = 200 mg
1 kg —— 3 mg de analgésico
70 kg —— 210 mg de analgésico
1 gota —— 5 mg
x —— 200 mg (máximo permitido)
x = 40 gotas
5. 30 g ——— 100%
m ——— 30% (proteínas de acordo com a tabela)
m = 9 g de proteínas; V_{leite} = 200 mL = 0,2 L $\Rightarrow C = \frac{9}{0,2} = 45$ g/L
6. 99,8 g
7. e
8. b
$d_{H_2O} = 1\ g/cm^3 = \frac{m_{H_2O}}{80\ cm^3} \Rightarrow m_{H_2O} = 80\ g$
$d_{C_2H_5OH} = 0,79\ g/cm^3 = \frac{m_{C_2H_5OH}}{V} \Rightarrow m_{C_2H_5OH} = 0,79\ Vg$
$d = \frac{m_{H_2O} + m_{C_2H_5OH}}{V_{total}} \Rightarrow 0,93 = \frac{80 + 0,79\ V}{80 + V} \Rightarrow V = 40\ cm^3$
9. 9 g
10. c
11. a
100% —— 1 kg; 3% —— x $\Rightarrow$ x = 30 g
30 g ——— R$ 0,30; 71 g (1 mol $C\ell_2$) —— y $\Rightarrow$ y = R$ 0,71
12. pacientes anêmicas: 1 e 5
13. a) 10^{-3} ppm b) 10^{-7}%
14. e
15. c
16. a
17. a) 0,12 g b) $1,2 \cdot 10^{21}$
18. c
1 L —— $1,0 \cdot 10^{-8}$ mol de NO_2
3 L —— $3,0 \cdot 10^{-8}$ mol de NO_2
1 mol NO_2 ——— $6 \cdot 10^{23}$ moléculas
$3,0 \cdot 10^{-8}$ mol NO_2 —— x
x = $1,8 \cdot 10^{16}$ moléculas
19. a) 6,5 g/L
De acordo com o gráfico: intensidade da cor
0,8 = 0,65 g/100 mL
0,65 g/100 mL = 0,65 g/100 $\cdot 10^{-3}$ L = 6,5 g/L
b) 0,0054 mol
0,65 g ——— 100 mL
x ——— 150 mL $\Rightarrow$ x = 0,975 g
1 mol ——— 180 g de glicose
n ——— 0,975 g $\Rightarrow$ n = 0,0054 mol
20. corretos: a, d
21. correto: c
22. a) 10^{-4} g
b) $4,8 \cdot 10^{-7}$ mol/L
23. a, e, f
24. a
25. d

p. 291 Exercícios de classe

1. c
2. a) 500 L
b) 100 g/pessoa
c) os sais da água do mar não evaporam
3. b
4. b
5. 96 g/L
6. 1 mol/L
7. 12 mol/L
8. a) básico; HCℓ = 0,15 mol de H^+; NaOH = 0,50 mol de OH^-
b) 0,875 mol/L
c) 0,375 mol/L
9. 0,06 L
10. e
11. a) 2,0 g
b) Adicionando-se à 100 mL da solução água suficiente para completar 1,0 L.
c) 20 mL
12. a) 31,3 mL
b) diácido e oxiácido, respectivamente
c) $H_2SO_4 + 2\ NaOH \longrightarrow Na_2SO_4 + 2\ H_2O$

p. 292 Exercícios propostos

1. Adicionar 800 mL de água a 200 mL da solução.
2. a **6.** c
3. a) 10 mol; b) 5 mol/L **7.** 50 mL
4. a) $5 \cdot 10^{-3}$ mol/L; b) 400 mL **8.** a
5. a) 50 mL; b) 9,8 g; c) 196 g/L **9.** c
10. 0,8 mol/L
11. a) 3,41 mol/L
b) 2 mol/L
c) 2,46 mol/L
12. a) 2,0 mol/L
b) $H_2SO_4 + 2\ NaOH \longrightarrow Na_2SO_4 + 2\ H_2O$
sulfato de sódio; água
13. a) 0,20 g
b) 0,05 mol e 0,1 mol/L
14. d
15. 32 g
16. c
17. 0,002 mol/L
18. 20%

p. 297 Exercícios

1. e
2. solução: sistema homogêneo — não sedimenta
suspensão: sistema heterogêneo — sedimenta
3. reflexão e dispersão da luz
4. soluções < colóides < suspensões
5. a
6. e
7. São substâncias capazes de impedir que os componentes (disperso e dispersante) de uma emulsão se separem. Exemplos: gema de ovo e sabão.

p. 302 Exercícios de classe

1. e
2. a) éter: 30 °C; etanol: 78 °C
b) éter: gás; etanol: líquido
3. c
4. a, b, f, g
5. I — sólido; II — líquido; III — gasoso; IV — gasoso
6. B — A: sólido $\rightleftharpoons$ gasoso
C — A: sólido $\rightleftharpoons$ líquido
D — A: líquido $\rightleftharpoons$ gasoso
7. t = –56,6 °C; P = 5,1 atm; ponto triplo
8. Seu ponto triplo está acima de 1 atm.
9. A temperatura dos *freezers* não é suficientemente baixa.

p. 306 Exercícios de classe

1. d
2. a) $H_5C_2C\ell$: 15 °C; $HCC\ell_3$: 65 °C
b) diminui a pressão de vapor
3. b
4. $P_{VA} = P_{VB} > P_{VC}$
5. d
6. c

p. 308 Exercícios de classe

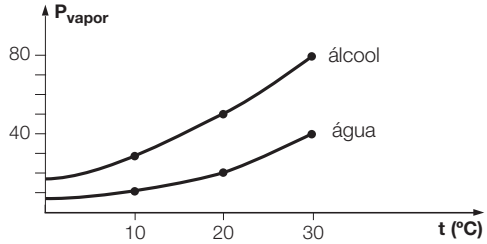
1. c
2. e
3. d
4. a
5. e
6. b

p. 310 Exercícios de classe

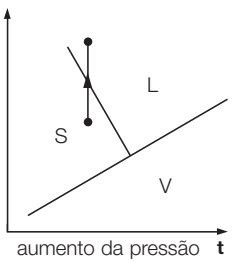
1. a) A batata murchou.
b) Não. O sal é um meio de maior concentração do que a batata.
c) Sim: água.
2. a) O solvente flui para fora do pepino, para a solução salina (hipertônica).
b) Colocando o pepino murcho em água pura.
c) O solvente flui para o interior das ameixas, que são hipertônicas em relação à solução.
d) Colocando as ameixas em uma solução salina saturada.
3. a) A retirada de água das células da carne propicia a desidratação de possíveis bactérias nela existentes.
b) Sofrerá desidratação.
4. a
5. d

p. 311 Exercícios propostos

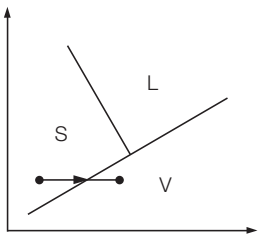
1. a) **A** é o mais volátil porque apresenta a maior pressão de vapor para qualquer temperatura indicada.
b) 75 °C
2.



3. b
4. b
5. a) A = 60 °C; B = 70 °C b) A = 0,7 atm
6. flecha c
7. a)



b)



8. (01) + (02) + (04) = 7
9. a
10. a) I — A; II — B; III — C
b) III
c) III
d) Diminui a pressão de vapor. A adição de um soluto não-volátil diminui a vaporização do solvente.
11. a
12. d
13. A e C, pois terão a mesma pressão de vapor.
14. a
15. a) E; b) R; c) N
16. a) $P_A = P_B > P_C$
b) Solução C. Apresenta maior número de partículas (concentração) por unidade de volume.
17. Ação b. 1 mol de sulfato de sódio ($Na_2SO_4 \longrightarrow 2\ Na^+ + SO_4^{2-}$) produziria maior quantidade de partículas na solução e um maior abaixamento na temperatura de congelamento da água.
18. e **19.** d **20.** a
21. a) A. Por apresentar maior P_{vapor} estará menos concentrada.
b) 10 g/L
22. a) 771,9 kPa
b) não, pois a concentração em mol/L de íons na bebida é 0,06 mol/L.

p. 316 Exercícios

1. b
2. 68,6 mm Hg
3. b
4. b
5. a
6. d
7. a) 3,8 °C
b) 252 g/mol

p. 320 Exercícios de classe

1. 3 160 kJ; 756 kcal
2. 172,4 min
3. dois pães com manteiga
4. 81,8 min

p. 325 Exercícios de classe

1. I. fusão (endotérmica)
II. vaporização (endotérmica)
III. liquefação (exotérmica)
IV. solidificação (exotérmica)
V. sublimação (endotérmica)

2. III e IV

$H_2O_{(\ell)} \longrightarrow H_2O_{(v)}$ $\Delta H > 0$

estado final > estado inicial

$H_2O_{(s)} \longrightarrow H_2O_{(v)}$ $\Delta H > 0$

estado final > estado inicial

3. e **4.** e **5.** c **6.** d

p. 327 Exercícios de classe

1. liberados 6 865 kJ
2. liberados 686,5 kJ
3. liberados 13 730 kJ
4. 0,25 mol
5. 61 . 10^6 g

p. 332 Exercícios de classe

1. $1\ H_{2(g)} + 1/2\ O_{2(g)} \longrightarrow 1\ H_2O_{(\ell)}$

$1/2\ H_{2(g)} + 1/2\ C\ell_{2(g)} \longrightarrow 1\ HC\ell_{(g)}$

$1/2\ N_{2(g)} + 1\ O_{2(g)} \longrightarrow 1\ NO_{2(g)}$

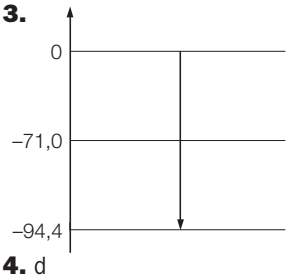
$2\ C_{(graf)} + 2\ H_{2(g)} \longrightarrow 1\ C_2H_{4(g)}$

$6\ C_{(graf)} + 3\ H_{2(g)} \longrightarrow 1\ C_6H_{6(\ell)}$

$1/2\ H_{2(g)} + 1/2\ N_{2(g)} + 3/2\ O_{2(g)} \longrightarrow 1\ HNO_{3(g)}$

2. I. exotérmico
II. maior
III. liberadas 136,6 kcal
IV. liberadas 350 kcal

3.



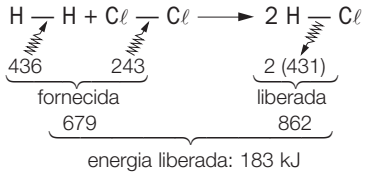
4. d

5. I. exotérmicas
II. ΔH = –395,9 kJ/mol (diamante)
ΔH = –394 kJ/mol (grafite)
III. queima do diamante
IV. endotérmico

6. b **7.** a **8.** b

p. 335 Exercícios de classe

1. ΔH = –91,5 kJ/mol;



2. ΔH = –21 kcal/mol (exotérmica)
3. ΔH = –24,2 kcal/mol
4. b

p. 338 Exercícios de classe

1. a) ΔH = –800 kJ/mol b) reação 1: endotérmica; reações 2 e 3: exotérmicas
2. a
3. –38 kJ
4. a) $C_{(s)} + 1/2\ O_{2(g)} \longrightarrow CO_{(g)} + 26{,}41$ kcal

$CO_{(g)} + 1/2\ O_{2(g)} \longrightarrow CO_{2(g)} + 67{,}64$ kcal

$C_{(s)} + O_{2(g)} \longrightarrow CO_{2(g)} + 94{,}05$ kcal

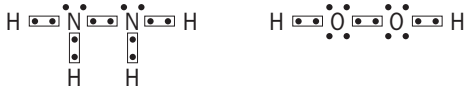
b) o ΔH da reação

c) 132,05 kcal

5. a) $\Delta H = 1{,}9\ kJ\ .\ mol^{-1}$ b) $\Delta H = -3\,935\ kJ\ .\ mol^{-1}$

p. 339 Exercícios propostos

1. a) 6,0 L b) 0,25 L
2. 1074 kJ
3. exotérmica; libera calor
4. e **7.** a
5. b **8.** e
6. c **9.** 472 kJ
10. c
11. I. $1\ H_{2(g)} + 1/2\ O_{2(g)} \longrightarrow 1\ H_2O_{(\ell)}$ ΔH = –68,4 kcal
II. formação de água sólida (maior liberação de calor)
III. ΔH = –10,6 kcal
12. c
13. a) ΔH = 581 kJ/mol
b) $SnO_{(s)} + 1/2\ O_{2(g)} \longrightarrow SnO_{2(s)}$
ΔH = –295 kJ/mol
14. a) ΔH = –154 kcal
b)



15. –153,4 kJ
16. a queima do etanol;

$1\ \underset{\text{etanol}}{C_2H_6O}$ — 46 g $\xrightarrow{\text{libera}}$ 1327 kJ

m ——— x

$x = \frac{1327 \cdot m}{46}$ kJ

$1\ \underset{\text{metanol}}{CH_4O}$ — 32 g $\xrightarrow{\text{libera}}$ 671 kJ

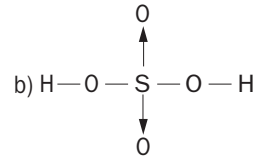
m ——— y

$y = \frac{671 \cdot m}{32}$ kJ

Assim, x > y

17. a) x = 132 kJ

b)



18. b **21.** a
19. b **22.** ΔH = –111 kcal
20. e
23. H — F = 497
H — Br = 365

H — F	92	x
H — Cℓ	127	431
H — Br	141	y
H — I	161	299

431 – 299 = 132, logo: x – y = 132

$y = \frac{431 + 299}{2} = 365$

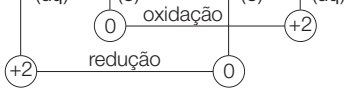
x – y = 132 ⟹ x – 365 = 132 ⟹ x = 497

24. c
25. x = –17 kJ
26. ΔH = 300 kJ
27. a) ΔH = +160 kJ
b) ΔH = –628 kJ
28. 347 kcal
29. a) $2\ A\ell_{(s)} + 1\ Fe_2O_{3(s)} \longrightarrow 2\ Fe_{(s)} + 1\ A\ell_2O_{3(s)}$
b) ΔH = –851,8 kJ
30. –57 kcal/mol

p. 348 Exercícios de classe

1. $S_8 = 0$; $H_2S = -2$; $SO_2 = +4$; $H_2SO_3 = +4$; $SO_3 = +6$; $H_2SO_4 = +6$; $SO_4^{2-} = +6$; $Na_2S_2O_3 = +4$; $A\ell_2(SO_4)_3 = +6$

2. b
3. a
4. b
5. c
6. e
7. c
8. b
9. $Cu^{2+}_{(aq)} + Ni_{(s)} \longrightarrow Cu_{(s)} + Ni^{2+}_{(aq)}$

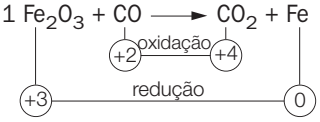


10. b

p. 353 Exercícios de classe

1. I. ferro

$1\ Fe_2O_3 + CO \longrightarrow CO_2 + Fe$

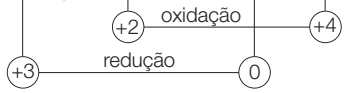


II. carbono
III. CO
IV. Fe_2O_3
V. $1\ Fe_2O_3 + 3\ CO \longrightarrow 3\ CO_2 + 2\ Fe$

2. 1
3. b
4. y = 52
5. I. carbono
II. manganês
III. MnO_4^-
IV. $C_2O_4^{2-}$
V. 1, 8, 5, 1, 10, 4

p. 353 Exercícios propostos

1. a) 0 b) –1 c) +1 d) +3 e) +5 f) +7
2. d
3. X = +4; Y = –1
4. c, d, e
5. c
6. d
7. b
8. a) I. 6, 3, 2, 4, 3, 2
II. 2, 16, 2, 2, 8, 5
b) I. $KC\ell O_3$: redutor e oxidante; II. $HC\ell$: redutor
c) II. $KMnO_4$: oxidante
9. a) $2\ Br^- + C\ell_2 \longrightarrow Br_2 + 2\ C\ell^-$
b) oxidante: $C\ell_2$; redutor: Br^-
10. a) transferência de elétrons
b) $Cu_{(s)} \longrightarrow Cu^{2+}_{(aq)} + 2\ e^-$
$Hg^{2+}_{(aq)} + 2\ e^- \longrightarrow Hg_{(\ell)}$
11. e
12. a) 1, 2, 2, 1, 1
b) agente redutor
13. I. $Fe_2O_3 + 3\ CO \longrightarrow 2\ Fe + 3\ CO_2$



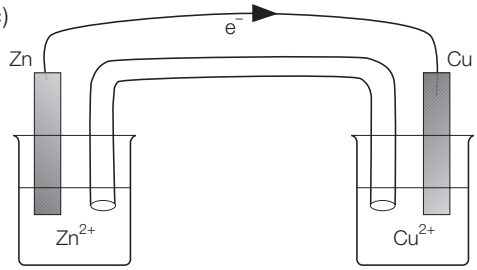
II. $10^4/3$ mol

p. 358 Exercícios de classe

1. oxidação
2. ânodo
3. negativo
4. $B_{(s)} \longrightarrow B^{3+}_{(aq)} + 3\ e^-$
5. aumenta
6. corrosão
7. redução
8. cátodo
9. positivo
10. $A^{2+}_{(aq)} + 2\ e^- \longrightarrow A_{(s)}$
11. diminui
12. deposição
13. $2\ B_{(s)} \longrightarrow 2\ B^{3+}_{(aq)} + 6\ e^-$
$3\ A^{2+}_{(aq)} + 6\ e^- \longrightarrow 3\ A_{(s)}$
$2\ B_{(s)} + 3\ A^{2+}_{(aq)} \longrightarrow 2\ B^{3+}_{(aq)} + 3\ A_{(s)}$
14. $B\ /\ B^{3+}\ //\ A^{2+}\ /\ A$
15. espontâneo
16. a) $Zn \longrightarrow Zn^{2+} + 2\ e^-$; corrosão
$Cu^{2+} + 2\ e^- \longrightarrow Cu$; deposição
b) $Zn \longrightarrow Cu$; como o Zn corrói, temos perda de elétrons, que migram para o cobre.
17. $Zn \longrightarrow Zn^{2+} + 2\ e^-$
$Pb^{2+} + 2\ e^- \longrightarrow Pb$
$Zn \longrightarrow Pb$

p. 363 Exercícios de classe

1. a
2. e
3. a) $I_2 + 2\ Cu^+ \longrightarrow 2\ I^- + 2\ Cu^{2+}$
b) E = 0,383 V
4. a) 0,42 V
b) $Zn^{2+} + Mn \longrightarrow Zn + Mn^{2+}$
5. a) $Zn + Cu^{2+} \longrightarrow Cu + Zn^{2+}$
b) $\Delta E = 1{,}10$ V
c)



6. e
7. e

p. 368 Exercícios de classe

1. a) tubo A = não ocorre oxidação
tubo B = oxidação completa
tubo C = oxidação parcial
b) $Fe + 3/2\ O_2 + 3/2\ H_2O \longrightarrow Fe(OH)_3$
2. a) Como o potencial de oxidação do magnésio é maior que o do ferro, o magnésio se oxida, evitando a oxidação do ferro.
b) $Mg \longrightarrow Mg^{2+} + 2\ e^-$
$Fe^{2+} + 2\ e^- \longrightarrow Fe$
$Mg + Fe^{2+} \longrightarrow Mg^{2+} + Fe$
$\Delta E = 2{,}37 - 0{,}44 \Longrightarrow \Delta E = 1{,}93$ V
3. e
4. b

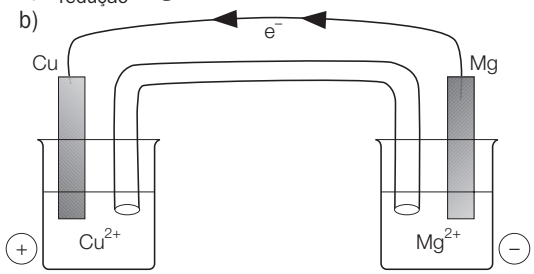
p. 369 Exercícios propostos

1. b
2. c
3. b
4. b, d
5. c
6. b
7. a) $A\ell^{3+} + 3\ e^- \longrightarrow A\ell$
b) $Zn \longrightarrow Zn^{2+} + 2\ e^-$
c) $2\ A\ell^{3+} + 3\ Zn \longrightarrow 2\ A\ell + 3\ Zn^{2+}$
d) $\Delta E = 2{,}26$ V
e) sim

8. b
9. a
10. a
11. I, III, V

12. a) $E_{redução}$: $Mg^{2+} < Pb^{2+} < Cu^{2+}$

b)



13. O zinco sofre oxidação. O Zn apresenta maior potencial de oxidação (menor de redução).

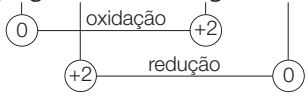
14. a) frasco II; $Fe + Cu^{2+} \longrightarrow Fe^{2+} + Cu$
b) 161 g/L

15. $Fe + 3/2\ O_2 + 3/2\ H_2O \longrightarrow Fe(OH)_3$

16. c

17. a) Mg; menor potencial de redução

b) $Mg + Fe^{2+} \longrightarrow Mg^{2+} + Fe$



agente redutor: Mg
agente oxidante: Fe^{2+}

p. 376 Exercícios de classe

1. a) $KI_{(s)} \xrightarrow{\Delta} K^+ + I^-$

pólo ⊕ (ânodo): $2\ I^- \longrightarrow I_2 + 2\ e^-$

pólo ⊖ (cátodo): $K^+ + e^- \longrightarrow K^0$

b) $NiC\ell_{2(s)} \xrightarrow{\Delta} Ni^{2+} + 2\ C\ell^-$

⊕ $2\ C\ell^- \longrightarrow C\ell_2 + 2\ e^-$

⊖ $Ni^{2+} + 2\ e^- \longrightarrow Ni_{(s)}$

2. $NaC\ell_{(s)} \xrightarrow{\Delta} Na^+ + C\ell^-$

⊕ $2\ C\ell^- \longrightarrow C\ell_2 + 2\ e^-$

⊖ $Na^+ + e^- \longrightarrow Na^0$

3. a) $CuBr_{2(s)} \xrightarrow{H_2O} Cu^{2+} + 2\ Br^-$

$HOH \longrightarrow H^+ + OH^-$

ânodo ⊕: $2\ Br^- \longrightarrow Br_2 + 2\ e^-$ (bromo)

cátodo ⊖: $Cu^{2+} + 2\ e^- \longrightarrow Cu^0$ (cobre metálico)

b) $AgNO_{3(s)} \xrightarrow{H_2O} Ag^+ + NO_3^-$

$HOH \longrightarrow H^+ + OH^-$

ânodo ⊕: $2\ OH^- \longrightarrow 1/2\ O_2 + H_2O + 2\ e^-$

cátodo ⊖: $Ag^+ + e^- \longrightarrow Ag^0$

c) $CaC\ell_{2(s)} \xrightarrow{H_2O} Ca^{2+} + 2\ C\ell^-$

$HOH \longrightarrow H^+ + OH^-$

ânodo ⊕: $2\ C\ell^- \longrightarrow C\ell_2 + 2\ e^-$

cátodo ⊖: $2\ H^+ + 2\ e^- \longrightarrow H_2$

d) $Na_2SO_{4(s)} \xrightarrow{H_2O} 2\ Na^+ + SO_4^{2-}$

$HOH \longrightarrow H^+ + OH^-$

ânodo ⊕: $2\ OH^- \longrightarrow 1/2\ O_2 + H_2O + 2\ e^-$

cátodo ⊖: $2\ H^+ + 2\ e^- \longrightarrow H_2$

4. NaOH, H_2, $C\ell_2$, $NaC\ell O$

$C\ell_2 + 2\ NaOH \longrightarrow NaC\ell + NaC\ell O + H_2O$

$NaC\ell_{(s)} \xrightarrow{H_2O} Na^+ + C\ell^-$

$HOH \longrightarrow H^+ + OH^-$

ânodo ⊕: $2\ C\ell^- \longrightarrow C\ell_2 + 2\ e^-$

cátodo ⊖: $2\ H^+ + 2\ e^- \longrightarrow H_2$

5. a
6. d

p. 378 Exercícios de classe

1. a **2.** d **3.** b **4.** 635 g **5.** a

p. 379 Exercícios propostos

1. d
2. c
3. e
4. a) Sim. Nas condições ambientes, o cloro ($C\ell_2$) é um gás. Na verdade, trata-se de uma solução aquosa de $NaC\ell O$.

b) $2\ H^+_{(aq)} + 2\ e^- \longrightarrow H_{2(g)}$

$2\ C\ell^-_{(aq)} \longrightarrow C\ell_{2(g)} + 2\ e^-$

5. a) X = $MgCO_3$; Y = MgO; Z = $C\ell_2$

b) $Mg(OH)_{2(s)} + CO_{2(g)} \longrightarrow MgCO_{3(s)} + H_2O_{(\ell)}$;
Não é oxido-redução, pois não houve variação de Nox.

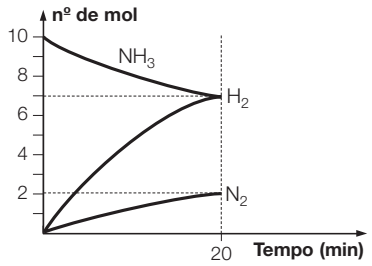
6. e
7. 32 g
8. e
9. c
10. a
11. e
12. 81 A
13. e

14. a) $CuSO_4 \longrightarrow Cu^{2+} + SO_4^{2-}$
0,1 mol/L 0,1 mol/L 0,1 mol/L

b) 3860 segundos

p. 384 Exercícios de classe

1. e
2. 0,40 mol · L^{-1} · min^{-1}
3. a) a = 0
b = 0
c = 4
d = 2
e = 6
f = 2
g = 6

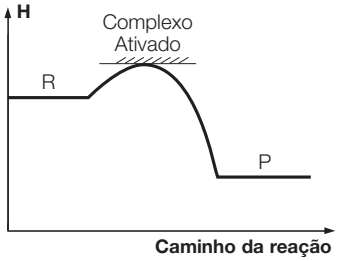
b)


c) $V_{NH_3} = 0{,}2$ mol/min
$V_{N_2} = 0{,}1$ mol/min
$V_{H_2} = 0{,}3$ mol/min

d) $V_m = 0{,}1$ mol/min

4. e
5. 528 g

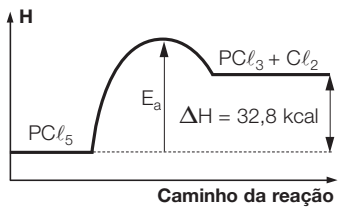
p. 391 Exercícios de classe

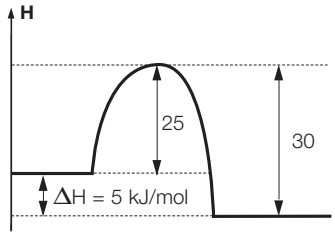
1.


2. d
3. d
4. 1 kg de carvão em pó; maior superfície de contato
5. a) Ocorre oxidação — o oxigênio do ar incorpora-se ao produto sólido.
b) Curva B. Num mesmo intervalo de tempo ocorreu um aumento mais significativo da massa, ou seja, a velocidade da reação é maior.
6. b
7. a) Aumenta a superfície de contato entre os reagentes.
b) Quanto maior a temperatura, maior a velocidade de uma reação.
8. curvas B e C
curva B: mais rápida
curva C: menor energia de ativação
9. e
10. a) $v = k \cdot [HC\ell]^2$
b) $v = k \cdot [H_2] \cdot [I_2]$
c) $v = k \cdot [CO_2]^2 \cdot [O_2]$
d) $v = k \cdot [NH_3]^2$
e) $v = k \cdot [N_2] \cdot [H_2]^3$
11. a **12.** e **13.** c **14.** k = 0,2

p. 393 Exercícios propostos

1. trecho I
2. 0,1 mol $\cdot$ L^{-1} $\cdot$ min^{-1}
3. a) amostra IV
b) amostra I. Quanto maior a massa de Mg que reage, maior será a quantidade de H_2 produzido:
$Mg + 2\ HC\ell \longrightarrow MgC\ell_2 + H_2$

4.


5. A variação da energia é de 5 kJ e o seu $\Delta H = -5$ kJ.


6. d
7. e
8. a
9. Água quente e mais vinagre.
10. e
11. d
12. a) curva I b) catalisador c) $E_{II} > E_I$
13. a) Curva 3, pois consome menos em um mesmo intervalo de tempo.
b) Curva 2, pois é mais rápida.
14. a) Não são consumidos na reação, apesar de participarem dela.
b) Baixas temperaturas favorecem reações exotérmicas.
15. d **16.** b **17.** b **18.** c **19.** d

p. 403 Exercícios de classe

1. b
2. e
3. a) $K_c = \dfrac{[NO_2]^2}{[NO]^2 \cdot [O_2]}$
b) $K_c = \dfrac{[PC\ell_3] \cdot [C\ell_2]}{[PC\ell_5]}$
c) $K_c = \dfrac{[H_2O]^2 \cdot [C\ell_2]^2}{[HC\ell]^4 \cdot [O_2]}$
d) $K_c = \dfrac{[CO] \cdot [H_2]}{[H_2O]}$
e) $K_c = \dfrac{[Mg^{2+}] \cdot [H_2]}{[H^+]^2}$
f) $K_c = \dfrac{[Cr_2O_7^{2-}] \cdot [H_2O]}{[CrO_4^{2-}] \cdot [H^+]^2}$

4. a) $K_c = \dfrac{[N_2] \cdot [H_2]^3}{[NH_3]^2}$; $K_p = \dfrac{P_{N_2} \cdot (P_{H_2})^3}{(P_{NH_3})^2}$ (homogêneo)
b) $K_c = \dfrac{[H_2]^4}{[H_2O]^4}$; $K_p = \dfrac{(P_{H_2})^4}{(P_{H_2O})^4}$ (heterogêneo)
c) $K_c = [O_2]$; $K_p = P_{O_2}$ (heterogêneo)
5. $K_c = 8$
6. c
7. a) $K_c = \dfrac{[Ce^{3+}] \cdot [Fe^{3+}]}{[Ce^{4+}] \cdot [Fe^{2+}]}$
b) $5 \cdot 10^{-13}$ mol/L
8. d
9. c
10. a) $K_c = 2$; mistura A está em equilíbrio
b) mistura B não está em equilíbrio;

$$Q_c = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]} = \frac{(2 \cdot 10^{-1})^2}{1 \cdot 10^{-3}} = 0{,}4 \qquad Q_c \neq K_c$$

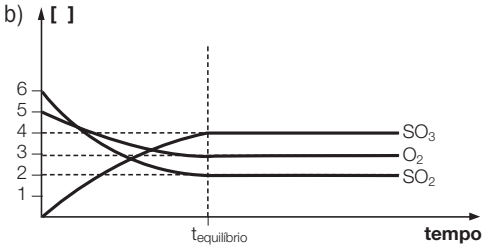
p. 404 Exercícios propostos

1. d
2. d
3. a) $2\ O_3 \rightleftharpoons 3\ O_2$
b) $K_c = \dfrac{n_1^3}{n_2^2 \cdot V}$
4. b
5. $K_c = 4$

6. a) 400 milissegundos; retas paralelas
b) $K_c = 312{,}5$

7. a) $K_c = \frac{[SO_3]^2}{[SO_2]^2 \cdot [O_2]} \Rightarrow K_c = \frac{(4)^2}{(2)^2 \cdot (3)} \Rightarrow K_c = \frac{4}{3}$

b)



8. $K_c = 0{,}005$

9. a) 0,15 mol · L^{-1} · min^{-1} b) $K_c = 4$

10. No equilíbrio:

$$K_c = \frac{[C_{10}H_{12}]}{[C_5H_6]^2} = 2{,}7$$

mistura 1:

$$Q_1 = \frac{[C_{10}H_{12}]}{[C_5H_6]^2} = \frac{1{,}728}{(0{,}800)^2} = 2{,}7$$

mistura 2:

$$Q_2 = \frac{[C_{10}H_{12}]}{[C_5H_6]^2} = \frac{3{,}456}{(1{,}000)^2} = 3{,}456$$

a) Na mistura 1, como $Q_1 = K \Rightarrow$ equilíbrio. As concentrações de monômero e dímero não sofrerão alteração.

b) Na mistura 2, como $Q_2 = 3{,}456 > K = 2{,}7$, a reação se processará da direita para a esquerda, reduzindo a concentração do dímero e aumentando a do monômero até que o equilíbrio seja atingido: $K_c = 2{,}7$.

p. 410 Exercícios de classe

1. d
2. Com a adição de H^+ (ácidos), o equilíbrio é deslocado para a esquerda, e a cor sofre alteração para amarelo.
3. condições II e IV
4. c
5. a) reação I. No equilíbrio temos variação de número de mol entre reagente e produto.

b) $K_c = \frac{[NH_3]^2}{[H_2]^3 \cdot [N_2]}$

c) reações de síntese

d) I. amônio
II. cloreto de hidrogênio

6. a
7. são corretos: a, c, d
8. Exotérmica, pois com o aumento da temperatura o equilíbrio desloca no sentido endotérmico, que é a reação inversa.
9. c
10. a) 25 °C; o equilíbrio é deslocado para a esquerda
b) $CO_2 + H_2O \rightleftharpoons H_2CO_3 \rightleftharpoons H^+ + HCO_3^-$

p. 412 Exercícios propostos

1. a) $K_c = 4$
b) não; o equilíbrio é deslocado para a direita
2. a) $K_c = 50$ b) direita
3. c **4.** a
5. a **6.** d
7. a) 10 °C. O aumento da temperatura diminui a solubilidade de um gás num líquido.
b) Na base, pois a pressão atmosférica é maior nessa situação.
8. (01) + (04) + (32) = 37

p. 417 Exercícios de classe

1. a) $HNO_2 \xrightarrow{H_2O} H^+ + NO_2^-$

$H_3CCOOH \xrightarrow{H_2O} H^+ + H_3CCOO^-$

$HCN \xrightarrow{H_2O} H^+ + CN^-$

$HF \xrightarrow{H_2O} H^+ + F^-$

b) HNO_2: $K_i = \frac{[H^+] \cdot [NO_2^-]}{[HNO_2]}$

H_3CCOOH: $K_i = \frac{[H^+] \cdot [H_3CCOO^-]}{[H_3CCOOH]}$

HCN: $K_i = \frac{[H^+] \cdot [CN^-]}{[HCN]}$

HF: $K_i = \frac{[H^+] \cdot [F^-]}{[HF]}$

c) $HCN < H_3CCOOH < HNO_2 < HF$

2. a
3. $\alpha = 1\%$
4. a) $\alpha = 0{,}4\%$
b) $\alpha = 4\%$

p. 418 Exercícios propostos

1. $HCN < HBrO < HC\ell O < HCOOH < HC\ell O_2$
2. a
3. c
4. $K_i = 1{,}69 \cdot 10^{-5}$
5. e
6. a) Na que contém $HC\ell$, pois a concentração de H^+ é maior.
b) Pela quantidade de bolhas formadas.

p. 423 Exercícios de classe

1. a — II; b — I; c — III; d — II; e — III; f — II; g — II; h — II
2. Coca-Cola; café
3. $[H^+] = 10^{-2}$ mol/L $\Rightarrow [OH^-] = 10^{-12}$ mol/L $\Rightarrow$ pOH = 12 $\Rightarrow$ pH = 2
4. $[OH^-] = 10^{-6}$ mol/L $\Rightarrow [H^+] = 10^{-8}$ mol/L $\Rightarrow$ pH = 8 $\Rightarrow$ pOH = 6
5. maior $[OH^-]$: cerveja menor $[OH^-]$: vinagre
6. e
7. b
8. d
9. a
10. 100
11. c
12. 2,8 mg
13. a) I. $Na_2O + H_2O \longrightarrow 2\ NaOH$

III. $SO_3 + H_2O \longrightarrow H_2SO_4$

b) frasco II: pH aumenta; o óxido básico reage com ácido;
frasco IV: pH diminui; o óxido ácido reage com a base.

14. b
15. a) espécie I; desloca para a esquerda pelo aumento da concentração de H^+.
b) espécie I: amarelo; espécie II: azul
c) pH = 5; amarelo

p. 425 Exercícios propostos

1. a **2.** b
3. c **4.** c
5. a) I. b; II. c; III. a (ácido);
II é base mais forte que I; logo, tem maior pH;
b) $HC\ell + KOH \longrightarrow \underset{\text{composto iônico}}{KC\ell} + H_2O$
6. e
7. c
8. pH = 12
9. a) pH = 11
b) H — O — N = O
O
10. vermelha; pH = 1

NaOH 100 mL = 0,1 L; 0,1 mol/L $\Big\}$ 0,01 mol NaOH $\longrightarrow$ 0,01 mol OH^-

$HC\ell$ 100 mL = 0,1 L; 0,3 mol/L $\Big\}$ 0,03 mol $HC\ell \longrightarrow \underbrace{0{,}03 \text{ mol } H^+}_{\text{excesso de } 0{,}02 \text{ mol } H^+}$

logo: $\frac{0{,}02 \text{ mol } H^+}{0{,}2 \text{ L}} \Longrightarrow 0{,}1 \text{ mol/L} \Longrightarrow \text{pH} = 1$

11. c
12. I. $K_a = 8{,}0 \cdot 10^{-7}$
II. $[H_3CCOO^-] = 2{,}0 \cdot 10^{-4}$ mol/L
III. pH = 3,7
IV. $[H_3O^+] = [H_3CCOO^-] = 2{,}0 \cdot 10^{-4}$ mol/L
$[H_3CCOOH] = 0{,}05$ mol/L
$[OH^-] = 5{,}0 \cdot 10^{-11}$ mol/L
13. a) desloca-se para a esquerda
b) aumentará
14. a) 10^{-11} mol/L
b) 10^{-4} mol/L
c) Leite de magnésia, pois apresenta o maior pH.
d) Não, pois a faixa de viragem da fenolftaleína corresponde a um pH superior ao do suco de laranja.
15. a) alaranjado-de-metila: vermelho;
azul-de-bromotimol: amarelo
b) ambos ficam amarelos
16. A solução de ácido fórmico, pois apresenta a maior constante de ionização.

p. 429 Exercícios de classe

1. a) ácidas: $CuSO_4$, $NH_4C\ell$
básicas: Na^+Ac^-, $(NH_4)_2S$
neutras: $Ba(NO_3)_2$
b) as de caráter básico
2. a) $Ag^+ + HOH \longrightarrow AgOH + H^+$
b) $Cu^{2+} + 2\ HOH \longrightarrow Cu(OH)_2 + 2\ H^+$
c) $H_3COO^- + H_2O \longrightarrow H_3CCOOH + OH^-$
d) $HCO_3^- + H_2O \longrightarrow H_2CO_3 + OH^-$
3. c **5.** d
4. a **6.** e

p. 429 Exercícios propostos

1. a **2.** d
3. a) $NaC\ell + HOH \longrightarrow \underset{\text{base forte}}{NaOH} + \underset{\text{ácido forte}}{HC\ell}$
$Na^+ + C\ell^- + H_2O \rightleftharpoons Na^+ + OH^- + H^+ + C\ell^-$
$H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^- \Longrightarrow$ solução neutra
b) $H_3CCOONa + HOH \longrightarrow \underset{\text{base forte}}{NaOH} + \underset{\text{ácido fraco}}{H_3CCOOH}$
$H_3CCOO^- + Na^+ + H_2O \rightleftharpoons Na^+ + OH^- + H_3CCOOH$
$H_3CCOO^- + H_2O \rightleftharpoons OH^- + H_3CCOOH \Longrightarrow$ solução básica
c) $NH_4C\ell + HOH \longrightarrow \underset{\text{base fraca}}{NH_4OH} + \underset{\text{ácido forte}}{HC\ell}$
$NH_4^+ + C\ell^- + H_2O \rightleftharpoons NH_4OH + H^+ + C\ell^-$
$NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons NH_4OH + H^+ \Longrightarrow$ solução ácida
d) $Na_{(s)} + HOH \longrightarrow \underset{\text{base forte}}{NaOH} + H_2 \Longrightarrow \text{básica}$
4. a) $NaCN + HOH \longrightarrow \underset{\text{base forte}}{NaOH} + \underset{\text{ácido fraco}}{HCN}$
$Na^+_{(aq)} + CN^-_{(aq)} + H_2O_{(\ell)} \rightleftharpoons Na^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)} + HCN_{(aq)}$
$CN^-_{(aq)} + H_2O_{(\ell)} \rightleftharpoons OH^-_{(aq)} + HCN_{(aq)} \Longrightarrow$ meio básico
A coloração fica vermelha na presença de fenolftaleína.
b) $NH_4C\ell + HOH \longrightarrow \underset{\text{base fraca}}{NH_4OH} + \underset{\text{ácido forte}}{HC\ell}$
$NH^+_{4(aq)} + C\ell^-_{(aq)} + H_2O_{(\ell)} \rightleftharpoons NH_4OH_{(aq)} + H^+_{(aq)} + C\ell^-_{(aq)}$
$NH^+_{4(aq)} + H_2O_{(\ell)} \rightleftharpoons NH_4OH_{(aq)} + H^+ \Longrightarrow$ meio ácido
A solução permanece incolor na presença de fenolftaleína.
5. 1º copo: amarela 3º copo: verde
2º copo: azul 4º copo: amarela
6. a) pH = 7,6, pois a quantidade de O_2 transportado é maior.
b) Alcalose; $NH_4C\ell$ tem caráter ácido.

p. 434 Exercícios de classe

1. a) $AgBr \rightleftharpoons Ag^+ + Br^-$; $K_s = [Ag^+] \cdot [Br^-]$
b) $CaCO_3 \rightleftharpoons Ca^{2+} + CO_3^{2-}$; $K_s = [Ca^{2+}] \cdot [CO_3^{2-}]$
c) $Ag_2SO_4 \rightleftharpoons 2\ Ag^+ + SO_4^{2-}$; $K_s = [Ag^+]^2 \cdot [SO_4^{2-}]$
d) $PbI_2 \rightleftharpoons Pb^{2+} + 2\ I^-$; $K_s = [Pb^{2+}] \cdot [I^-]^2$
e) $Ag_2S \rightleftharpoons 2\ Ag^+ + S^{2-}$; $K_s = [Ag^+]^2 \cdot [S^{2-}]$
f) $A\ell(OH)_3 \rightleftharpoons A\ell^{3+} + 3\ OH^-$; $K_s = [A\ell^{3+}] \cdot [OH^-]^3$
g) $Mn(OH)_2 \rightleftharpoons Mn^{2+} + 2\ OH^-$; $K_s = [Mn^{2+}] \cdot [OH^-]^2$
2. c
3. a) $K_s = [Ba^{2+}] \cdot [SO_4^{2-}]$
b) $K_s = 10^{-10}$
4. a) 10^{-4} mol/L
b) $2\ HC\ell + Mg(OH)_2 \longrightarrow MgC\ell_2 + 2\ H_2O$
5. a
6. a) 55,5 dm^3
b) não; seriam necessários $3{,}3 \cdot 10^{25}$ dm^3
7. (8) + (64) = 72

p. 434 Exercícios propostos

1. a) É um sal cujo nome é antimoniato de chumbo II.
b) $Pb_3(SO_4)_{2(s)} + aq \rightleftharpoons 3\ Pb^{2+}_{(aq)} + 2\ SbO^{3-}_{4(aq)}$
$K_{ps} = [Pb^{2+}]^3 \cdot [SbO_4^{3-}]^2$
2. b
3. Todas as alternativas estão corretas.

4. $BaF_2 \longrightarrow Ba^{2+} + 2\ F^-$

$K_{ps} = [Ba^{2+}] \cdot [F^-]^2$

$K_{ps} = (0{,}76 \cdot 10^{-2}) \cdot (1{,}52 \cdot 10^{-2})^2$

$K_{ps} = 1{,}76 \cdot 10^{-6}$

5. I. $BaSO_{4(s)} \rightleftharpoons Ba^{2+}_{(aq)} + SO^{-2}_{4(aq)}$

II. $K_{ps} = [Ba^{2+}] \cdot [SO_4^{2-}]$

III. $K_{ps} = 10^{-10}$

6. O gráfico mostra que, quando $[Ba^{2+}] \cdot 10^5 = [SO_4^{2-}] \cdot 10^5 = 1$, a solução está saturada. Podemos, então, calcular o K_{ps}:

$[Ba^{2+}] \cdot [SO_4^{2-}] = (1/10^5) \cdot (1/10^5) = 10^{-5} \cdot 10^{-5} = 10^{-10}$

O número que multiplicado por 10^{-10} fornece o valor do K_{ps} é 1.

7. a

8. adicionar 120 mL de água

9. e

p. 440 Exercícios de classe

1. a

2. a) $^{3}_{1}H \longrightarrow {}^{3}_{2}He + {}^{0}_{-1}\beta$

b) $^{15}_{7}N + {}^{1}_{1}p \longrightarrow {}^{12}_{6}C + {}^{4}_{2}\alpha$

c) $^{39}_{19}K + {}^{1}_{0}n \longrightarrow {}^{36}_{17}C\ell + {}^{4}_{2}\alpha$

d) $^{14}_{7}N + {}^{4}_{2}\alpha \longrightarrow {}^{17}_{8}O + {}^{1}_{1}p$

e) $^{10}_{6}C \longrightarrow {}^{10}_{5}B + {}^{0}_{-1}e$

3. a) x = 30; y = 15

b) x = número de massa; y = número atômico

4. 238 e 92, respectivamente.

5. X = 90; Y = 224

6. Z = 93; A = 239

7. a) E_a = Po

E_b = Pb

$E_c = {}^{206}_{82}Pb$; $^{222}_{86}Rn \xrightarrow{\alpha} {}^{218}_{84}Po \xrightarrow{\alpha} {}^{216}_{82}Pb$

b) trata-se de gás

p. 444 Exercícios de classe

1. b **2.** d

3. a) 100% $\xrightarrow{P}$ 50% $\xrightarrow{P}$ 25%

2 P = 16 dias P = 8 dias

b) $^{131}_{53}I \longrightarrow {}^{0}_{-1}\beta + {}^{131}_{54}X$

Z = 54; xenônio

4. b **5.** d **6.** d

p. 444 Exercícios propostos

1. d

2. b

3. b, d, e

4. d

5. a

6. a) 3 β e 2 α

b) α = núcleo do átomo de $^{4}_{2}He$; β = elétrons.

c) $^{4}_{2}\alpha$; $^{0}_{-1}\beta$

7. $^{14}_{7}N + {}^{1}_{0}n \longrightarrow {}^{14}_{6}C + {}^{1}_{1}H$

8. I. $^{27}_{13}A\ell + {}^{4}_{2}\alpha \longrightarrow {}^{30}_{15}P + {}^{1}_{0}n$

II. $^{30}_{15}P \longrightarrow {}^{30}_{14}Si + {}^{0}_{+1}e$

9. c

10. a

11. 57 anos

12. a) 30 anos b) 12,5%

13. a) $^{14}_{7}N + {}^{1}_{0}n \longrightarrow {}^{14}_{6}C + {}^{1}_{1}X$ (próton)

$^{14}_{6}C \longrightarrow {}^{14}_{7}N + {}^{0}_{-1}Y$ (beta)

b) 5 600 anos

14. b

15. a) 133 nêutrons b) 4 minutos

16. e

p. 451 Exercícios

1. a) nêutron

b) $^{236}_{92}U \longrightarrow 2\ {}^{1}_{0}n + {}^{90}_{36}Kr + {}^{144}_{56}Y$

c) I. fissão; II. fusão

d) figura II (fusão)

2. c **5.** d

3. a **6.** b

4. c **7.** corretas: c, d

p. 459 Exercícios de classe

1. a) 1: simples; 2: dupla; 3: simples; 4: tripla

b) 1: simples; 2: tripla; 3: simples; 4: tripla

c) 1: dupla; 2: dupla; 3: simples; 4: dupla

2. $H-C=C-C=C-H$ (H, H, H, H)

3. a) $H_3C-CH_2-CH_2-CH_3$

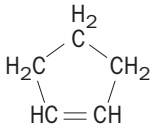
b) $H_2C=CH-CH=CH_2$

c) $H_2C=C=CH-CH_3$

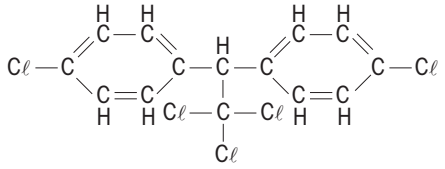
d) $HC\equiv C-CH_2-CH_3$

e) $HC\equiv C-CH=CH_2$

f)



4. a) $H_3C-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-O-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-CH_3$



b) I. primários: 4; secundários: 3

II. primários: 1; secundários: 10; terciários: 3

5. $C_7H_8O_3$ primários: 2; secundários: 3; terciários: 2

6. $C_{17}H_{21}O_4N$

p. 463 Exercícios de classe

1. a) alifática, normal, heterogênea, saturada — $C_4H_8C\ell_2S$

b) alifática, normal, heterogênea, saturada — $C_6H_{12}O_2$

c) alifática, ramificada, homogênea, insaturada — C_7H_{14}

d) alifática, normal, homogênea, insaturada — C_3H_6S

e) monocíclica, alicíclica, homocíclica, insaturada — $C_6H_4O_2$

f) monocíclica, alicíclica, homogênea, saturada — C_3H_6

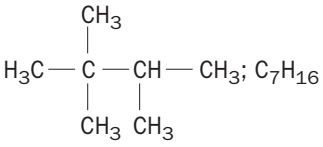
g) aromática mononuclear — C_6H_7N

h) aromática polinuclear — $C_{14}H_{10}$

2. c
3. d
4. somente III
5. b
6. e

p. 464 Exercícios propostos

1. (02), (03), (04)
2. d
3. c
4. a
5. e
6. $C_{18}H_{24}O_2$

7.


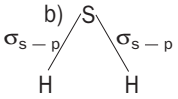
8. c
9. d
10. a) II, V, VI
b)  contém duplas ligações

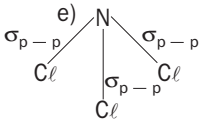
11. a) compostos II e III
b) II: 1; III: 1
12. b
13. b

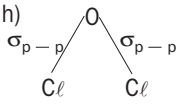
p. 471 Exercícios

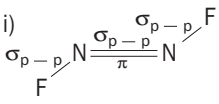
1. a) Resultado da interpenetração de orbitais incompletos s com s.
b) Resultado da interpenetração de orbitais incompletos s com p.

2. σ: interpenetração no mesmo eixo
π: eixos paralelos

3. a) $H \overset{\sigma_{s-s}}{—} H$
b) 

c) $O \overset{\sigma_{p-p}}{\underset{\pi_{p-p}}{=}} O$
d) $H \overset{\sigma_{s-p}}{—} C\ell$
e) 

f) $N \overset{\sigma_{p-p}}{\underset{\pi}{\equiv}} \pi N$
g) $Br \overset{\sigma_{p-p}}{—} Br$
h) 

i) 

4. 21 σ e 5 π
5. a
6. c
7. c
8. b
9. a
10. c
11. b
12. e

p. 479 Exercícios de classe

1. a) $H_3C — CH_2 — CH_3$; C_3H_8
b) $H_3C — CH_2 — CH_2 — CH_2 — CH_3$; C_5H_{12}
c) $H_3C — CH_2 — CH_2 — CH_2 — CH_2 — CH_2 — CH_3$; C_7H_{16}
d) $H_3C — (CH_2)_8 — CH_3$; $C_{10}H_{22}$

2. a) butano
b) octano
c) nonano

3. c

4. a) 12;
b) 22;
c) 42

5. Todas são corretas.

6. a) $H_2C = CH — CH_3$; C_3H_6
b) $H_2C = CH — CH_2 — CH_2 — CH_3$; C_5H_{10}
c) $H_3C — CH = CH — CH_2 — CH_2 — CH_3$; C_6H_{12}
d) $H_3C — CH_2 — CH = CH — CH_2 — CH_3$; C_6H_{12}

7. a) 2-penteno
b) 1-hexeno
c) 1-hepteno
d) 3-hepteno

8. a) 10;
b) 20;
c) 40

9. $H_3C — CH_2 — CH_2 — CH = CH_2$; 1-penteno

10. a) $HC \equiv C — CH_2 — CH_3$; C_4H_6
b) $HC \equiv C — CH_2 — CH_2 — CH_3$; C_5H_8
c) $H_3C — C \equiv C — CH_2 — CH_3$; C_5H_8
d) $H_3C — CH_2 — C \equiv C — CH_2 — CH_3$; C_6H_{10}

11. a) 1-hexino
b) 2-decino
c) 4-nonino
d) 1-octino

12. a) 8
b) 18
c) 38

13. a) $H_3C — C \equiv C — H + Na \longrightarrow H_3C — C \equiv C^-Na^+ + 1/2\ H_2$
b) $H_3C — CH_2 — C \equiv CH + Na \dashrightarrow H_3C — CH_2 — C \equiv C^-Na^+ + 1/2\ H_2$
c) $H_3C — C \equiv C — CH_3 + Na \longrightarrow$ não ocorre

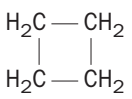
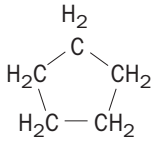
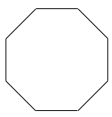
14. a) $H_2C = C = CH — CH_3$; C_4H_6
b) $H_2C = C = CH — CH_2 — CH_3$; C_5H_8
c) $H_2C = CH — CH = CH — CH_3$; C_5H_8
d) $H_2C = CH — CH_2 — CH = CH_2$; C_5H_8

15. a) 1, 2-nonadieno
b) 1, 3-heptadieno
c) 1, 5-octadieno
d) 1, 3-heptadieno

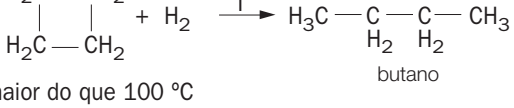
16. a) 8;
b) 18;
c) 18

17. $H_2C = C = CH_2$; propadieno

p. 482 Exercícios de classe

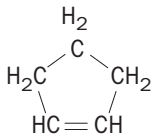
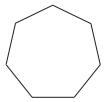
1. a) 
b) 
c) 
d) 

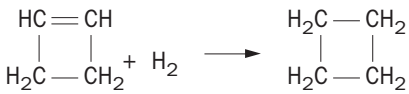
2. a) ciclopropano
b) ciclohexano
c) cicloeptano

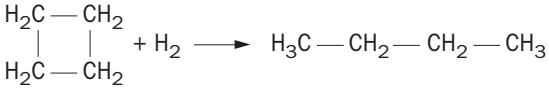
3. 

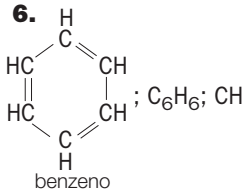
butano

t: maior do que 100 °C

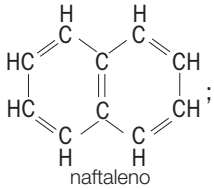
4. a) 
b) ciclopropeno
c) ciloexeno
d) 

5. 



6. 

; C_6H_6; CH
benzeno



; $C_{10}H_8$; C_5H_4
naftaleno

7. c **8.** a, b, d, e

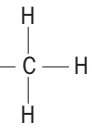
p. 483 Exercícios propostos

1. e

2. a) $H_3C-CH_3 + Na_2CO_3$ (etano)

b) $H_3C-CH_2-CH_2-CH_3 + Na_2CO_3$ (butano)

3. metano (CH_4)

4. a) metano; 

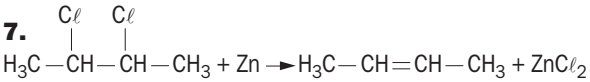
b) baixo custo; não é tóxico

5. (02) + (04) + (08) + (16) + (32) = 62

6. a) $H_2C=CH-CH_3$; propeno

b) $H_2C=CH-CH_2-CH_2-CH_3$

$H_3C-CH=CH-CH_2-CH_3$

7. 

8. X: C_8H_{16}; Y: C_9H_{20}

9. $H_3C-CH=CH-CH_2-CH_3$ e

$H_3C-CH_2-CH_2-CH_2-CH_3$

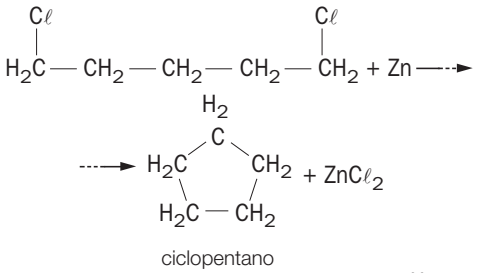
10. b

11. a

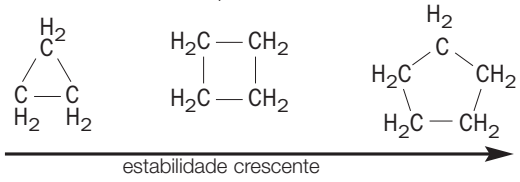
12. $H_2C=C=CH-CH_3 + H_2 \rightarrow H_3C-CH=CH-CH_3$

13. $H_2C=CH-CH=CH_2 + 2\,H_2 \rightarrow H_3C-CH_2-CH_2-CH_3$

14. $H_2C=C=CH-CH_3$

15. 

ciclopentano

16. 

17. d

18. e

19. Alertar para vazamentos; CO

20. A: C_6H_6; benzeno B: C_7H_8; tolueno

21. A: CaO; óxido de cálcio E: H_2; gás hidrogênio

B: CaC_2; carbureto F: H_3C-CH_3; etano

C: $HC\equiv CH$; acetileno G: H_2O; água

D: C_6H_6; benzeno

22. c

P. 489 Exercícios de classe

1. a) isopropil d) sec-butil g) benzil

b) butil e) vinil h) terc-butil

c) fenil f) isobutil

2. A: metil C: sec-butil E: isopropil

B: propil D: isobutil

p. 494 Exercícios de classe

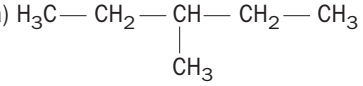
1. a) heptano f) 2, 4-dimetilpentano

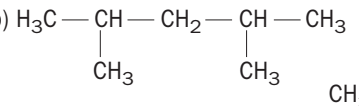
b) 2-metil-hexano g) 3, 3-dimetilpentano

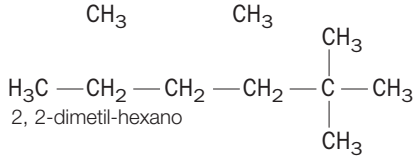
c) 3-metil-hexano h) 3-etilpentano

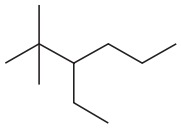
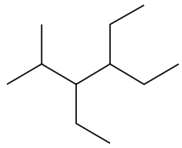
d) 2, 2-dimetilpentano i) 2, 2, 3-trimetilbutano

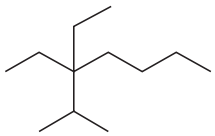
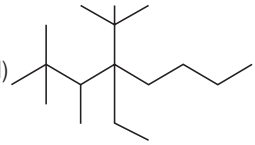
e) 2, 3-dimetilpentano

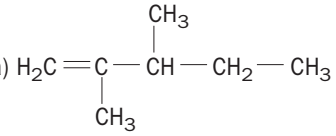
2. a)  3-metilpentano

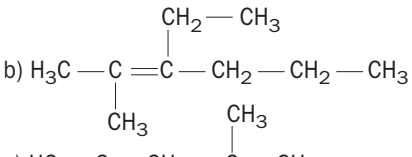
b)  2, 4-dimetilpentano

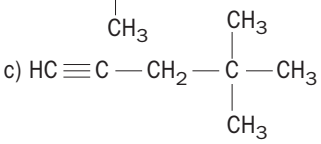
c)  2, 2-dimetil-hexano

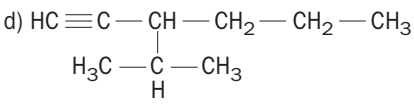
3. a)  c) 

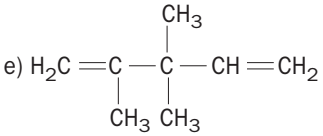
b)  d) 

4. a) 

b) 

c) 

d) 

e) 

5. a) 4-etil-4, 5-dimetil-2-hexeno

b) 3-etil-3-metil-1-hexino

c) 3-etil-2, 3-dimetil-1, 4-hexadieno

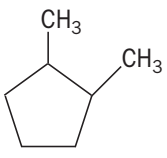
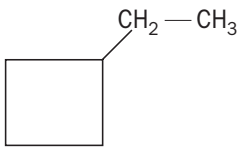
6. e

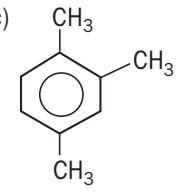
7. c

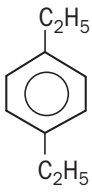
8. a) 1, 1-dimetilciclobutano d) 1, 3, 5-trimetilbenzeno

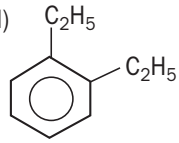
b) 1, 1-dietil-3-metilciclohexano e) α-metilnaftaleno

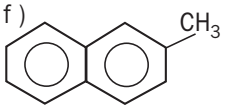
c) 1, 2, 3-trimetilbenzeno

9. a)  b) 

c) 

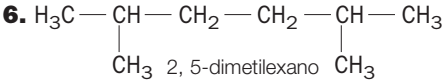
e) 

d) 

f) 

p. 495 Exercícios propostos

1. b **2.** I, II **3.** e **4.** c **5.** c

6. 
2, 5-dimetilexano

7. d
8. e
9. d
10. c
11. a
12. c
13. b

14. a) 1, 1-dimetilciclobutano
b) 1, 2-dimetilciclobutano
c) 1, 3-dimetilciclobutano
d) etilciclobutano

p. 499 Exercícios de classe

1. b
2. d
3. a
4. a
5. e
6. e

p. 501 Exercícios de classe

1. $C_3H_8 + 5\ O_2 \longrightarrow 3\ CO_2 + 4\ H_2O$
$C_4H_{10} + 13/2\ O_2 \longrightarrow 4\ CO_2 + 5\ H_2O$

2. CH_4

3. a

4. chama amarela; fuligem

5. chama azul

6. $C_8H_{18} + 25/2\ O_2 \longrightarrow 8\ CO_2 + 9\ H_2O$

7. c

8. I. oxigênio II. calor III. combustível

p. 502 Exercícios propostos

1. a
2. a
3. e
4. a
5. e
6. c
7. d
8. d
9. d

10. $2\ C_3H_6 + 9\ O_2 \longrightarrow 6\ CO_2 + 6\ H_2O$
$2\ C_6H_6 + 9\ O_2 \longrightarrow 12\ CO_2 + 6\ H_2O$

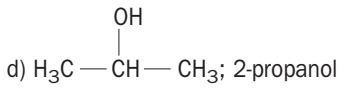
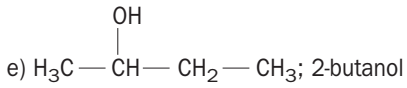
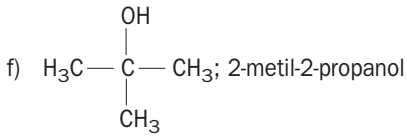
11. a) $\Delta H = -633$ kcal/mol b) 291,2 L

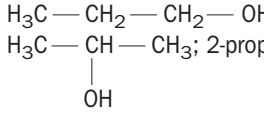
12. a) $C_3H_8 + 5\ O_2 \longrightarrow 3\ CO_2 + 4\ H_2O$
$2\ C_4H_{10} + 13\ O_2 \longrightarrow 8\ CO_2 + 10\ H_2O$
b) Tanto faz um como o outro, pois ambos liberam 50 kJ/g

13. e

p. 510 Exercícios de classe

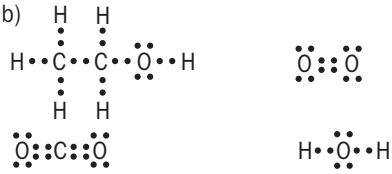
1. a) 2-butanol
b) 1-pentanol
c) 2-metil-2-butanol
d) 2, 5-dimetil-3-hexanol
e) 4, 4-dimetil-1-pentanol
f) 2, 3-propanodiol
g) ciclopentanol

2. a) $H_3C - OH$; metanol
b) $H_3C - CH_2 - OH$; etanol
c) $H_3C - CH_2 - CH_2 - OH$; 1-propanol
d)  ; 2-propanol
e)  ; 2-butanol
f)  ; 2-metil-2-propanol

3. $H_3C - CH_2 - CH_2 - OH$; 1-propanol
 ; 2-propanol

4. $C + H_2O \longrightarrow CO + H_2$
$CO + 2\ H_2 \longrightarrow H_3C - OH$
$H_3C - OH + 3/2\ O_2 \longrightarrow CO_2 + 2\ H_2O$

5. a) $C_2H_6O + 3\ O_2 \longrightarrow 2\ CO_2 + 3\ H_2O$

b) 

6. a) liberação de CO_2
b) $C_{12}H_{22}O_{11} + H_2O \longrightarrow C_6H_{12}O_6 + C_6H_{12}O_6$
$C_6H_{12}O_6 \longrightarrow 2\ C_2H_5OH + 2\ CO_2$

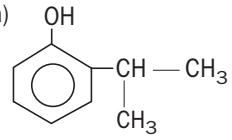
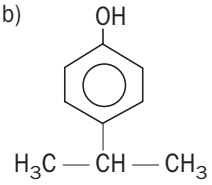
7. d

8. 5 garrafas

p. 512 Exercícios de classe

1. c

2. a) 3-etilfenol b) 4-etilfenol c) 2-etilfenol

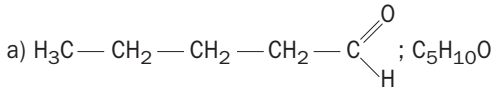
3. a) 
b) 

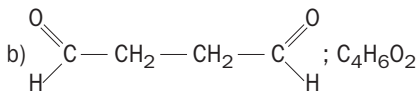
4. Por ser corrosivo e venenoso quando ingerido.
Bicarbonato de sódio e amoníaco.

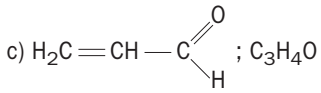
5. a

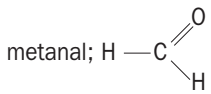
p. 513 Exercícios de classe

1. a) butanal
b) heptanal
c) propanodial
d) 2-etil-3, 3-dimetil-pentanal

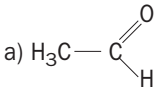
2. a) 

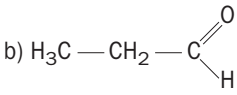
b) 

c) 

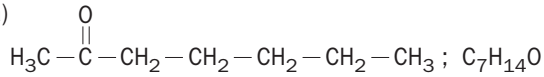
3. metanal; 

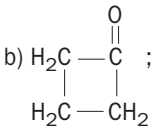
4. Formol é uma solução aquosa de metanal, usada como bactericida e para a conservação de peças anatômicas.

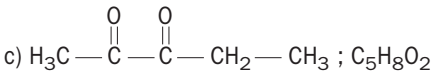
5. a)  ; etanal

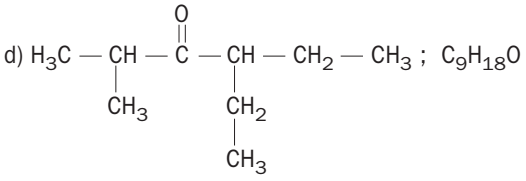
b)  ; propanal

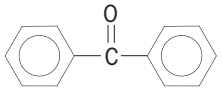
p. 515 Exercícios de classe

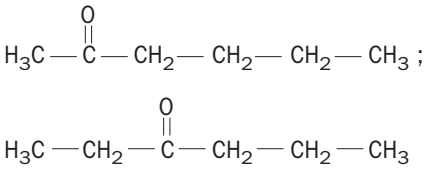
1. a)  ; $C_7H_{14}O$

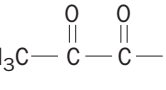
b)  ; C_4H_6O

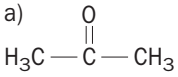
c)  ; $C_5H_8O_2$

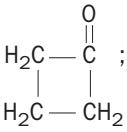
d)  ; $C_9H_{18}O$

e)  ; $C_{13}H_{10}O$

2. 

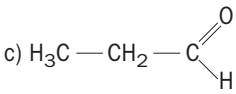
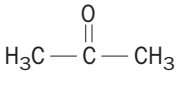
3.  ; butanodiona

4. a)  ; propanona

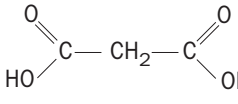
b)  ; ciclobutanona

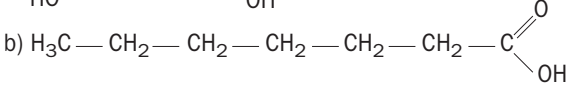
5. a) Nos aldeídos e nas cetonas.

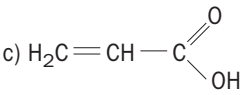
b) Para ambas as funções, $C_nH_{2n}O$.

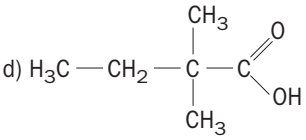
c)  ; 

p. 518 Exercícios de classe

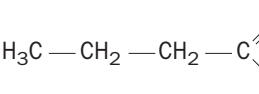
1. a) 

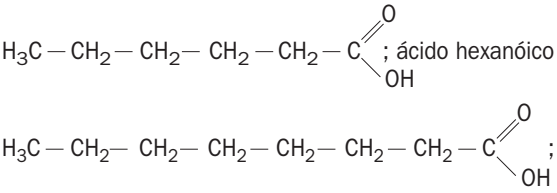
b) 

c) 

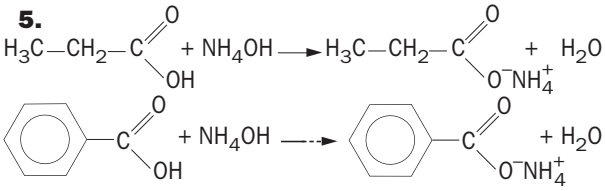
d) 

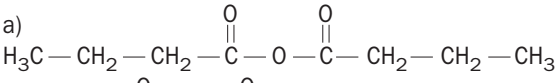
2. a) ácido heptanóico
b) ácido octanóico
c) 3, 3-dimetil-butanóico
d) ácido butanodióico

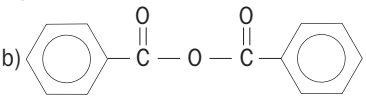
3.  ; ácido butanóico

4. 

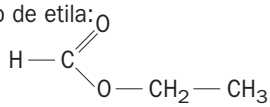
ácido octanóico

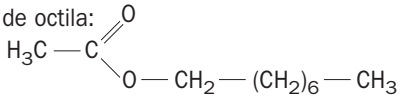
5. 

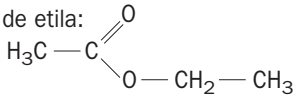
6. a) 

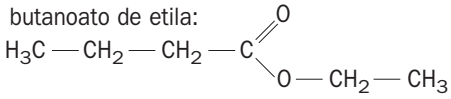
b) 

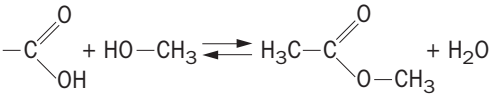
p. 519 Exercícios de classe

1. formiato de etila: 

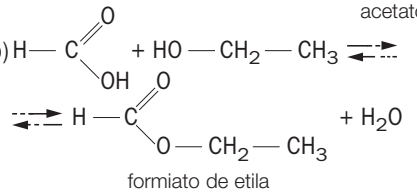
acetato de octila: 

acetato de etila: 

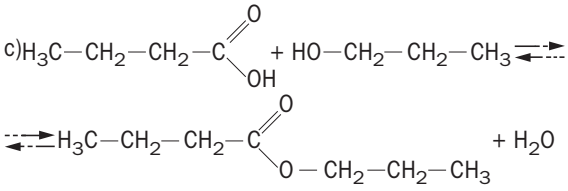
butanoato de etila: 

2. a) 

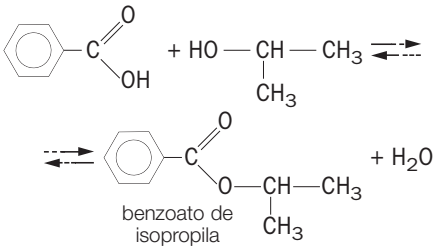
acetato de metila

b) 

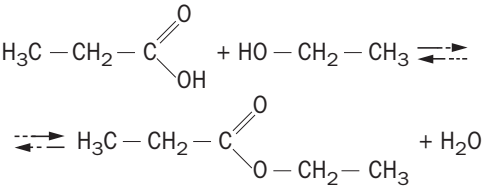
formiato de etila

c) 

butanoato de propila

d) 

benzoato de isopropila

e) 

propanoato de etila

3. a) ácido carboxílico e éster
b) $C_{25}H_{30}O_4$
c) 4
d) metil
e) bronzeador e salsicha

p. 521 Exercícios de classe

1. a) $H_3C - O - CH_2 - CH_2 - CH_3$
b) $H_3C - O - CH_3$
c) $H_3C - CH_2 - CH_2 - O - CH_2 - CH_2 - CH_2 - CH_3$
d) $H_3C - CH_2 - O -$ 
e) $H_3C - CH_2 - O - CH_2 - CH_2 - CH_3$
f) $H_3C - CH_2 - CH_2 - CH_2 - O - CH_2 - CH_3$

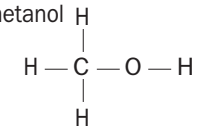
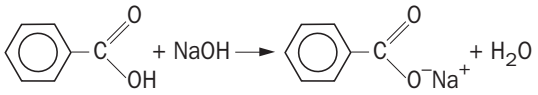
2. $H_3C - CH_2 - O - CH_2 - CH_3$
etoxietano
$H_3C - O - CH_2 - CH_2 - CH_3$
metoxipropano

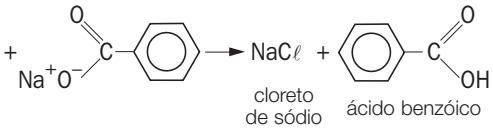
3. etoxietano

4. $H_3C - CH_2 - CH_2 - ONa + C\ell - CH_2 - CH_2 - CH_3 \dashrightarrow NaC\ell + H_3C - CH_2 - CH_2 - O - CH_2 - CH_2 - CH_3$

5. $H_3C - CH_2 - OH$
$H_3C - CH_2 - OH \longrightarrow H_3C - CH_2 - O - CH_2 - CH_3 + H_2O$

p. 522 Exercícios propostos

1. 3, 4, 4-trimetil-2-pentanol; $C_8H_{18}O$
2. a
3. e
4. 3, 7-dimetil-6-octeno-1-ol
5. metanol 
6. e
7. c
8. a) pela densidade
b) $H_3C - CH_2 - OH$ e H_2O (álcool hidratado)
9. 184 g
10. b
11. Um hidrogênio foi substituído por uma hidroxila.
12. c
13. d
14. e
15. a
16. b
17. e
18. ácido etanóico
19. d
20. I. 

II. $HC\ell +$ 

cloreto de sódio — ácido benzóico

21. $H_3C - C(=O) - O - CH_3$
acetato de metila

$H_3C - C(=O) - O^-Na^+$
acetato de sódio

22. e
23. c
24. d
25. d
26. a) $H_3C - O - CH_3$; metoximetano
b) $H_3C - CH_2 - O - CH_2 - CH_3$; etoxietano

p. 530 Exercícios de classe

1. a) etilamina
b) etilmetilamina
c) metilvinilamina
d) etilfenilisopropilamina

2. $H_3C - \underset{\displaystyle CH_3}{N} - CH_3$; C_3H_9N

3. $H_3C - CH_2 - CH_2 - CH_2 - NH_2$; butilamina
$H_3C - CH_2 - CH_2 - \underset{\displaystyle H}{N} - CH_3$; metilpropilamina
$H_3C - CH_2 - \underset{\displaystyle CH_3}{N} - CH_3$; etildimetilamina

4. $H_3C - C\ell + H - \underset{\displaystyle H}{N} - CH_3 \longrightarrow H_3C - NH - CH_3 + HC\ell$
dimetilamina

p. 531 Exercícios de classe

1. a) $H_3C - CH_2 - CH_2 - C(=O) - NH_2$

b) $H_2C = CH - C(=O) - NH_2$

c) $H_3C - CH_2 - \underset{\displaystyle CH_3}{CH} - CH_2 - C(=O) - NH_2$

2. a) butanamida
b) nonamida
c) hexanamida
d) 2, 4, 4-trimetil-pentanamida

3. $H_3C - C(=O) - OH + NH_3 \longrightarrow H_3C - C(=O) - NH_2 + H_2O$
etanoamida
etanamida
acetamida

4. $H_3C - CH_2 - CH_2 - CH_2 - C(=O) - OH + NH_3 \dashrightarrow$
$\dashrightarrow H_3C - CH_2 - CH_2 - CH_2 - C(=O) - NH_2 + H_2O$

p. 534 Exercícios de classe

1. a) cloro-etano
b) 2-iodo-propano
c) 2-flúor-pentano

2. a) $H_3C - CH_2 - CH_2 - C\ell$; 1-cloro-propano
b) $H_3C - CH_2 - \underset{\underset{I}{|}}{CH} - CH_3$; 2-iodo-butano

3. a) $\begin{matrix} H_3C - C\ell \\ H_3C - C\ell \end{matrix}$ + 2 Na ⟶ 2 NaCℓ + $H_3C - CH_3$ (etano)
b) $H_3C - CH_2 - CH_2 - C\ell$ (1-cloro-propano)

4. a) brometo de butanoíla b) iodeto de propanoíla

5. a) $H - C(=O) - Br$ b) $H_3C - C(=O) - I$

6. a) $H_3C - CH_2 - CH_2 - C(=O) - OH + HI \dashrightarrow H_3C - (CH_2)_2 - C(=O) - I + HOH$

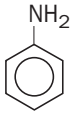
b) $H_3C - CH_2 - C(=O) - OH + HBr \rightarrow H_3C - CH_2 - C(=O) - Br + HOH$

c) $H_3C - C(=O) - OH + HC\ell \rightarrow H_3C - C(=O) - C\ell + HOH$

d) $C_6H_5 - C(=O) - OH + HBr \rightarrow C_6H_5 - C(=O) - Br + HOH$

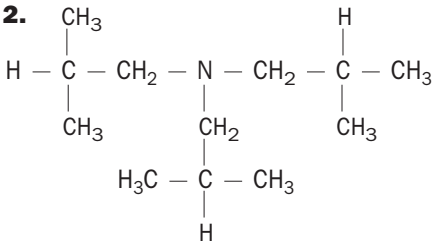
p. 535 Exercícios propostos

1. NH_2 C_6H_7N



A cadeia é aromática, mononuclear.

2.



3. a) $H_3C - C(=O) - O - CH_2 - CH_3$ (acetato de etila)
b) $H - N(CH_2 - CH_3)(CH_2 - CH_3)$ (dietilamina)

4. Todas são corretas.

5. $O=C(NH_2)_2$

6. a) $H_3C - CH_2 - CH_2 - C(=O) - NH_2 + HOH \dashrightarrow H_3C - CH_2 - CH_2 - C(=O) - OH + NH_3$ (ácido butanóico)

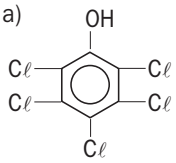
b) $H_3C - C(=O) - NH_2 + HOH \rightarrow H_3C - C(=O) - OH + NH_3$ (ácido acético)

7. e

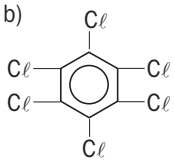
8. c

9. c

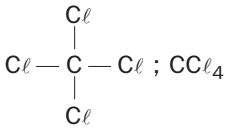
10. a)



b)

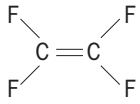


11.



tetraclorometano

12.



Pertence à função orgânica haleto

13. a) $H_3C - C(=O) - I + HOH \rightarrow H_3C - C(=O) - OH + HI$

b) $C_6H_5 - C(=O) - C\ell + HOH \rightarrow C_6H_5 - C(=O) - OH + HC\ell$; (cloreto de benzoíla)

p. 539 Exercícios

1. a) propanonitrila; cianeto de etila
b) pentanonitrila; cianeto de butila

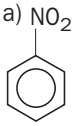
2. a) $H_3C - CH_2 - CH_2 - C \equiv N + 2\ H_2 \dashrightarrow H_3C - CH_2 - CH_2 - CH_2 - NH_2$ (butanoamina)

b) $H_3C - CH_2 - C \equiv N$ (propanonitrila)

3. a) $H_3C - CH_2 - C\ell + NaOH \rightarrow H_3C - CH_2 - CN + NaC\ell$ (propanonitrila)

b) $H_3C - CH_2 - CH_2 - C\ell$ (cloreto de propila) + NaCN (cianeto de sódio) $\dashrightarrow H_3C - CH_2 - CH_2 - CN + NaC\ell$

4. a)

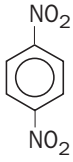


b) $H_3C - \underset{\underset{NO_2}{|}}{CH} - CH_2 - CH_2 - CH_3$

c) $H_3C - CH_2 - \underset{\underset{NO_2}{|}}{CH} - CH_2 - CH_3$

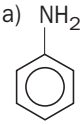
d) $H_3C - \underset{\underset{NO_2}{|}}{CH} - CH_2 - \underset{\underset{NO_2}{|}}{CH} - CH_2 - CH_3$

e)

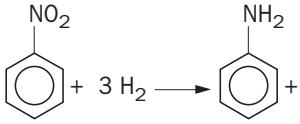


5. a) nitroetano b) butilamina

6. a)



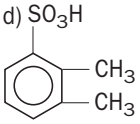
b)



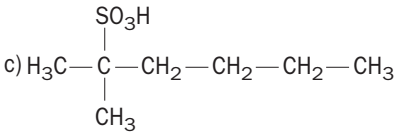
; fenilamina

7. a) 3-hexano-sulfônico
b) 2-heptano-sulfônico

d)



c)



8. a) $H_3C-CH_2-SO_3H + KOH \dashrightarrow H_3C-CH_2SO_3^-K^+ + HOH$

b) $H_3C-CH_2-CH_2-SO_3H + NaOH \dashrightarrow H_3C-CH_2-CH_2-SO_3^-Na^+ + HOH$

9. a) $H_3C-\underset{CH_3}{\underset{|}{CH}}-C\ell + Mg \longrightarrow H_3C-\underset{CH_3}{\underset{|}{CH}}-MgC\ell$

cloreto de isopropilmagnésio

b) $H_3C-CH_2-I + Mg \longrightarrow H_3C-CH_2-MgI$

iodeto de etilmagnésio

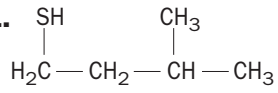
10. a) $H_3C-CH_2-CH_2-MgC\ell + HOH \dashrightarrow H_3C-CH_2-CH_3 + MgOHC\ell$

propano

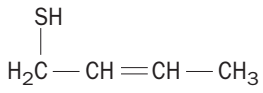
b) $H_3C-CH_2-CH_2-CH_2-MgC\ell + HOH \dashrightarrow H_3C-CH_2-CH_2-CH_3 + MgOHC\ell$

butano

11.



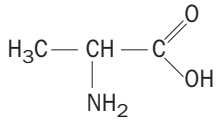
alifática, ramificada, homogênea, saturada



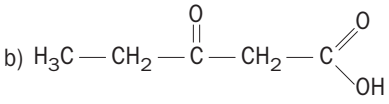
alifática, normal, homogênea, insaturada

12. tioálcool + haleto $\longrightarrow$ tioéter + ácido

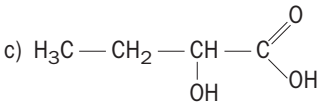
13. a)



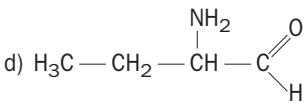
b)



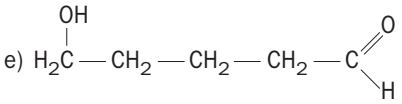
c)



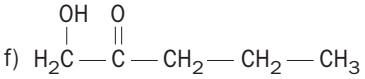
d)



e)



f)



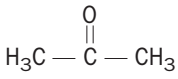
p. 542 Exercícios de classe

1. ácido carboxílico e éster
2. cetona e álcool
3. amina
4. amina, ácido carboxílico e éster
5. fenol e éter
6. a) amina e éster
b) A: amina, álcool e ácido carboxílico
B: ácido carboxílico
C: álcool

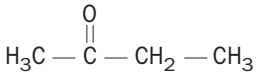
p. 546 Exercícios de classe

1. d

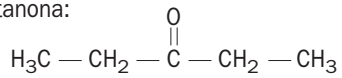
2. a) propanona:



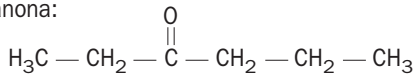
butanona:



3-pentanona:



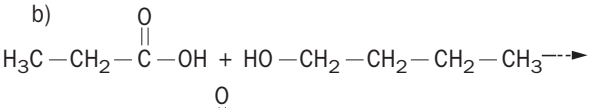
3-hexanona:



b) Quanto maior a cadeia, maior o ponto (temperatura) de ebulição.

3. a) O butanal é polar, forma dipolos permanentes, que são mais intensos que os dipolos induzidos do pentano.

b)



propanoato de butila

4. Aumenta a polarização das moléculas. Quanto maior a polarização, maior o ponto (temperatura) de ebulição.

5. a

6. Formam-se micelas quando o material oleaginoso entra em contato com o detergente.

7. a

8. IV < II < I < III

p. 547 Exercícios propostos

1. I. cetona, ácido carboxílico
II. éster
III. álcool
IV. hidrocarboneto
V. aldeído
VI. ácido carboxílico

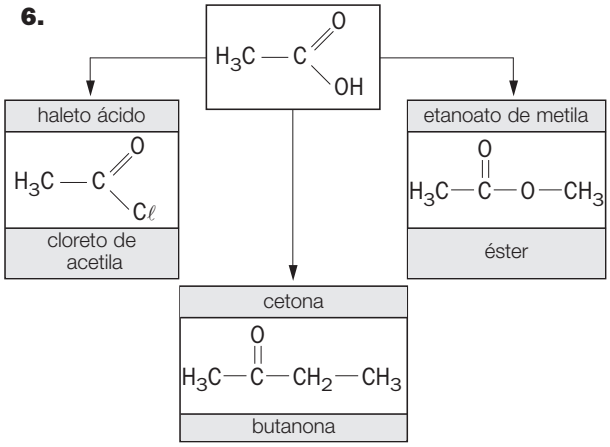
2. I. ácido carboxílico
II. aldeído
III. amina
IV. fenol

3. fenol, amida

4. a) I: cetona, álcool
II: ácido carboxílico; amina
b) $BeSO_4$

5. a) $C_{10}H_{17}N_3O_4$
b) amina, álcool, amida, éter

6.

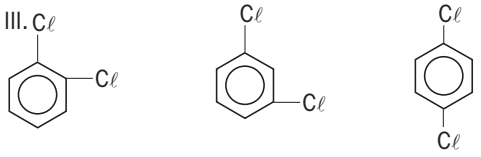


7. a
8. II, III
9. Somente (05) é correta.
10. b
11. a, e
12. a
13. a) A vitamina C, pois possui número maior de pontes de hidrogênio.
b) Por possuir número maior de pontes de hidrogênio.
14. d

p. 554 Exercícios de classe

1. I. $H_3C - CH_2 - CH_2 - CH_3$; $H_3C - \underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}} - CH_3$

II. $HC \equiv C - CH_2 - CH_3$; $H_3C - C \equiv C - CH_3$;
$H_2C = C = CH - CH_3$; $H_2C = CH - CH = CH_2$

III. 

IV. $H_3C - CH_2 - CH_2 - C(=O) - OH$;

$H_3C - \underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}} - C(=O) - H$;

$H_3C - C(=O) - CH_2 - CH_3$

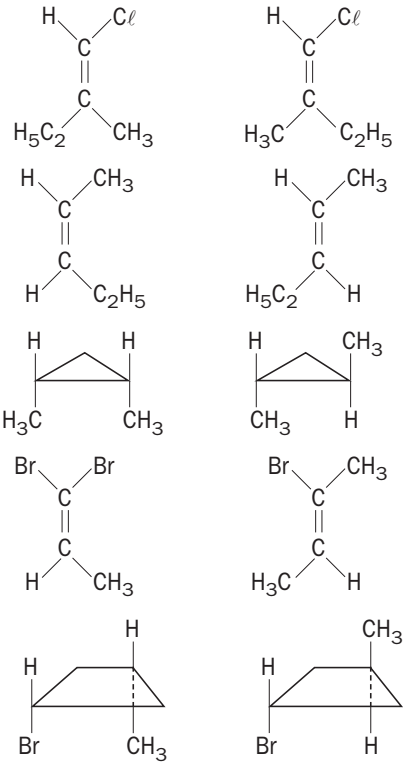
V. $H_3C - CH_2 - CH_2 - OH$; $H_3C - \underset{\displaystyle OH}{\underset{|}{CH}} - CH_3$;

$H_3C - O - CH_2 - CH_3$

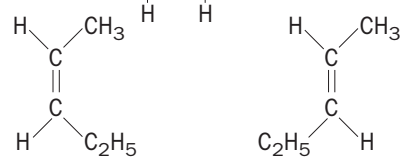
2. b
3. b
4. c
5. a) cetona (carboxila) e álcool (hidroxila)
b) cetona e álcool
c) 3-octanol; 4-metil-3-heptanol

6.
a) $H_3C - C(=O) - \underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}} = CH - CH_3$
b) $H_3C - C(=O) - CH_3$

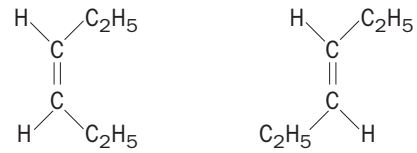
p. 557 Exercícios de classe

1. a) b, c, d, f, h
b) 

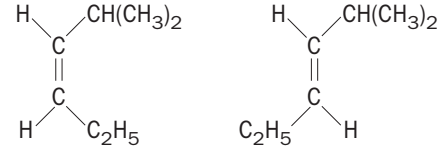
2. a) b, c, f, h
b) **b.** $H_3C - C(H) = C(H) - CH_2 - CH_3$

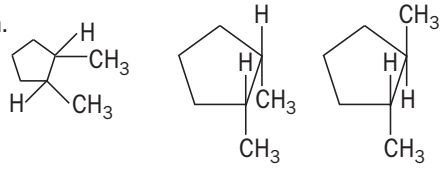


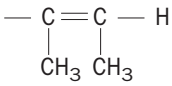
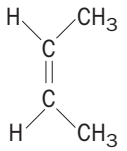
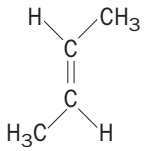
c. $H_3C - CH_2 - C(H) = C(H) - CH_2 - CH_3$



f. $H_3C - \underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}} - C(H) = C(H) - CH_2 - CH_3$

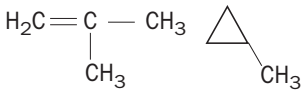


h. 

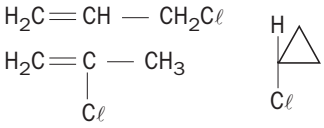
3. a)   

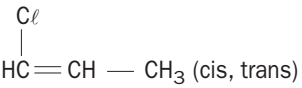
b) carbono: 85,7%; hidrogênio: 14,3%

c) C_4H_8 ; $H_2C=CH-CH_2-CH_3$ 

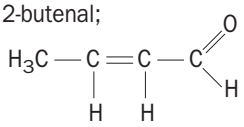


4. d





5. 2-butenal;



p. 564 Exercícios de classe

1. b, f

2. somente I

3. Epinefrina: fenol, álcool, amina; 1 C*, 2.
Trionina: álcool, amina, ácido; 2 C*, 4.

4. álcool e aldeído

a) 4; b) 16; c) 8

5. e

6. a) ácido 2-amino-4-metil-pentanóico

b) leucina; apresenta carbono assimétrico

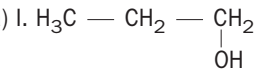
p. 567 Exercícios propostos

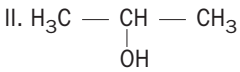
1. c

2. b

3. a

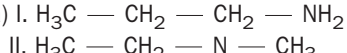
4. Todas são corretas.

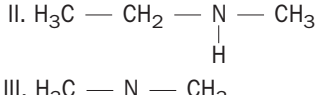
5. a) I. 

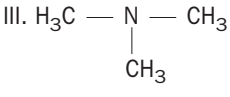
II. 

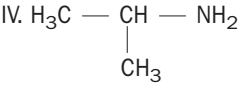
III. 

b) III < II < I

6. a) I. 

II. 

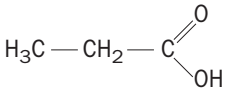
III. 

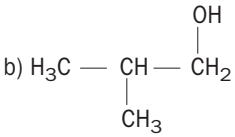
IV. 

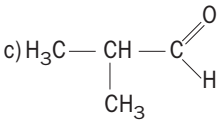
b) A trimetiamina porque, além de possuir a menor cadeia, não forma pontes de hidrogênio.

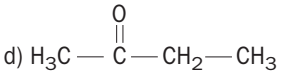
7. b

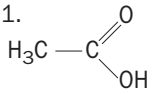
8. b

9. a)  ácido propanóico

b)  2-metil-1-propanol

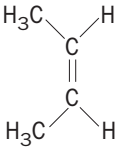
c)  2-metil-propanal

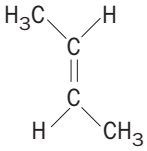
d)  2-butanona

10. 1. 
ácido etanóico

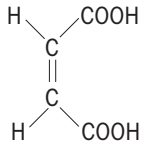
2. propano
3. butano
4. cetona

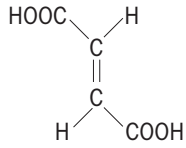
11. a) isomeria geométrica

b) 
cis

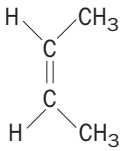

trans

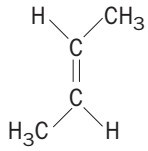
12. e

13. 
maleico

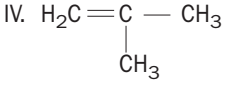

fumário

14. d

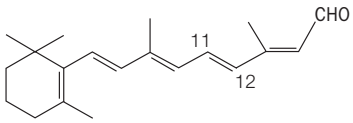
15. I. 
cis

II. 
trans

III. 

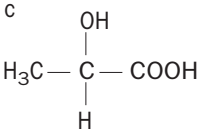
IV. 

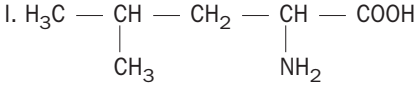
16. a) aldeído: 

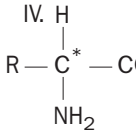
b) 

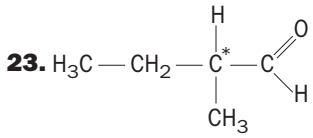
17. a

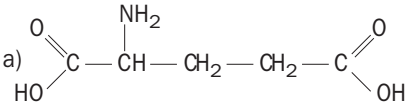
18. c

19. 
2-hidroxipropanóico

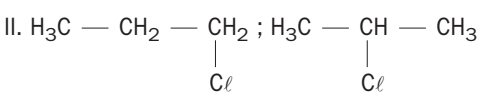
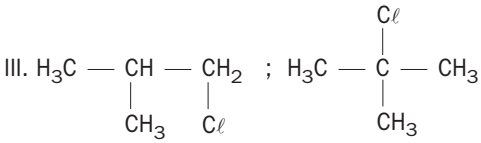
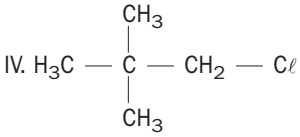
20. I. 

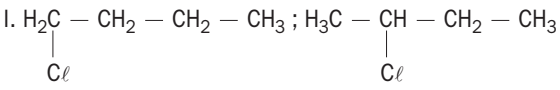
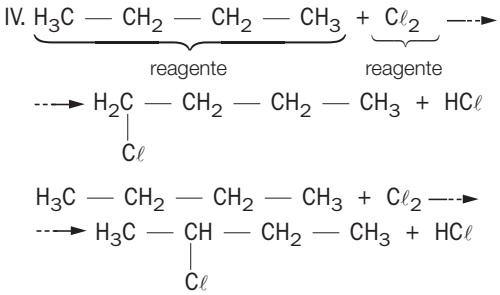
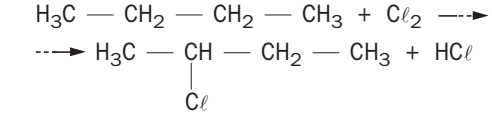
II. leucina, valina, isoleucina
III. isoleucina
IV. 
em que R é um grupo (radical) orgânico.

21. c
22. e
23. 
2-metil-butanal

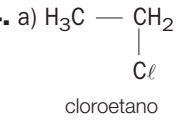
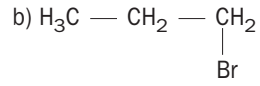
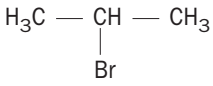
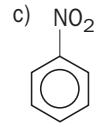
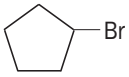
24. a) 
b) 1 mol = 19 . 16 . 10^{23} átomos
0,5 mol = 3 . (19) . 10^{23} átomos = 5,7 . 10^{24} átomos
25. a

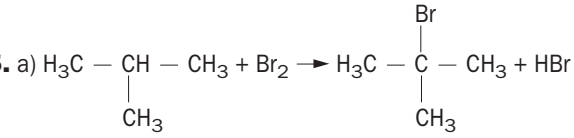
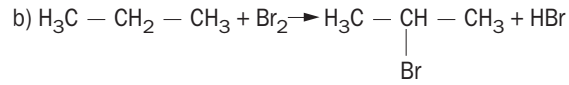
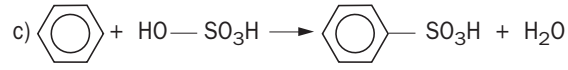
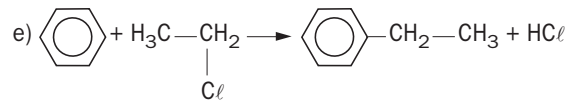
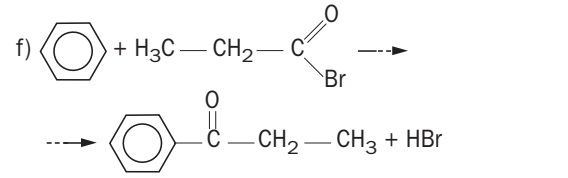
p. 577 Exercícios de classe

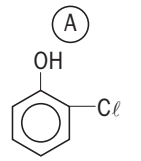
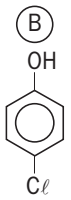
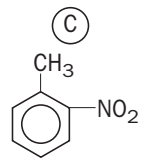
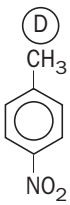
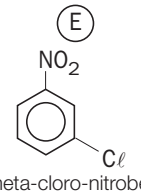
1. I. 
II. 
III. 
IV. 

2. I. 
II. 2-clorobutano
III. posição
IV. 
V. 2-clorobutano


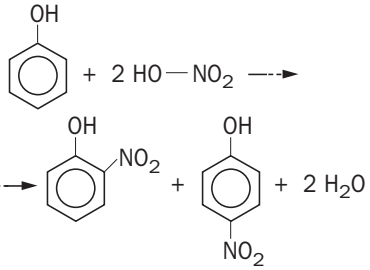
3. b

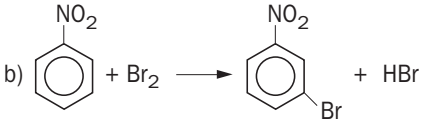
4. a) 
cloroetano
b) 
1-bromopropano
ou 
2-bromopropano
c) 
nitrobenzeno
d) 
bromociclopentano

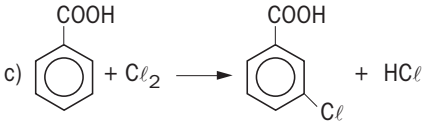
5. a) 
b) 
c) 
d) 
e) 
f) 

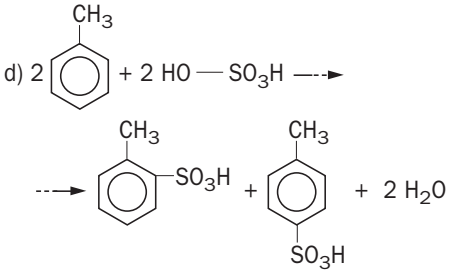
6. a) 
orto-cloro-fenol

para-cloro-fenol
b) 
orto-nitrotolueno

para-nitrotolueno
c) 
meta-cloro-nitrobenzeno

7. e

8. a) 

b) 

c) 

d) 

p. 581 Exercícios de classe

1. 4 mol de H_2

2. a) $H_3C - CH_2 - CH_3$; propano
b) $H_3C - CH = CH_2$; propeno
c) $H_3C - CH_2 - CH_3$; propano
d) $H_3C - CH_2 - CH_2 - CH = CH_2$; 1-penteno
e) $H_3C - CH_2 - CH_2 - CH_2 - CH_3$; pentano
f) $H_3C - CH_2 - CH_3$; propano
g)  ; cicloexano

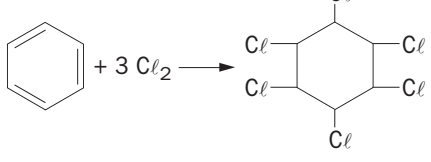
3. a) $H_2C = CH - CH_3 + 1\ C\ell_2 \rightarrow H_2C(C\ell) - CH(C\ell) - CH_3$

b) $H_2C = CH - CH_3 + 1\ Br_2 \rightarrow H_2C(Br) - CH(Br) - CH_3$

c) $HC \equiv C - CH_3 + 2\ C\ell_2 \rightarrow C(C\ell_2) - C(C\ell_2) - CH_3$

d)  $+ Br_2 \rightarrow H_2C(Br) - CH_2 - CH_2 - CH_2(Br)$

e) $H_2C = C = CH_2 + 1\ Br_2 \rightarrow H_2C(Br) - C(Br) - CH_2$

f) 

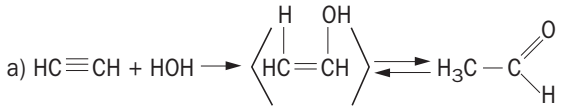
4. a) $H_2C(H)(Br) - CH(H)(Br) - CH_2 - CH_3$; 2-bromobutano

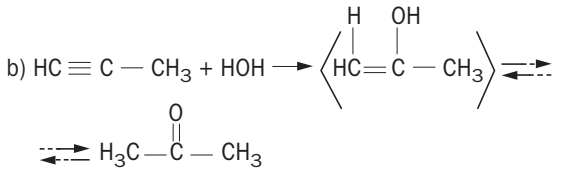
b) $H_2C(H)(Br) - C(Br)(CH_3) - CH_3$; 2-bromo-2-metilpropano

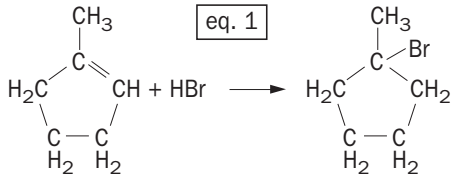
c) $H_2C = C(Br) - CH_3$; 2-bromopropeno

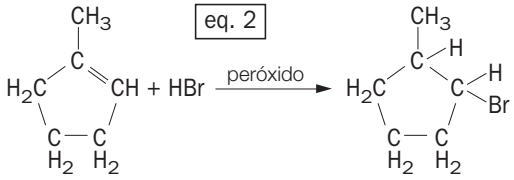
d) $H_2C(H)(Br) - CH_2 - CH_2 - CH_3$; 1-bromobutano

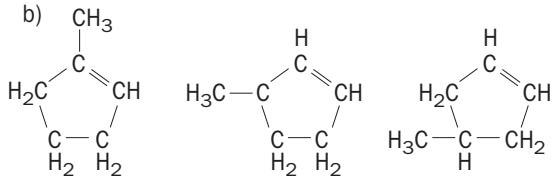
e) $H_2C = C(Br) - CH_3$; 2-bromopropeno

5. a) 

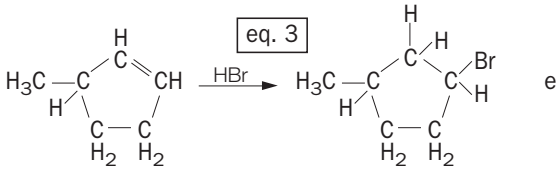
b) 

6. a) 

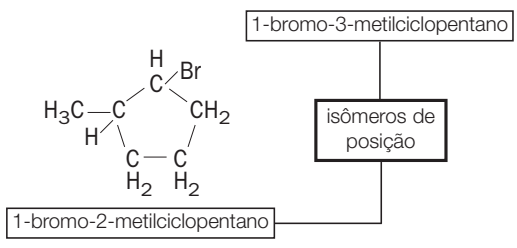


b) 

1-metilciclopenteno 3-metilciclopenteno 4-metilciclopenteno



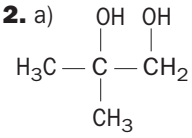
e



c) O 3-metilciclopenteno reage com o HBr e forma uma mistura de metilciclopentanos monobromados, que são isômeros de posição, conforme é mostrado na equação 3. A reação na presença de peróxidos produzirá os mesmos isômeros de posição, porque os carbonos da dupla são igualmente hidrogenados.

p. 584 Exercícios de classe

1. c

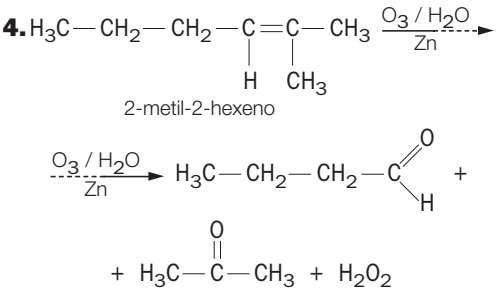
2. a) 

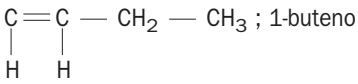
b) não há reação

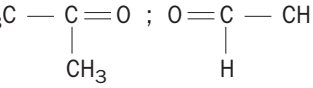
3. a) A: propanona
B: propanol

b) C: etanal
D: propanal

c) E: propanona

4. 
2-metil-2-hexeno

5. 
; 1-buteno

6. a) 

b) cetona e aldeído

7. a) propanona, ácido propanóico

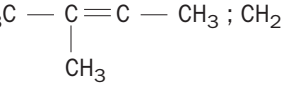
b) ácido etanóico, ácido propanóico

c) propanona

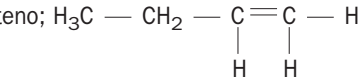
d) ácido etanóico

e) butanona, gás carbônico (CO_2)

8. b

9. a) 

b) O composto W é uma propanona. A porcentagem de carbono na substância T é 25%.

10. 1-buteno; 

p. 585 Exercícios propostos

1. e

2. c

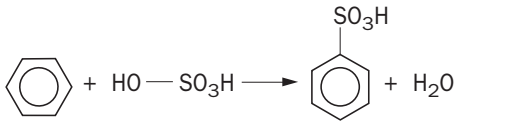
3. c

4. a

5. $1\ CH_4 + 4\ C\ell_2 \longrightarrow 1\ CC\ell_4 + 4\ HC\ell$
$4 \cdot 71\ g \text{ ———— } 1\ mol$
$m = 284\ g$

6. e

7. b

8. 
ácido benzeno-sulfônico

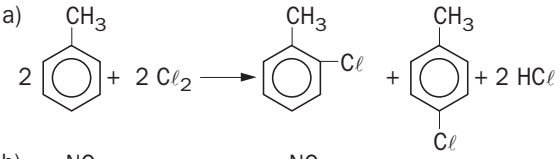
9. a) substituição
b) HBr

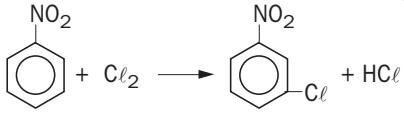
10. b

11. d

12. a) A: $H_3C - C\ell$ (cloro-metano);
B: ácido nítrico (HNO_3)

b) isomeria de posição

13. a) 

b) 

14. d

15. b

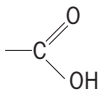
16. a

17. c

18. c

19. d

20. A: II; B: IV

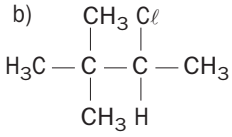
21. a) ácido carboxílico 

b) ácido oléico

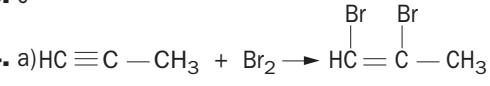
c) isomeria geométrica

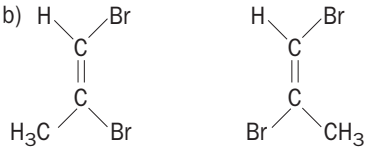
d) adição

22. a) adição

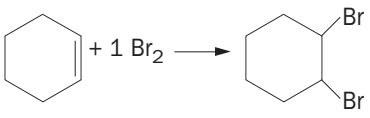
b) 

23. c

24. a) 

b) 
cis

trans

25. 

26. a) $H_2C=CH-CH_2-CH_2-CH_3$ ou $H_3C-CH=CH-CH_2-CH_3$

O teste é uma oxidação branda que atinge somente as ligações π presentes na estrutura.

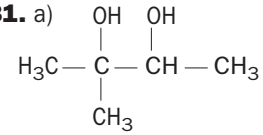
b) 1, 2-dimetilciclopropano; ciclopentano

27. e

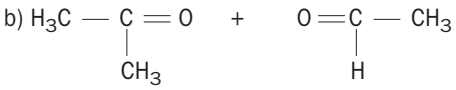
28. c

29. 35 g

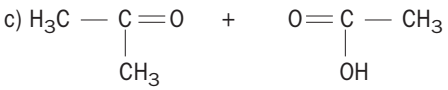
30. c

31. a) 

2-metil-2, 3-butanodiol

b) 

propanona etanal

c) 

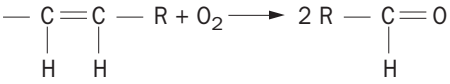
propanona ácido etanóico

d) CO_2 + H_2O

dióxido de carbono água

32. d

33. c

34. a) 

b) Devido à entrada de oxigênio.

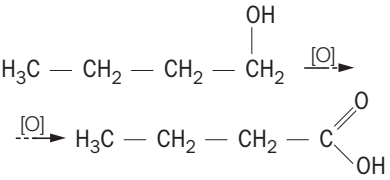
c) A diminuição da temperatura provoca a diminuição da velocidade das reações.

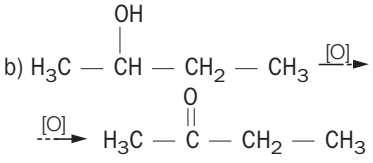
35. verdadeiros: 2 e 3

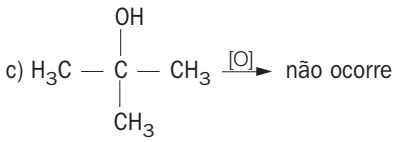
p. 595 Exercícios de classe

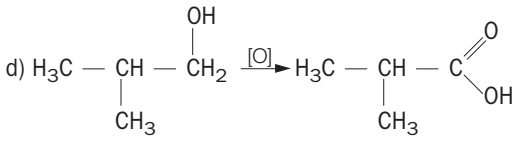
1. $C_2H_6O + 3\ O_2 \longrightarrow 2\ CO_2 + 3\ H_2O$

$CH_4O + 3/2\ O_2 \longrightarrow 1\ CO_2 + 2\ H_2O$

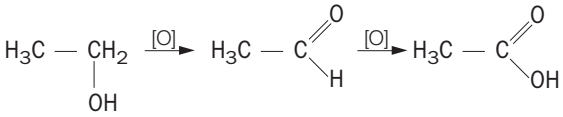
2. a) 

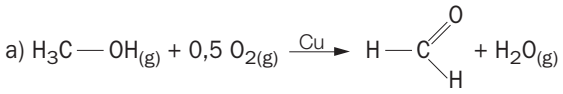
b) 

c) 

d) 

3. +3

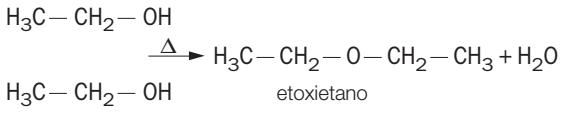
4. 

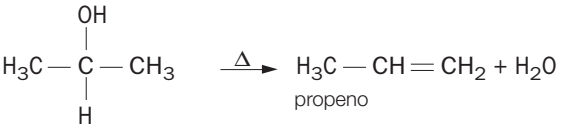
5. a) 

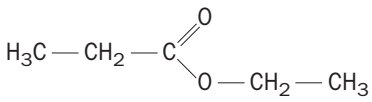
metanal ou aldeído fórmico (produto de cheiro penetrante)

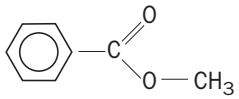
b) O cobre metálico é utilizado como catalisador, aumentando a velocidade da reação.

O aquecimento é necessário para que seja atingida a energia de ativação dessa reação exotérmica.

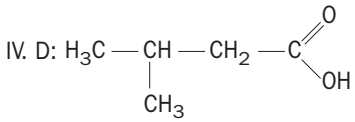
6. 

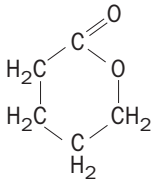


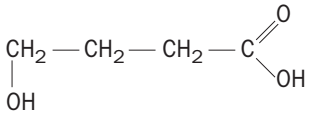
7. I. A: 

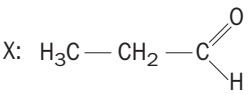
II. B: 

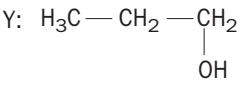
III. C: H_3C-OH

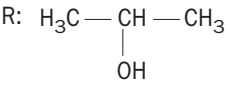
IV. D: 

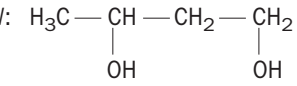
V. E: 

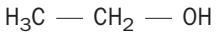
VI. F: 

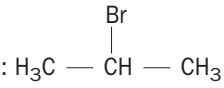
8. I. X: 

Y: 

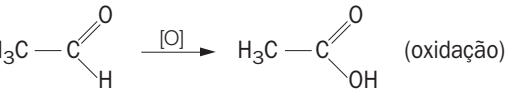
II. R: 

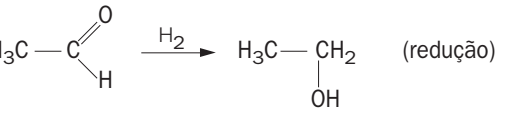
III. W: 

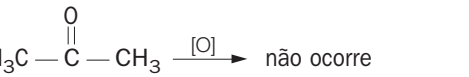
9. I. A: 

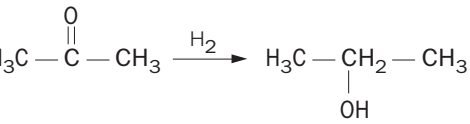
II. B: 

p. 600 Exercícios de classe

1. a)  (oxidação)

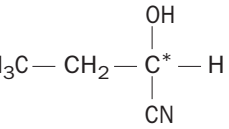
 (redução)

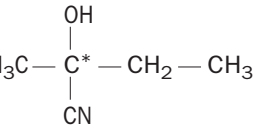
b)  não ocorre

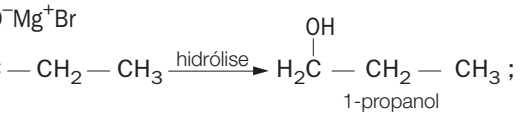


c) oxidação

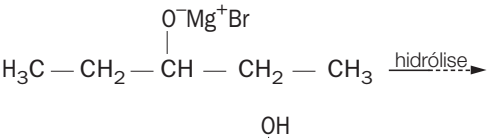
2.

A: 

B: 

3. a) 

1-propanol

b) 

3-pentanol

c)

2-metil-2-butanol

4. d

p. 603 Exercícios de classe

1. c

2. O óleo de amendoim, pois apresenta maior quantidade de insaturações para um mesmo número de moléculas.

3. b

4. c

5. d

6. d

7. A, B e C: ; propanoato de sódio

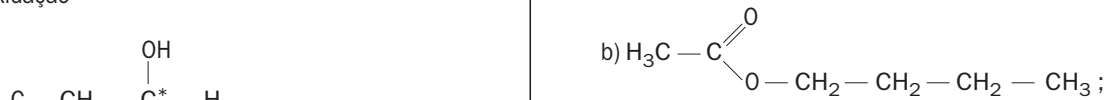
D: ; propanoato de metila

E: ; cloreto de propanoíla

F: ; propanal

p. 610 Exercícios de classe

1. a) ; metanoato de etila

b) 

etanoato de butila

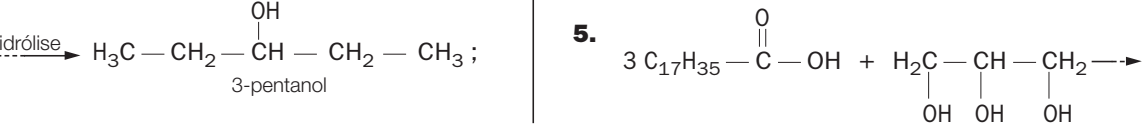
2. a

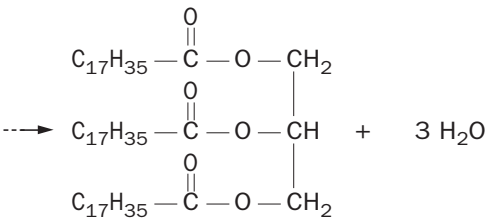
3. a)

ácido carboxílico álcool

b) ácido pentanóico e 3-metil-1-butanol

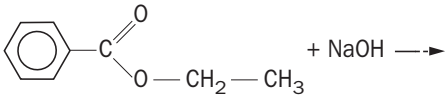
4.

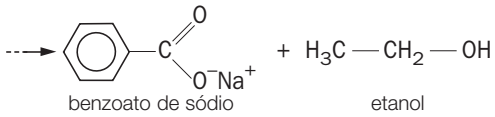
5. 



6. Ambas são gorduras.

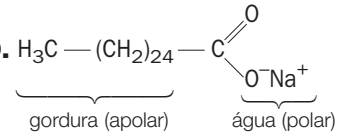
7.





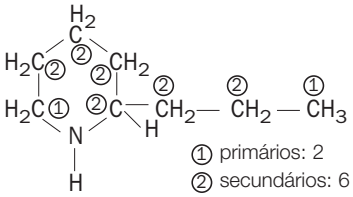
8. c

9.



p. 612 Exercícios de classe

1. I.



II. $C_8H_{17}N$

III. amina

IV. Não. As aminas estão presentes na cicutina, que é venenosa, e em muitas proteínas, aminoácidos e ácidos nucléicos necessários ao nosso organismo.

2. a) A: $H_3C - CH_2 - NH_3^+$

B: OH^-

b) C: $H_3C - CH_2 - NH_3^+$

D: $C\ell^-$

3. d

4. a) ácido para-amino-benzóico

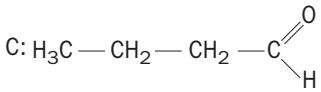
b) anfótero

p. 613 Exercícios propostos

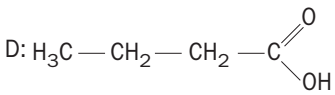
1. $C_3H_8O + 9/2\ O_2 \longrightarrow 3\ CO_2 + 4\ H_2O$

2.

a) C:



D:



b) E: $H_3C - CH_2 - \overset{O}{\overset{\|}{C}} - CH_3$

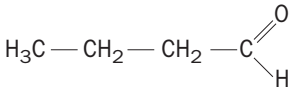
c) F: não ocorre reação

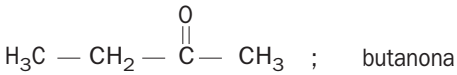
3. a) butanal: 1-butanol;

butanona: 2-butanol

b) $H_3C - CH_2 - CH_2 - CH_2 - OH$; 1-butanol

$H_3C - CH_2 - \underset{OH}{\underset{|}{CH}} - CH_3$; 2-butanol





4. e, d, c

5. a

6. d

7. c

8. a) $H_3C - \overset{O}{\overset{\|}{C}} - CH_3$ (propanona)

b) $H_3C - \underset{\text{1-propanol}}{CH_2 - \underset{CH_2}{\underset{|}{OH}}}$

(C) apresenta pontes de hidrogênio

$H_3C - O - CH_2 - CH_3$

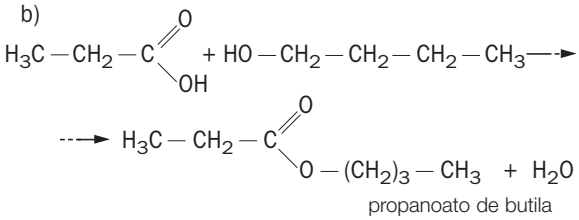
(A) não apresenta pontes de hidrogênio

9. a

10. a

11. a) O butanal apresenta dipolos permanentes, enquanto o hidrocarboneto apresenta dipolos induzidos.

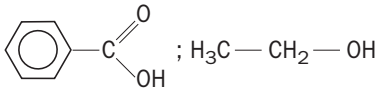
b)



12. a

13. a) I. aldeído; II. álcool

b)



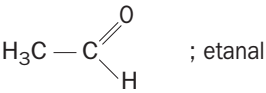
14. b

15. A: $H_3C - CH_2 - OH$; etanol

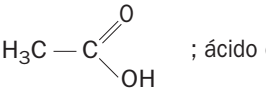
B: $H_3C - CH_2 - O - CH_2 - CH_3$; etoxietano

C: $H_2C = CH_2$; eteno

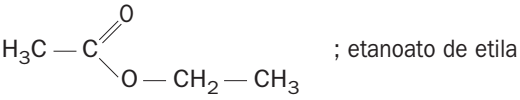
D:



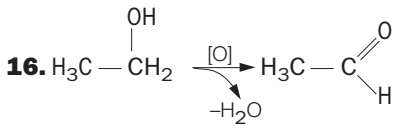
E:

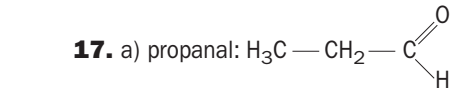


F:

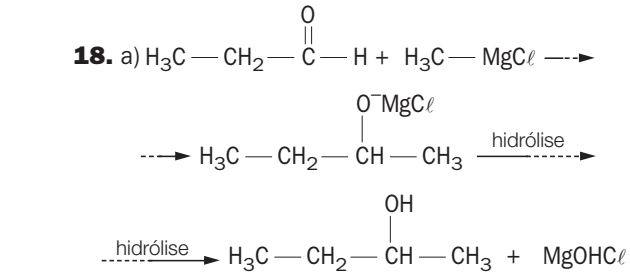


G: $H_3C - CH_3$; etano

16. 

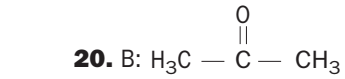
17. a) propanal: 

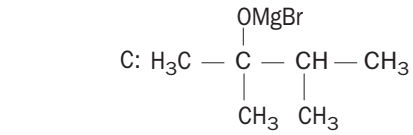
b)

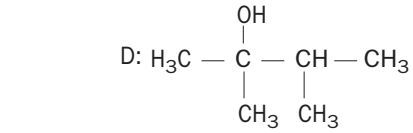
18. a) 

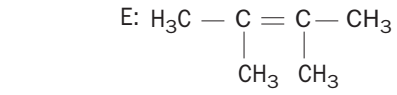
b) 2-butanol; álcool; secundário

19. II, III, V

20. B: 

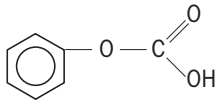
C: 

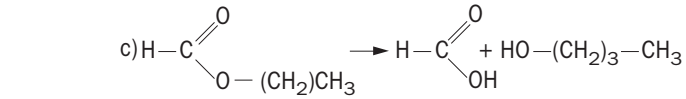
D: 

E: 

21. e

22. a) ácidos fórmico, acético e glicólico.

b)  ; metanoato de fenila

c) 

23. d

24. b

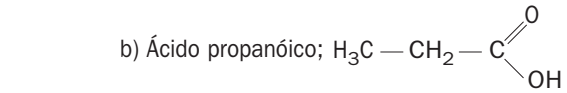
25. a) Quanto maior o número de átomos de cloro na molécula, maior a acidez; isso se explica pelo efeito indutivo.

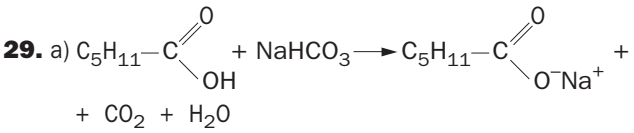
b) O ácido mais fraco (menor K_a), que é o H_3C — COOH ($1{,}8 \cdot 10^{-5}$).

26. O cresol tem caráter ácido, e age sobre os indicadores.

27. São corretos os itens III e IV.

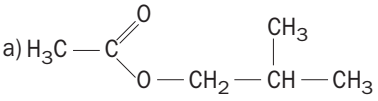
28. a) A: haleto de ácido; B: amida

b) Ácido propanóico; 

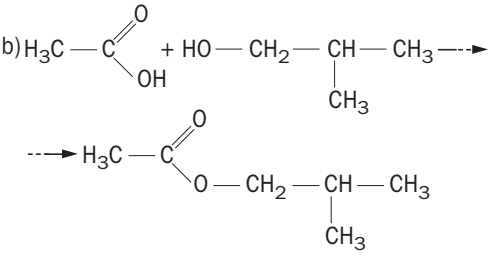
29. a) 

b) CO_2

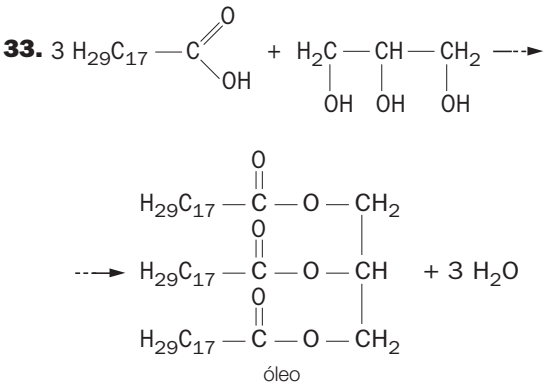
30. b

31. a) 

éster

b) 

32. d

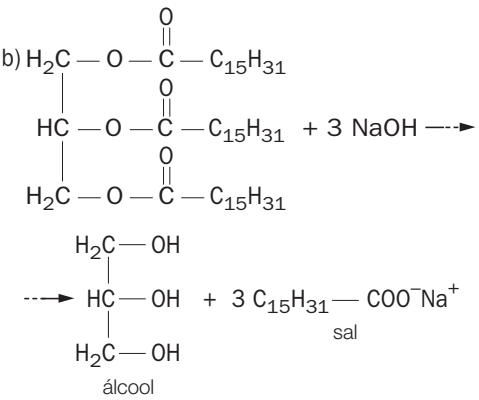
33. 

óleo

34. a

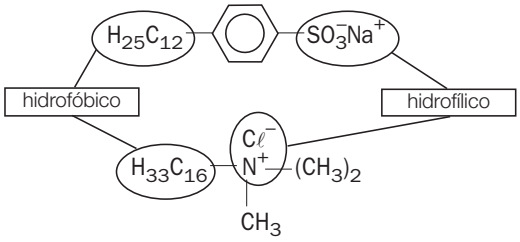
35. c

36. a) éster

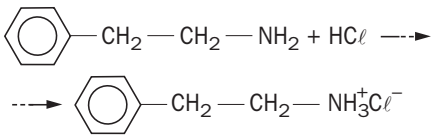
b) 

álcool

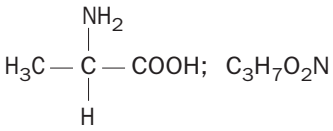
37.



38. e

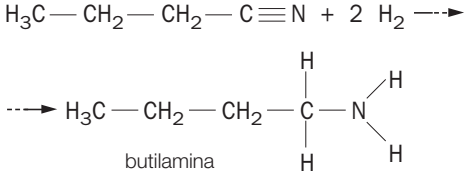
39. a) 

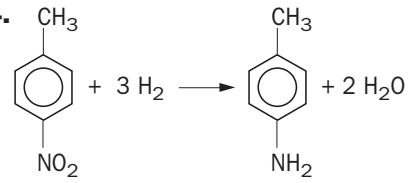
b) o fenol e o álcool

40. 

41. A alanina possui caráter ácido devido à presença da carboxila e caráter básico em função da presença do grupo amino.

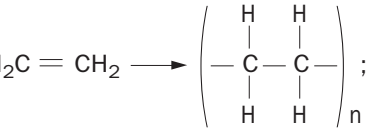
42. a) aminoácidos
b) amina e ácido carboxílico

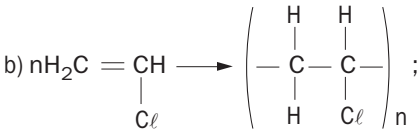
43. 
butilamina

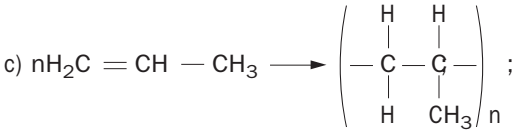
44. 

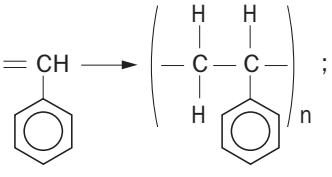
p. 623 Exercícios de classe

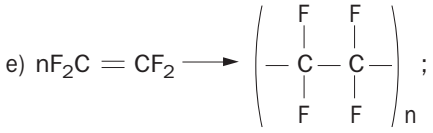
1. Monômero: unidades que se ligam (moléculas).
Polímero: macromolécula formada pela união dos monômeros.

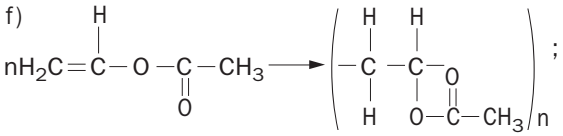
2. a) 
polietileno; garrafas plásticas

b) 
policloreto de vinila; tubos

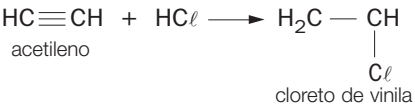
c) 
polipropileno; tubo de canetas

d) 
poliestireno; isopor

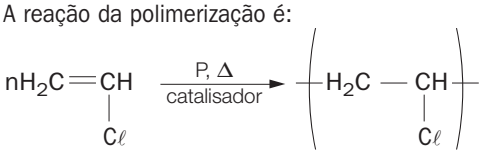
e) 
politetrafluoretileno; fita de vedação

f) 
poliacetato de vinila; tinta

3. d

4. a) 
acetileno — cloreto de vinila

b) A reação da polimerização é:

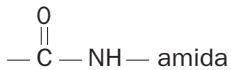

cloreto de vinila (monômero) — policloreto de vinila (polímero)

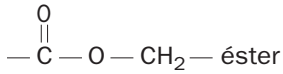
5. a

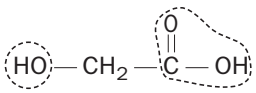
6. d

7. e

8. a) éster
b) ao ácido carboxílico e ao álcool

9. a) 
O náilon é uma poliamida.


O dexon é um poliéster.

b) 
álcool — ácido carboxílico

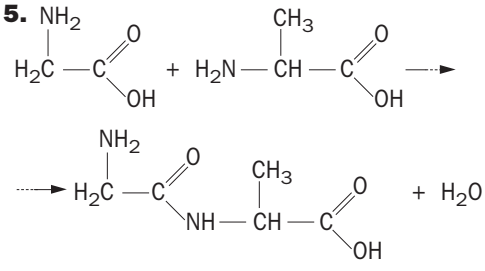
p. 627 Exercícios de classe

1. d

2. b

3. c

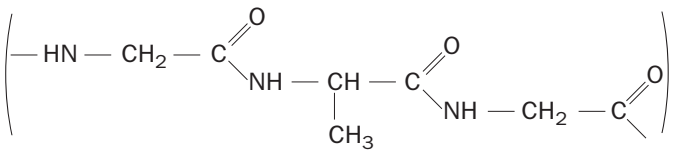
4. b

5. 

6. d

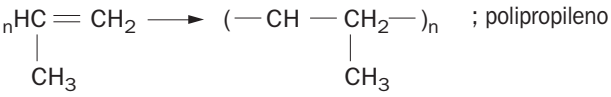
7. e

8.



p. 628 Exercícios propostos

1. a) propileno

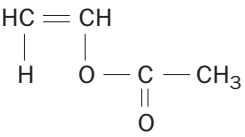
b)  ; polipropileno

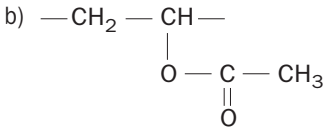
2. b

3. a) É uma substância cujas moléculas são formadas por unidades que se repetem ao longo da cadeia (monômeros).

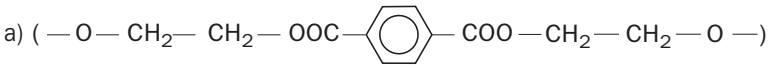
b) $(- CH_2 - CH_2 -)_n$

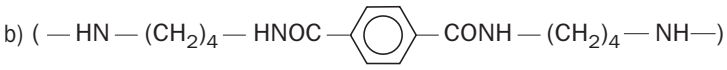
4. c

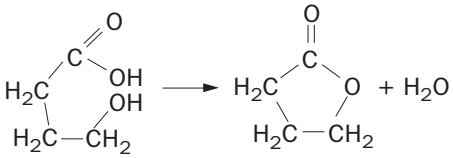
5. a) 

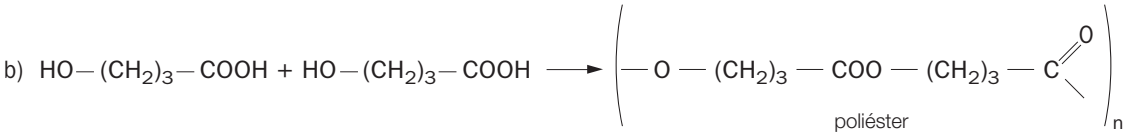
b) 

6. a, d

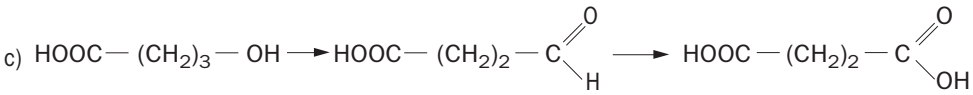
7. a) 

b) 

8. a) 

b) 

poliéster

c) 

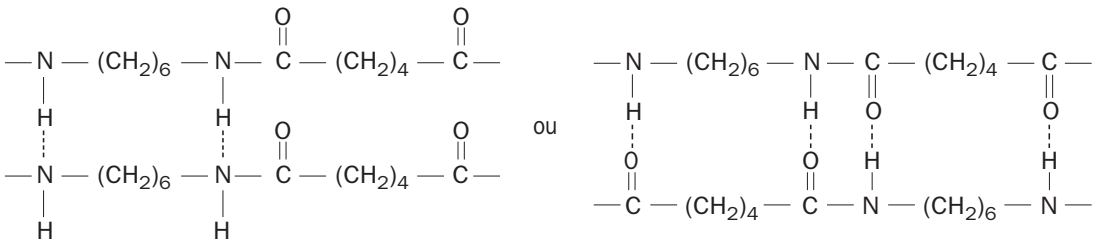
9. Todos são corretos.

10. a) I. hidrocarboneto; II. amina; III. éster; IV. aldeído

b) amina

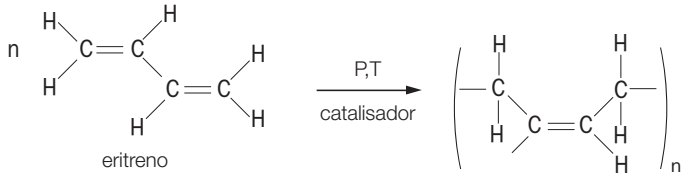
11. a) O polímero mais resistente à tração é o náilon, devido ao fato de as atrações intermoleculares entre as suas cadeias poliméricas serem mais intensas que no polietileno.

b) Observe a figura a seguir:



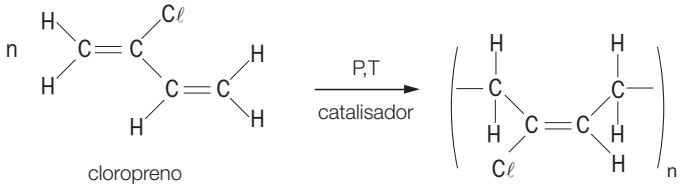
Principal tipo de interação: pontes de hidrogênio.

12.



eritreno

polieritreno



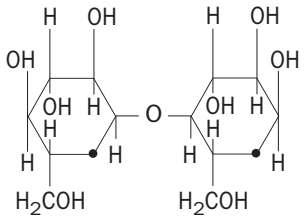
cloropreno

policloropreno

13. monossacarídeos: glicose, frutose, galactose ($C_6H_{12}O_6$);
dissacarídeos: sacarose, maltose, lactose ($C_{12}H_{22}O_{11}$)

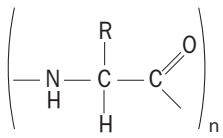
14. c

15. a)

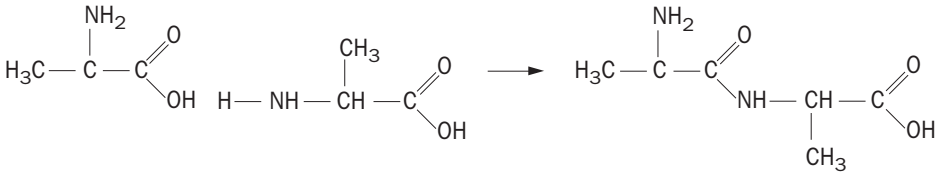


b) celulose

16. a)



b)



17. e

18. c

SIGLAS DOS VESTIBULARES

Acafe-SC — Associação Catarinense das Fundações Educacionais
AMAN-RJ — Academia Militar de Agulhas Negras (Rio de Janeiro)
Cefet-MG — Centro Federal de Educação Tecnológica (Minas Gerais)
Cefet-PR — Centro Federal de Educação Tecnológica (Paraná)
Centec-BA — Centro de Educação Tecnológica (Bahia)
Cesgranrio-RJ — Centro de Seleção de Candidatos ao Ensino Superior do Grande Rio (Rio de Janeiro)
Covest-PE — Concurso Vestibular de Pernambuco
EEM-SP — Escola de Engenharia Mauá (São Paulo)
EFOA-MG — Escola de Farmácia e Odontologia de Alfenas (Minas Gerais)
ENCE-UERJ-Cefet-UFRJ — Escola Nacional de Ciências Estatísticas, Universidade Estadual do Rio de Janeiro, Centro Federal de Educação Tecnológica, Universidade Federal do Rio de Janeiro
ENEM — Exame Nacional de Ensino Médio
ESPM-SP — Escola Superior de Propaganda e Marketing (São Paulo)
FAAP-SP — Fundação Armando Álvares Penteado (São Paulo)
FACIC-MG — Faculdade de Ciências Humanas de Curvelo (Minas Gerais)
Fafeod-MG — Faculdade Federal de Odontologia de Diamantina (Minas Gerais)
FAFI-BH — Faculdade de Filosofia, Ciências e Letras de Belo Horizonte (Minas Gerais)
FASP — Faculdades Associadas de São Paulo
Fatec-SP — Faculdade de Tecnologia de São Paulo
FCM-MG — Faculdade de Ciências Médicas de Minas Gerais
FCMSC-SP — Faculdade de Ciências Médicas da Santa Casa (São Paulo)
FEEQ-CE — Fundação Educacional Edson de Queiroz (Ceará)
FEI-SP — Faculdade de Engenharia Industrial (São Paulo)
FESP — Faculdade de Engenharia de São Paulo
FGV-SP — Fundação Getúlio Vargas (São Paulo)
FMMT — Faculdades Médicas de Mato Grosso
FMPA-MG — Faculdade de Medicina de Pouso Alegre (Minas Gerais)
FMTM-MG — Faculdade de Medicina do Triângulo Mineiro (Minas Gerais)
FMU-FIAM-SP — Faculdades Metropolitanas Unidas, Faculdades Integradas Alcântara Machado (São Paulo)
FSM — Faculdades São Marcos (São Paulo)
FUC-MT — Faculdades Unidas Católicas de Mato Grosso
Funioeste-PR — Fundação Universidade Estadual do Oeste do Paraná
FURG — Fundação Universitária do Rio Grande
FURRN — Fundação Universidade Regional do Rio Grande do Norte
Fuvest-SP — Fundação Universitária para o Vestibular (São Paulo)
IME-RJ — Instituto Militar de Engenharia (Rio de Janeiro)
ITA-SP — Instituto Tecnológico de Aeronáutica (São Paulo)
ITE-SP — Instituto Toledo de Ensino (São Paulo)
LAVRAS — Universidade de Lavras (Minas Gerais)
MACK-SP — Universidade Mackenzie (São Paulo)
OSEC-SP — Organização Santamarense de Educação e Cultura (São Paulo)
PUC-MG — Pontifícia Universidade Católica de Minas Gerais
PUC-PR — Pontifícia Universidade Católica do Paraná
PUC-RJ — Pontifícia Universidade Católica do Rio de Janeiro
PUC-RS — Pontifícia Universidade Católica do Rio Grande do Sul
PUC-SP — Pontifícia Universidade Católica de São Paulo
Puccamp-SP — Pontifícia Universidade Católica de Campinas
UA-AM — Universidade do Amazonas
UC-BA — Universidade Católica da Bahia
UCDB-MT — Universidade Católica Dom Bosco (Mato Grosso)
UC-GO — Universidade Católica de Goiás
UC-PE — Universidade Católica de Pernambuco
UDESC — Universidade para o Desenvolvimento do Estado de Santa Catarina
UECE — Universidade Estadual do Ceará
UEFS-BA — Universidade Estadual de Feira de Santana (Bahia)
UEL-PR — Universidade Estadual de Londrina (Paraná)
UEPA — Universidade Estadual do Pará
UEPG-PR — Universidade Estadual de Ponta Grossa (Paraná)

UEPI — Universidade Estadual do Piauí
UERJ — Universidade Estadual do Rio de Janeiro
UESC-BA — Universidade Estadual de Santa Cruz (Bahia)
UFBA — Universidade Federal da Bahia
UFCE — Universidade Federal do Ceará
UFES — Universidade Federal do Espírito Santo
UFF-RJ — Universidade Federal Fluminense (Rio de Janeiro)
UFGO — Universidade Federal de Goiás
UFJF-MG — Universidade Federal de Juiz de Fora (Minas Gerais)
UFMG — Universidade Federal de Minas Gerais
UFMS — Universidade Federal do Mato Grosso do Sul
UFMT — Universidade Federal do Mato Grosso
UFOP-MG — Universidade Federal de Ouro Preto (Minas Gerais)
UFPA — Universidade Federal do Pará
UFPB — Universidade Federal da Paraíba
UFPE — Universidade Federal de Pernambuco
UFPel-RS — Universidade Federal de Pelotas (Rio Grande do Sul)
UFPI — Universidade Federal do Piauí
UFPR — Universidade Federal do Paraná
UFRJ — Universidade Federal do Rio de Janeiro
UFRN — Universidade Federal do Rio Grande do Norte
UFRS — Universidade Federal do Rio Grande do Sul
UFSC — Universidade Federal de Santa Catarina
UFSE — Universidade Federal de Sergipe
UFSM-RS — Universidade Federal de Santa Maria (Rio Grande do Sul)
UFU-MG — Universidade Federal de Uberlândia (Minas Gerais)
UFV-MG — Universidade Federal de Viçosa (Minas Gerais)
Ulbra-RS — Universidade Luterana do Brasil (Rio Grande do Sul)
UMC-SP — Universidade de Mogi das Cruzes (São Paulo)
Unaerp-SP — Universidade de Ribeirão Preto (São Paulo)
UNA-MG — União de Negócios e Administração (Minas Gerais)
UnB-DF — Universidade de Brasília (Distrito Federal)
UNEB-BA — Universidade do Estado da Bahia
Unesp-SP — Universidade Estadual Júlio de Mesquita Filho (São Paulo)
Unicamp-SP — Universidade Estadual de Campinas (São Paulo)
Unicentro — Fundação Universidade Estadual do Centro-oeste
Unifap — Fundação Universidade Federal do Amapá
Unifor-CE — Universidade de Fortaleza (Ceará)
Unijuí-RS — Universidade de Ijuí (Rio Grande do Sul)
Unioeste-PR — Universidade Estadual do Oeste do Paraná
UNIP-SP — Universidade Paulista Objetivo (São Paulo)
UNI-RIO — Universidade do Rio de Janeiro
UNI-RIO/ENCE — Universidade do Rio de Janeiro, Escola Nacional de Ciências Estatísticas
Unisantos-SP — Universidade Católica de Santos (São Paulo)
Unisinos-RS — Universidade do Vale do Rio dos Sinos (Rio Grande do Sul)
Unitau-SP — Universidade de Taubaté (São Paulo)
USJT-SP — Universidade São Judas Tadeu (São Paulo)
Vunesp-SP — Fundação para o Vestibular da Unesp (São Paulo)