

Ricardo Feltre

Engenheiro Químico pela Escola Politécnica da Universidade de São Paulo.

Doutor em Engenharia (área: Engenharia Química) pela

Escola Politécnica da Universidade de São Paulo.

Professor de Química em escolas de ensino médio e cursos pré-vestibulares por 20 anos.

Professor de Química da Escola Politécnica da Universidade de São Paulo (1956-1986).

QUÍMICA

Volume

2

Físico-Química

Componente curricular: QUÍMICA

7ª edição

São Paulo, 2008

 **Moderna**

Título original: *Química*
© Ricardo Feltre, 2008

Coordenação editorial: Rita Helena Bröckelmann

Edição de texto: Lídia Toshie Tamazato, Luis Fernando Furtado, Mauro Faro, Valquíria Baddini Tronolone, Manuel Carlos Garcez Kopezynski, André Haruo Kanamura, Ana Carolina Suzuki Dias Cintra, Maissa Salah Bakri, Renata Rosenthal

Assistência editorial: Josy Malone Simões Gomes, Maria Angélica Moreira Fernandes

Assistência didático-pedagógica: Ricardo Arissa Feltre, Soraya Saadeh, Verônica Priscila Assis Santos, Ricardo Eidi Honda

Leitura técnica: Paola Corio

Preparação de texto: Lídia Toshie Tamazato

Coordenação de design e projetos visuais: Sandra Botelho de Carvalho Homma

Projeto gráfico: Chico Max

Capa: Mariza Porto, Everson de Paula

Foto da capa: High Jumper Jumping. © Nice One Productions/Corbis/LatinStock

O salto em altura é uma modalidade olímpica na qual os atletas tentam superar uma barra horizontal colocada a determinada altura. A barra é de alumínio ou de fibra de vidro, de massa determinada, tem cerca de quatro metros de comprimento e é suportada por dois postes verticais. Atrás da barra há uma área de aterrissagem, que é revestida de material apropriado para amortecer a queda do saltador.

Coordenação de produção gráfica: André Monteiro, Maria de Lourdes Rodrigues

Coordenação de arte: Wilson Gazzoni Agostinho

Edição de arte: Wilson Gazzoni Agostinho

Edição de páginas especiais: William Hiroshi Taciro (coordenação), A+ Comunicação, Fernanda Fencz, Paula Pereira Paschoalick, Ricardo Arissa Feltre, Alexandre Albuquerque da Silva

Editoração eletrônica: Setup Bureau Editoração Eletrônica

Coordenação de revisão: Elaine Cristina del Nero

Revisão: Andrea O. Pedrinho, Viviane T. Mendes

Coordenação de pesquisa iconográfica: Ana Lucia Soares

Pesquisa iconográfica: Camila D'Angelo, Monica de Souza, Vera Lucia da Silva Barrionuevo

Coordenação de bureau: Américo Jesus

Tratamento de imagens: Evaldo de Almeida, Fabio N. Precendo, Rubens M. Rodrigues

Pré-impressão: Helio P. de Souza Filho, Marcio Hideyuki Kamoto

Coordenação de produção industrial: Wilson Aparecido Troque

Impressão e acabamento:

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

Feltre, Ricardo, 1928–
Química / Ricardo Feltre. — 7. ed. —
São Paulo : Moderna, 2008.

Obra em 3 v.
Conteúdo : v. 1. Química geral — v. 2.
Físico-química — v. 3. Química orgânica
Bibliografia.

1. Química (Ensino médio) 2. Físico-química
(Ensino médio) – Problemas, exercícios etc.
I. Título.

08-07729

CDD-540.7

Índices para catálogo sistemático:

1. Química : Ensino médio 540.7

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Todos os direitos reservados

EDITORA MODERNA LTDA.

Rua Padre Adelino, 758 - Belenzinho
São Paulo - SP - Brasil - CEP 03303-904
Vendas e Atendimento: Tel. (0__11) 2602-5510
Fax (0__11) 2790-1501
www.moderna.com.br
2010

Impresso no Brasil

1 3 5 7 9 10 8 6 4 2

APRESENTAÇÃO

Em seus três volumes, esta obra apresenta os conhecimentos básicos da Química e suas aplicações mais importantes no mundo atual. Novo enfoque foi dado ao problema da poluição, decorrente da crescente utilização da matéria e da energia pela sociedade moderna. A articulação da Química com outras Ciências foi ampliada com a introdução de boxes intitulados **Um pouco de Matemática, Um pouco de Física, Um pouco de Biologia** e outros semelhantes.

Todos os capítulos iniciam-se por um infográfico (acompanhado de questões na seção **Refletindo**) que visa explorar conexões entre fatos do cotidiano, tecnologias e outras situações próximas aos alunos e os conceitos a serem trabalhados. Cada capítulo da obra é dividido em tópicos, visando tornar a exposição teórica gradual e didática. Em muitas oportunidades, foram inseridos boxes com fatos históricos, fatos do cotidiano e biografias de cientistas. No final dos tópicos, encontramos as seções **Questões, Exercícios básicos, Exercícios complementares** e, frequentemente, **atividades de pesquisa** (com enfoque na internet) e **Atividades práticas**. Ao ampliarmos essas seções, nossa intenção foi estimular a maior participação do estudante e, assim, levá-lo a melhorar seu aprendizado do assunto exposto.

No final dos capítulos colocamos **leituras** sobre temas relacionados com a Química e de grande importância para a sociedade atual. Ao final do texto, apresentamos **questões sobre a leitura**.

Agradecemos aos professores e aos alunos que prestigiam nossa obra e reiteramos que críticas e sugestões serão sempre bem recebidas.

O AUTOR



SUMÁRIO

CAPÍTULO 1

Soluções, 16



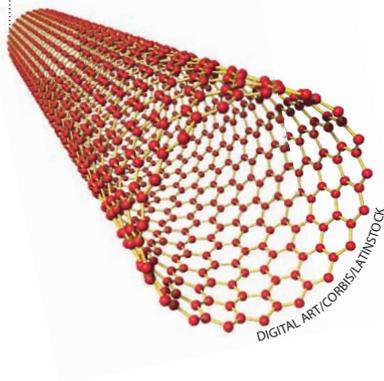
1. Conceitos gerais, 18
 - 1.1. Introdução, 18
 - 1.2. Mecanismo da dissolução, 20
 - 1.3. Regra de solubilidade, 23
 - 1.4. O fenômeno da saturação de uma solução, 23
 - 1.5. Curvas de solubilidade, 25
 - 1.6. Solubilidade de gases em líquidos, 26

Questões, 28 **Pesquisa**, 28
Atividade prática, 29
Exercícios básicos, 29 **Exercícios complementares**, 32
2. Concentração das soluções, 33
 - 2.1. Concentração comum ou, simplesmente, concentração (C), 34
Não confunda concentração (C) com densidade (d) da solução, 35
Questões, 36
Exercícios básicos, 36 **Exercícios complementares**, 37
 - 2.2. Título ou fração em massa (ζ), 38
Título em volume (ζ_v), 36
Questões, 39 **Pesquisa**, 39
Exercícios básicos, 39
 - 2.3. Concentração em mols por litro ou molaridade (M), 41
Questões, 42
Exercícios básicos, 42 **Exercícios complementares**, 44
Caso particular da molaridade dos íons, 45
Exercícios básicos, 45
 - 2.4. Fração em mols ou fração molar (x), 46
Questões, 46
Exercícios básicos, 46
 - 2.5. Outros tipos de concentração, 47
Partes por milhão (ppm), 47
Concentração da água oxigenada em volumes, 47
Questões, 48 **Pesquisa**, 48
Exercícios básicos, 48
3. Diluição das soluções, 49
Questões, 51 **Atividade prática**, 51
Exercícios básicos, 52 **Exercícios complementares**, 54
4. Mistura de soluções, 55
 - 4.1. Mistura de duas soluções de um mesmo soluto, 56
Questões, 57
Exercícios básicos, 57 **Exercícios complementares**, 58
 - 4.2. Mistura de duas soluções de solutos diferentes que reagem entre si, 59
Exercícios básicos, 60 **Exercícios complementares**, 61

Leitura: Águas – rios e reservatórios, 62
Questões sobre a leitura, 65

CAPÍTULO 2

Coloides e nanotecnologia, 68



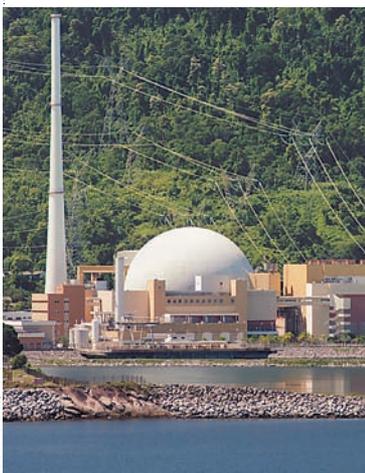
1. Introdução, 70
2. Conceituação de sistema coloidal, 71
3. Dispersibilidade das partículas coloidais, 72
4. Preparação dos coloides, 73
 - 4.1. Métodos de fragmentação ou de dispersão, 73
 - 4.2. Métodos de aglomeração ou de condensação, 73
5. Propriedades dos coloides, 74
 - 5.1. Tamanho das partículas, 74
 - 5.2. Fenômenos de superfície, 76
6. Precipitação dos coloides, 79
 - Questões, 80
 - Atividades práticas, 80
 - Exercícios básicos, 81
 - Exercícios complementares, 82
7. A explosão da nanociência e da nanotecnologia, 82
8. A nanofabricação, 86
9. Aplicações da nanotecnologia, 87
 - Questões, 89 Exercícios básicos, 89
 - Leitura: *As perspectivas da nanotecnologia*, 91
 - Questões sobre a leitura, 93

CAPÍTULO 3

Propriedades coligativas, 94



1. Introdução, 96
2. Detalhando as mudanças de estado físico, 97
 - 2.1. A evaporação dos líquidos puros, 97
 - 2.2. A ebulição dos líquidos puros, 98
 - 2.3. O congelamento dos líquidos puros, 98
 - 2.4. Diagrama de fases ou diagrama de estados, 99
 - Questões, 99 Exercícios básicos, 99
3. Os efeitos coligativos, 101
 - 3.1. O efeito tonométrico, 101
 - 3.2. O efeito ebulliométrico, 102
 - 3.3. O efeito criométrico, 103



CAPÍTULO 4 Termoquímica, 126

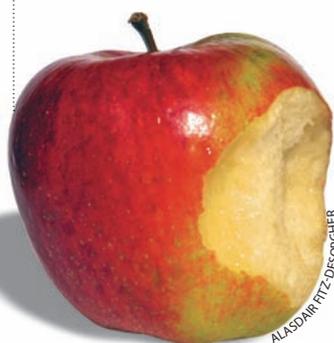
4. A Lei de Raoult, 104
Questões, 105 **Atividade prática**, 106
Exercícios básicos, 106 **Exercícios complementares**, 108
5. O efeito osmótico, 109
 - 5.1. Conceitos gerais, 109
 - 5.2. Leis da osmometria, 112
Primeira Lei da Osmometria, 112
Segunda Lei da Osmometria, 112
 - 5.3. Classificação das soluções, 113
 - 5.4. Determinação de massas moleculares, 113
 - 5.5. A pressão osmótica e os seres vivos, 113
 - 5.6. Conclusões, 114**Questões**, 115 **Atividade prática**, 115
Exercícios básicos, 115 **Exercícios complementares**, 116
6. As propriedades coligativas nas soluções iônicas, 117
Variação do fator do Van't Hoff, 118
Questões, 119
Exercícios básicos, 119 **Exercícios complementares**, 121
Leitura: *Osmose reversa*, 123
Questões sobre a leitura, 125

1. Introdução, 128
2. A energia e as transformações da matéria, 130
 - 2.1. Conceitos gerais, 130
 - 2.2. Calorimetria, 131
Unidades de quantidade de calor, 132
Bomba calorimétrica, 132**Questões**, 134 **Pesquisa**, 134
Atividade prática, 134
Exercícios básicos, 134
Exercício complementar, 135
3. Por que as reações químicas liberam ou absorvem calor?, 135
Questões, 136 **Pesquisa**, 136
Exercícios básicos, 136
4. Fatores que influem nas entalpias (ou calores) das reações, 137
5. Equação termoquímica, 138
Questões, 138
Exercícios básicos, 139
Exercícios complementares, 140

- 6.** Casos particulares das entalpias (ou calores) das reações, 141
- 6.1.** Estado padrão dos elementos e dos compostos químicos, 141
 - 6.2.** Entalpia (ou calor) padrão de formação de uma substância (ΔH_f°), 142
- Exercícios básicos**, 144
- 6.3.** Entalpia (ou calor) de combustão de uma substância, 145
 - 6.4.** Entalpia (ou calor) de neutralização, 146
- Exercícios básicos**, 147
- 6.5.** Energia de ligação, 148
- Questões**, 149
- Exercícios básicos**, 149 **Exercícios complementares**, 151
- 7.** Lei de Hess, 152
- 7.1.** Consequências da Lei de Hess, 153
- Questões**, 154
- Exercícios básicos**, 155
- Exercícios complementares**, 159
- Leitura:** *A produção e o consumo de energia*, 161
- Questões sobre a leitura**, 164

CAPÍTULO 5

Cinética química, 166



- 1.** Velocidade (ou rapidez) das reações químicas, 168
 - 1.1.** Introdução, 168
 - 1.2.** Conceito de velocidade média de uma reação química, 169
 - 1.3.** Conceitos de velocidade instantânea e cinética química, 170
 - 1.4.** Medida da velocidade das reações, 171

Questões, 172

Exercícios básicos, 172

Exercícios complementares, 174
- 2.** Como as reações ocorrem?, 175
 - 2.1.** Condições fundamentais, 175
 - 2.2.** A Teoria das Colisões, 175

Questões, 176

Exercícios básicos, 177
- 3.** O efeito das várias formas de energia sobre a velocidade das reações químicas, 178
 - 3.1.** O efeito da temperatura na velocidade das reações, 178
 - 3.2.** O efeito da eletricidade na velocidade das reações, 181
 - 3.3.** O efeito da luz na velocidade das reações, 182

Questões, 183

Exercícios básicos, 183

Exercícios complementares, 185

4. O efeito da concentração dos reagentes na velocidade das reações químicas, 186

4.1. Introdução, 186

4.2. A Lei da Velocidade (ou Lei Cinética) das reações, 186

4.3. O mecanismo das reações, 188

Questões, 190 **Atividade prática**, 190

Exercícios básicos, 191

Exercícios complementares, 194

5. O efeito dos catalisadores na velocidade das reações químicas, 196

5.1. Introdução, 196

5.2. Conceitos fundamentais, 196

5.3. Mecanismo da catálise, 197

5.4. Ação do catalisador, 198

5.5. Principais catalisadores, 199

Questões, 201

Pesquisa, 201 **Atividade prática**, 201

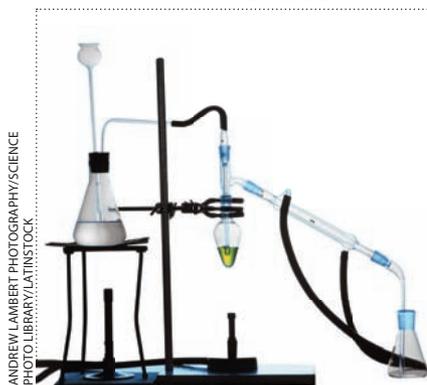
Exercícios básicos, 202

Exercícios complementares, 203

Leitura: *Catalisadores automotivos*, 204

Questões sobre a leitura, 205

CAPÍTULO 6 Equilíbrios químicos homogêneos, 206



ANDREW LAMBERT PHOTOGRAPHY/SCIENCE PHOTO LIBRARY/LATINSTOCK

1. Estudo geral dos equilíbrios químicos, 208

1.1. Introdução, 208

1.2. O conceito de reações reversíveis, 209

1.3. Conceito de equilíbrio químico, 210

1.4. Equilíbrios homogêneos e equilíbrios heterogêneos, 213

Questões, 213

Exercícios básicos, 214

1.5. Grau de equilíbrio, 215

1.6. Constante de equilíbrio, 216

Questões, 218

Exercícios básicos, 218 **Exercícios complementares**, 224

2. Constante de equilíbrio em termos de pressões parciais, 225

Questões, 227

Exercícios básicos, 227 **Exercícios complementares**, 229



3. Deslocamento do equilíbrio, 230
 - 3.1. Introdução, 230
 - 3.2. Influência das concentrações dos participantes do equilíbrio, 231
 - 3.3. Influência da pressão total sobre o sistema, 231
 - 3.4. Influência da temperatura, 232
 - 3.5. Influência do catalisador, 232

Questões, 233 **Atividade prática**, 234

Exercícios básicos, 234 **Exercícios complementares**, 237

Leitura: *Uma descoberta que mudou o mundo*, 239

Questões sobre a leitura, 241

CAPÍTULO 7

Equilíbrios iônicos em soluções aquosas, 242



1. Equilíbrios iônicos em geral, 244
 - 1.1. Conceitos iniciais, 244
 - 1.2. Lei da Diluição de Ostwald, 245
 - 1.3. Efeito do íon comum, 246

Questões, 247

Exercícios básicos, 247 **Exercícios complementares**, 249
 2. Equilíbrio iônico na água/pH e pOH, 250
 - 2.1. Introdução, 250
 - 2.2. Equilíbrio iônico na água/produto iônico da água, 250

Questões, 253

Exercícios básicos, 253

 - 2.3. Os conceitos de pH e de pOH, 254

Questões, 257 **Pesquisa**, 257

Exercícios básicos, 257 **Exercícios complementares**, 262
 - 2.4. A medida do valor de pH na prática, 263

 Peagômetros, 263

 Indicadores ácido-base, 264

Questões, 265

Atividade prática, 265

Exercícios básicos, 266
3. Hidrólise de sais, 267
 - 3.1. Conceitos fundamentais, 267
 - 3.2. Casos fundamentais, 267
 - 3.3. Grau e constante de hidrólise, 269

Questões, 270

Exercícios básicos, 270 **Exercícios complementares**, 273

Leitura: *Acidez estomacal*, 274

Questões sobre a leitura, 275

CAPÍTULO 8 Equilíbrios heterogêneos, 276



ANDRÉ SEALE/PULSAR IMAGENS

1. Introdução, 278
2. Aplicação da Lei da Ação das Massas aos equilíbrios heterogêneos, 278
Questões, 279
Exercícios básicos, 280 **Exercícios complementares**, 281
3. Deslocamento do equilíbrio heterogêneo, 282
 - 3.1. Influência da temperatura, 282
 - 3.2. Influência da pressão total sobre o sistema, 282
 - 3.3. Influência da adição ou retirada de um participante do equilíbrio, 283**Questões**, 284
Exercícios básicos, 284 **Exercícios complementares**, 286
4. Produto de solubilidade (K_{ps}), 287
 - 4.1. Introdução, 287
 - 4.2. O conceito de produto de solubilidade, 288
 - 4.3. Efeito do íon comum, 290**Questões**, 291
Pesquisa, 291
Exercícios básicos, 291 **Exercícios complementares**, 293
Leitura: A formação de estalactites e estalagmites, 295
Questões sobre a leitura, 298

CAPÍTULO 9 Eletroquímica – Pilhas e baterias elétricas, 300



EDUARDO SANTALIAESTRA/CID

1. Introdução, 302
2. Reações de oxirredução, 304
 - 2.1. Conceitos de oxidação, redução, oxidante e redutor, 304
 - 2.2. Conceito de número de oxidação (N_{ox}), 304
 - 2.3. Números de oxidação usuais, 306
 - 2.4. Cálculo dos números de oxidação, 306**Questões**, 307 **Atividade prática**, 307
Exercícios básicos, 308
3. O acerto dos coeficientes ou balanceamento das equações de oxirredução, 308
Questões, 313
Exercícios básicos, 313 **Exercícios complementares**, 315
4. A pilha de Daniell, 316
 - 4.1. Introdução, 316

- 4.2. A montagem e o funcionamento da pilha de Daniell, 317
4.3. Outra montagem da pilha de Daniell, 319
Questões, 321 **Atividade prática**, 321
Exercícios básicos, 322 **Exercícios complementares**, 323
5. A força eletromotriz (fem) das pilhas, 324
5.1. A natureza dos metais formadores da pilha, 325
5.2. As concentrações das soluções empregadas, 325
5.3. A temperatura da pilha, 325
6. Eletrodo-padrão de hidrogênio, 325
7. Tabela dos potenciais-padrão de eletrodo, 326
8. Cálculo da força eletromotriz (fem) das pilhas, 328
Questões, 330
Exercícios básicos, 330 **Exercícios complementares**, 332
9. Previsão da espontaneidade das reações de oxirredução, 333
Questões, 336
Exercícios básicos, 336 **Exercícios complementares**, 337
10. As pilhas e as baterias em nosso cotidiano, 339
10.1. Introdução, 339
10.2. Acumulador (ou bateria) de chumbo, 340
10.3. Pilha de Leclanché, 341
10.4. Pilhas alcalinas, 342
10.5. Pilha de níquel-cádmio, 343
10.6. Pilha de lítio ou pilha de lítio-iodo, 343
10.7. Pilha de combustão ou célula de combustível, 344
Questões, 345 **Pesquisa**, 345
Exercícios básicos, 346 **Exercícios complementares**, 347
11. Corrosão, 348
Questões, 350 **Atividade prática**, 351
Exercícios básicos, 351 **Exercícios complementares**, 352
Leitura: *O carro elétrico*, 354
Questões sobre a leitura, 357

CAPÍTULO 10 Eletroquímica – Eletrólise, 358



1. Introdução, 360
2. Eletrólise ígnea, 361
3. Eletrólise em solução aquosa com eletrodos inertes, 363
4. Prioridade de descarga dos íons, 365
Questões, 368 **Pesquisa**, 369
Atividade prática, 369
Exercícios básicos, 370 **Exercícios complementares**, 371

5. Eletrólise em solução aquosa com eletrodos ativos (ou reativos), 372
6. Comparando o funcionamento das pilhas com a eletrólise, 376
Questões, 377
Exercícios básicos, 377
7. Aplicações da eletrólise, 378
8. A estequiometria das pilhas e da eletrólise, 380
Questões, 382 **Pesquisa**, 382
Exercícios básicos, 383 **Exercícios complementares**, 388
Leitura: A história do alumínio, 390
Questões sobre a leitura, 391

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

US NAVY/SCIENCE PHOTO LIBRARY/LATINSTOCK



CAPÍTULO 11

Reações nucleares, 392

1. Introdução, 394
2. O início da era nuclear – A descoberta da radioatividade, 394
3. Os efeitos das emissões radioativas, 395
4. Recordando alguns conceitos sobre a estrutura atômica, 397
5. A natureza das radiações e suas leis, 400
 - 5.1. As emissões α (alfa), 400
 - 5.2. As emissões β (beta), 401
 - 5.3. As emissões γ (gama), 402
 - 5.4. Conclusões, 403**Questões**, 404 **Pesquisa**, 404
Exercícios básicos, 404 **Exercícios complementares**, 405
6. Cinética das desintegrações radioativas, 406
Questões, 408
Exercícios básicos, 408 **Exercícios complementares**, 410
7. Famílias radioativas naturais, 411
8. Reações artificiais de transmutação, 412
 - 8.1. Histórico, 412
 - 8.2. Tipos de reação de transmutação, 414
 - 8.3. Elementos transurânicos, 414**Questões**, 416
Exercícios básicos, 416 **Exercícios complementares**, 417
9. Fissão nuclear, 418
 - 9.1. Histórico, 418



- 9.2. A bomba atômica, 421
- 9.3. Reatores atômicos ou nucleares, 422
- 10. Fusão nuclear, 424
 - Questões, 425
 - Exercícios básicos, 426 Exercícios complementares, 427
- 11. Aplicações das reações nucleares, 427
- 12. Perigos e acidentes nucleares, 429
 - 12.1. O acidente de Goiânia, 430
 - 12.2. O acidente de Chernobyl, 431
 - Questões, 431 Pesquisa, 431
 - Exercícios básicos, 432 Exercícios complementares, 432
 - Leitura: *Os rejeitos radioativos*, 434
 - Questões sobre a leitura, 436
- Respostas, 437
- Lista de siglas, 443
- Índice remissivo, 446
- Referências dos infográficos, 450
- Sugestões de leitura para os alunos, 453
- Museus brasileiros ligados à Ciência, 454
- Elementos químicos, 455
- Bibliografia, 456

»» ÍNDICE DAS ATIVIDADES PRÁTICAS

- Solubilidade de gases na água (capítulo 1), 29
- Diluição de soluções (capítulo 1), 51
- Preparação de maionese (capítulo 2), 80
- Preparação de tintas (capítulo 2), 80
- Ebulição de uma solução (capítulo 3), 106
- Efeito osmótico (capítulo 3), 115
- O efeito térmico da vaporização (capítulo 4), 134
- Comparando as velocidades das reações químicas (capítulo 5), 190
- O fenômeno da catálise (capítulo 5), 201
- O equilíbrio homogêneo e seu deslocamento (capítulo 6), 234
- Uso de indicadores (capítulo 7), 265
- Oxidação de metais (capítulo 9), 307
- Pilha de limão (capítulo 9), 321
- A corrosão de pregos comuns (capítulo 9), 351
- Eletrólise em solução aquosa (capítulo 10), 369

»» ÍNDICE DAS BIOGRAFIAS

- Henrique Eisi Toma (capítulo 2), 87
- François Marie Raoult (capítulo 3), 104
- Jacobus Henricus Van't Hoff (capítulo 3), 112
- Germain Henry Hess (capítulo 4), 153
- Cato Maximilian Guldberg e Peter Waage (capítulo 6), 218
- Wilhelm Ostwald (capítulo 7), 245
- Michael Faraday (capítulo 10), 381
- Robert Andrews Millikan (capítulo 10), 381
- Pierre Curie e Marie Sklodowska Curie (capítulo 11), 395
- Jean-Frédéric Joliot Curie e Irène Joliot Curie (capítulo 11), 413
- Glenn Theodore Seaborg (capítulo 11), 415
- Enrico Fermi (capítulo 11), 418

As soluções são comuns em nosso cotidiano e fundamentais para a vida e para o estudo da Química. Por exemplo, o mar é uma solução de água com diversos sais; o ar é uma solução de vários gases, dentre eles o oxigênio; o aço é uma solução sólida de carbono e vários metais.

+

TÓPICOS DO CAPÍTULO

1

CONCEITOS GERAIS

2

CONCENTRAÇÃO DAS SOLUÇÕES

3

DILUIÇÃO DAS SOLUÇÕES

4

MISTURA DE SOLUÇÕES

LEITURA: ÁGUAS – RIOS E RESERVATÓRIOS

A migração das baleias jubarte

As diferentes características das águas dos oceanos estão associadas à migração de mais de 4 mil quilômetros das baleias jubarte. Algumas delas se alimentam nos mares da Antártida e se reproduzem no litoral do Nordeste brasileiro.

Temporada nordestina

(julho a novembro)

As águas do Nordeste apresentam temperaturas ótimas para os recém-nascidos (que ainda não têm gordura suficiente para enfrentar o frio). Porém são águas pobres em alimentos. Por isso, as baleias adultas passam esse longo período em jejum, enquanto os filhotes mamam e engordam.

Banquete antártico

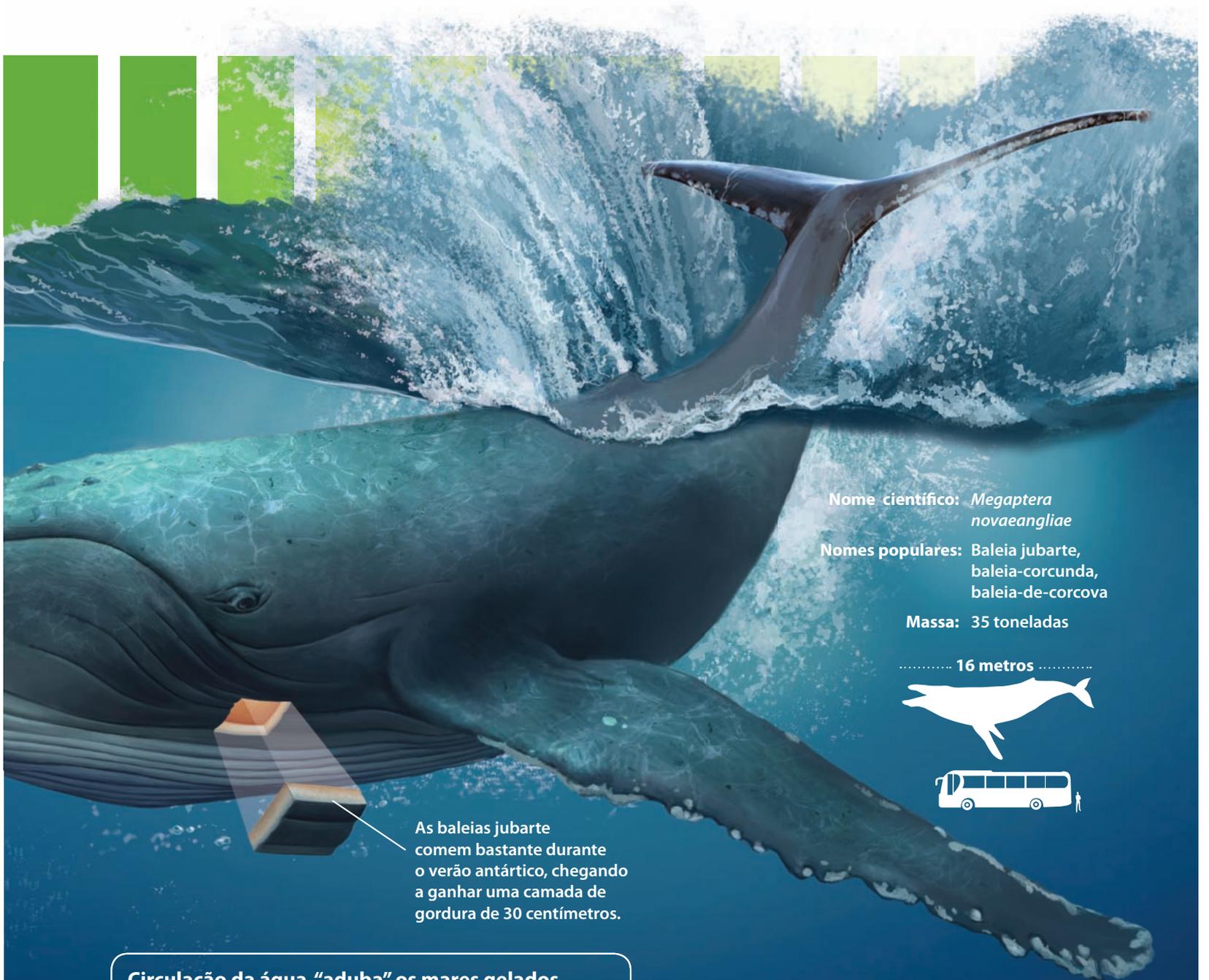
(dezembro a junho)

No ápice do verão o Sol ilumina a Antártida 24 horas por dia. Com tanta luz e muitos nutrientes, o fitoplâncton, base da cadeia alimentar marinha, desenvolve-se aceleradamente, proporcionando seis meses de muita fartura nas águas geladas.

A água do mar é uma solução que contém gases e sais dissolvidos, mais concentrada nas profundezas, visto que a matéria sólida dissolvida tende a se depositar no fundo.

(Representação esquemática sem escala.)

ILUSTRAÇÕES: SATTU

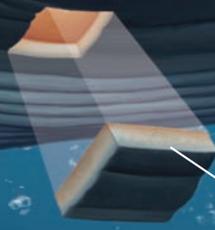


Nome científico: *Megaptera novaeangliae*

Nomes populares: Baleia jubarte, baleia-corcunda, baleia-de-corcova

Massa: 35 toneladas

16 metros



As baleias jubarte comem bastante durante o verão antártico, chegando a ganhar uma camada de gordura de 30 centímetros.

Circulação da água “aduba” os mares gelados

Mares tropicais

A temperatura da água na superfície, maior que nas profundezas, reforça as diferentes densidades, dificultando a circulação dos nutrientes.



Mares dos polos

Quando a superfície congela, a água logo abaixo esfria e fica mais salina. Com isso, essa água fica mais densa, afunda e faz emergir a solução rica em nutrientes do fundo oceânico.



REFLETINDO

Segundo uma das teorias mais aceitas sobre a origem da vida na Terra, os primeiros seres vivos formaram-se em soluções aquosas. Nas espécies atuais, essas soluções são fundamentais na manutenção das funções vitais.

Recomenda-se que as pessoas bebam diariamente pelo menos dois litros de água para o funcionamento adequado do organismo.

É possível avaliar o grau de hidratação de um indivíduo observando o aspecto de sua urina? Em caso positivo, explique como podemos fazer essa avaliação.

ILUSTRAÇÕES: SATTU

1 >>> Conceitos gerais

1.1. Introdução

As soluções fazem parte de nosso dia a dia e podemos até dizer que nossa vida depende delas.



No início de nossa vida estamos mergulhados em uma solução. No corpo de um adulto há cerca de 65% de água com moléculas e íons em solução. (Na foto, embrião humano com 7 a 8 semanas de gestação, com cerca de 4 cm.)



Vivemos mergulhados na atmosfera terrestre. O ar que respiramos é uma mistura (solução) de gás nitrogênio, gás oxigênio e outros.

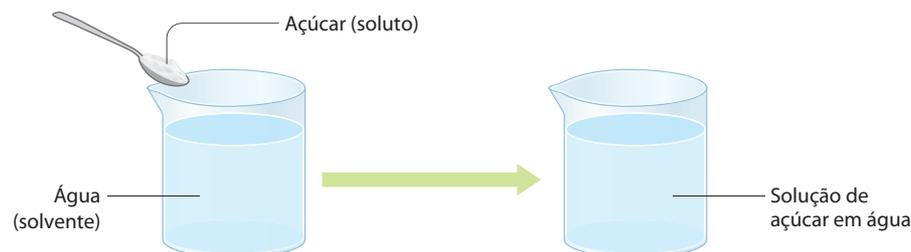


Os oceanos cobrem $\frac{3}{4}$ da superfície terrestre. A água do mar contém vários sais. Um deles, o cloreto de sódio, é importante em nossa alimentação.

De modo geral podemos dizer que:

Soluções são misturas homogêneas de duas ou mais substâncias.

Imagine, por exemplo, a dissolução do açúcar comum em água:



Nesse caso dizemos que:

- **soluto** é a substância que está dispersa na solução. No exemplo acima, o soluto é o açúcar comum que está disperso na água, sob a forma de moléculas ($C_{12}H_{22}O_{11}$);
- **solvente** é a substância que possibilita a dissolução do soluto. No exemplo acima, o solvente é a água, que representa o meio contínuo, no qual estão espalhadas as moléculas do açúcar.

OBSERVAÇÃO

Às vezes, torna-se difícil a distinção entre soluto e solvente.

Por exemplo, o álcool (etanol) e a água formam soluções em quaisquer proporções. Nesse caso, é comum dizer que **soluto** é a substância presente em **menor** quantidade e **solvente** é a substância **predominante**.

A ideia de solução é muito ampla, pois existem soluções nos estados sólido, líquido e gasoso, como exemplificamos abaixo.



Muitas ligas metálicas são **soluções sólidas**. É o caso do ouro comum: uma liga de ouro e cobre, presente neste anel.



As **soluções líquidas** são muito comuns. O vinagre, por exemplo, é uma solução de ácido acético e outras substâncias em água.



Os gases sempre se misturam perfeitamente entre si, resultando uma **solução (ou mistura) gasosa**. O gás de cozinha (em botijões) é uma mistura de propano (C_3H_8) e butano (C_4H_{10}).

Podemos também destacar os estados físicos do soluto e do solvente. Assim, por exemplo, dizemos que há soluções de:

- **sólidos em líquidos**, como o açúcar na água;
- **líquidos em líquidos**, como o álcool (etanol) na água;
- **gases em líquidos**, como o CO_2 em refrigerantes;
- **líquidos em gases**, como a umidade no ar;

e assim por diante.

Neste capítulo, vamos estudar principalmente as **soluções de sólidos em líquidos**, que são as mais comuns.

De fato, elas são encontradas:

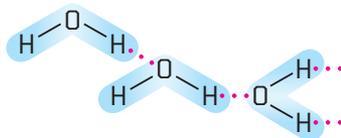
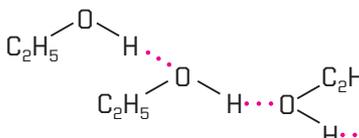
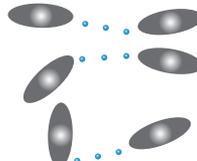
- em bebidas, como refrigerantes;
- em medicamentos, como xaropes;
- nas residências, como o amoníaco em produtos de limpeza;
- nos laboratórios, que usam soluções aquosas de ácidos, bases, sais etc.;
- nas indústrias, por exemplo, as soluções de sacarose usadas na produção do açúcar e do álcool (etanol);

dentre alguns exemplos.

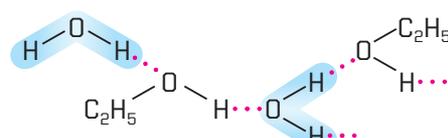
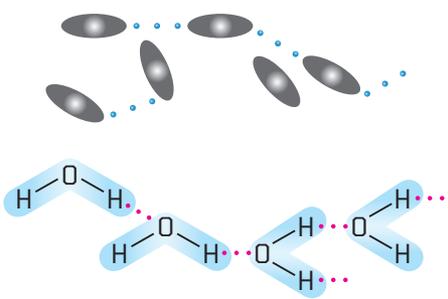
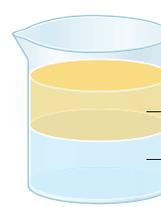
1.2. Mecanismo da dissolução

Por que certas substâncias se misturam tão intimamente, a ponto de formar soluções, enquanto outras não se misturam? Exemplo: por que a água se mistura com o álcool (etanol), mas não com a gasolina? Isso ocorre devido às forças intermoleculares que unem as partículas formadoras de cada substância. Acompanhe a visão microscópica da dissolução nos três exemplos importantes dados a seguir.

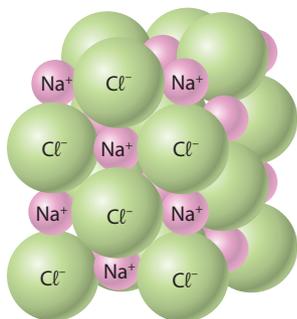
1º exemplo – Caso da água (H_2O), do álcool (C_2H_5OH) e da gasolina (C_8H_{18})

<p>Na água pura existem moléculas de H_2O, polares:</p>  <p>As moléculas de H_2O estão ligadas por fortes ligações de hidrogênio (•••).</p>	<p>No álcool (etanol) há moléculas de C_2H_5OH, também polares:</p>  <p>As moléculas de C_2H_5OH estão ligadas por ligações de hidrogênio mais fracas que as da água.</p>	<p>Na gasolina há moléculas de C_8H_{18}, apolares:</p>  <p>Entre as moléculas de C_8H_{18} existem ligações de van der Waals, que são bem mais fracas que as ligações de hidrogênio. (Representação esquemática sem escala; cores-fantasia.)</p>
--	--	---

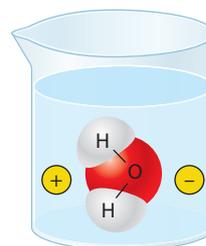
Misturando água e álcool (etanol) e água e gasolina, temos duas situações:

<p>Juntando-se água e álcool (etanol), forma-se uma solução; as ligações entre as moléculas de água e as ligações entre as moléculas de álcool rompem-se, permitindo, assim, novas ligações, também do tipo ligações de hidrogênio:</p>  <p>As moléculas de água e de álcool ficam ligadas por ligações de hidrogênio.</p>	<p>Juntando-se água e gasolina, não se forma solução; as moléculas de água não encontram nas moléculas de gasolina "pontos de polaridade" onde possam se unir; conseqüentemente, as moléculas de água continuam reunidas entre si e separadas das de gasolina:</p>  <p>A água e a gasolina formam duas camadas, e a água, que é mais densa, fica na camada inferior. (Representação esquemática sem escala; cores-fantasia.)</p>
 <p>Água e álcool (etanol)</p>	 <p>Gasolina Água</p>

2º exemplo – Dissolução do sal comum em água

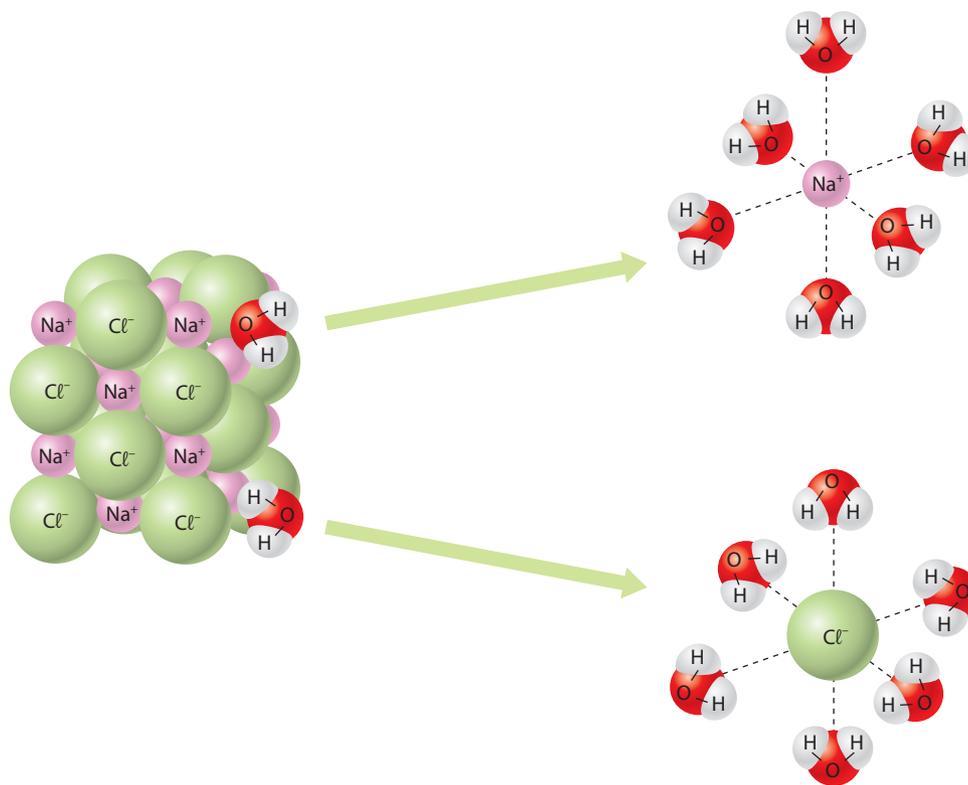


O cloreto de sódio é uma substância sólida, formada pelos íons Na^+ e Cl^- .
(Representação esquemática sem escala; cores-fantasia.)



A água é uma substância líquida, formada por moléculas de H_2O , muito polares.
(Representação esquemática sem escala; cores-fantasia.)

Colocando-se sal de cozinha na água, a “extremidade negativa” de algumas moléculas de água tende a atrair os íons Na^+ do reticulado cristalino do sal; e a “extremidade positiva” de outras moléculas de água tende a atrair os íons Cl^- do reticulado. Desse modo, a água vai desfazendo o reticulado cristalino do NaCl , e os íons Na^+ e Cl^- entram em solução, cada um deles envolvido por várias moléculas de água. Esse fenômeno é denominado **solvatação dos íons**.



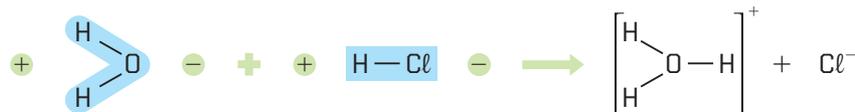
(Representação esquemática sem escala; cores-fantasia.)

Note que há uma “competição” entre as forças de coesão dos íons Na^+ e Cl^- no estado sólido e as forças de solvatação dos íons, exercidas pela água. Evidentemente, se as forças de coesão predominarem, o sal será menos solúvel; se as forças de solvatação forem maiores, o sal será mais solúvel.

É interessante notar que muitas soluções são coloridas e isso se deve a seus íons. Assim, por exemplo, são coloridas as soluções com os cátions: Cu^{2+} (azul), Fe^{3+} (amarelo), Ni^{2+} (verde) etc.; e também as soluções com os ânions: MnO_4^- (violeta), $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ (laranja) etc.

3º exemplo – Dissolução do gás clorídrico em água

O gás clorídrico é uma substância gasosa formada por moléculas polares (HCl). Ao serem dissolvidas em água, as moléculas de HCl são atraídas pelas moléculas de água e se rompem, de acordo com o esquema abaixo:



Isso significa que há uma reação química, pois se formam novas partículas: H_3O^+ e Cl^- . Essas partículas vão se dispersando pela solução, rodeadas por moléculas de água, como foi explicado no exemplo da dissolução de sal comum em água. Note que também aqui ocorre o fenômeno da solvatação dos íons.

Nesse exemplo encontramos também uma “competição” entre as forças de ligação dentro de cada molécula e as forças de atração entre as moléculas; quanto mais fortes são estas últimas, maior número de moléculas do soluto se rompe, o que equivale a dizer que o **soluto fica mais ionizado** ou também que se trata de um **eletrólito mais forte**.

Note ainda uma diferença importante:

- no exemplo da dissolução do NaCl, a água apenas separa os íons Na^+ e Cl^- já existentes; esse fenômeno é chamado de **dissociação iônica** do NaCl;
- no exemplo da dissolução do HCl, a água reage quimicamente com o HCl, provocando a formação dos íons H_3O^+ e Cl^- ; esse fenômeno recebe o nome de **ionização** do HCl.

O que acontece com o HCl acontece também com outros ácidos, por exemplo:



Existem ainda outros exemplos de reações entre soluto e solvente, por exemplo:

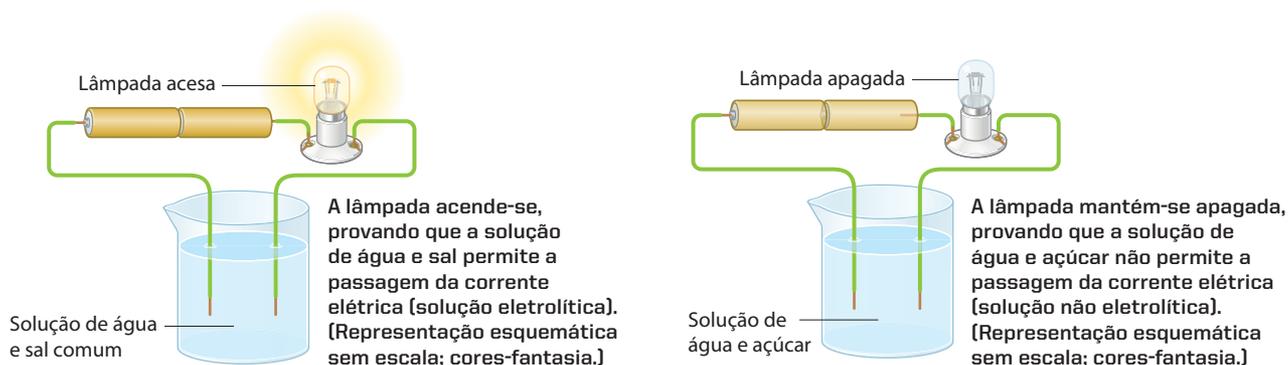


Concluindo, dizemos que, nas soluções aquosas, podemos encontrar o soluto na forma de:

- **apenas moléculas**, como acontece com o açúcar comum (moléculas $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$);
- **apenas íons**, como acontece com o sal comum (íons Na^+ e Cl^-);
- **misturas de moléculas e íons**, como ocorre com os ácidos. Numa solução de HCN, por exemplo, há moléculas de HCN e íons H_3O^+ e CN^- . Como o ácido é fraco, há mais moléculas de HCN “inteiras” do que íons H_3O^+ e CN^- .

Finalizando, queremos relembrar a Teoria da Dissociação Iônica de Arrhenius, da qual decorre que a presença ou a ausência de íons nas soluções permite classificá-las em:

- **Soluções eletrolíticas:** são as que conduzem a corrente elétrica, como acontece com as soluções de sal comum em água;
- **Soluções não eletrolíticas:** são as que **não** conduzem a corrente elétrica, como acontece com as soluções de açúcar em água.



1.3. Regra de solubilidade

Exemplos como os anteriores levaram os cientistas a uma generalização:

Uma **substância polar** tende a se dissolver num **solvente polar**. Uma **substância apolar** tende a se dissolver num **solvente apolar**.

Assim sendo, entende-se por que muitas **substâncias inorgânicas** (ácidos, sais etc., que são **polares**) dissolvem-se na água, que é um solvente **polar**. Pelo contrário, as **substâncias orgânicas** (que são, em geral, **apolares**) dissolvem-se em **solventes orgânicos** (também **apolares**); a parafina, por exemplo, não se dissolve na água, mas dissolve-se em gasolina.

A regra da solubilidade pode ser abreviada da seguinte forma:

Semelhante dissolve semelhante.

É interessante notar que a água dissolve muitas substâncias; por esse motivo, costuma ser chamada de **solvente universal**. Esse fato é muito importante, pois a vida vegetal e a vida animal em nosso planeta dependem do chamado **ciclo da água**, que é o percurso da água na natureza – chuvas, rios, mares, subsolo, evaporação, formação de nuvens, novas chuvas e assim por diante.

Por dissolver muitas substâncias, inclusive as indesejadas, a água torna-se poluída com facilidade.



Tira-manchas

Os tira-manchas, vendidos em supermercados, agem ou pelo fenômeno de solubilidade ou por reações químicas. Manchas de materiais gordurosos (manteiga, graxa etc.) são, em geral, removidas por solventes de “lavagem a seco” como o tetracloretileno ($\text{CCl}_2 = \text{CCl}_2$). Manchas de ferrugem envolvem reações do composto de ferro com ácido oxálico ($\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4$). Manchas de sangue são removidas por oxidantes como a água oxigenada ou a água sanitária, que contém hipoclorito de sódio (NaClO).



Há tira-manchas de tecidos que agem dissolvendo o material gorduroso.

EDUARDO SANTALÍSTRICA/CIID

1.4. O fenômeno da saturação de uma solução

Juntando-se gradativamente sal comum à água, em temperatura constante e sob agitação contínua, verifica-se que, em dado momento, o sal não se dissolve mais. No caso particular do NaCl , e por exemplo a 0°C , isso ocorre quando há 357 g de sal por litro de água. Daí em diante, toda quantidade adicional de sal que for colocada no sistema irá depositar-se (ou **precipitar**) no fundo do recipiente; dizemos então que ela se tornou uma **solução saturada** ou que atingiu o **ponto de saturação**. Dizemos também que foi atingido um **estado de equilíbrio** entre o soluto e o precipitado (corpo de chão).

O ponto de saturação depende do **soluto**, do **solvente** e das **condições físicas** (a temperatura sempre influi, e a pressão é especialmente importante em soluções que contêm gases).



Sal que não se dissolveu (precipitado, corpo de fundo ou corpo de chão)

Solução saturada de sal em água

ADILSON SECCO

O ponto de saturação é definido pelo coeficiente (ou grau) de solubilidade.

Coeficiente de solubilidade (ou grau de solubilidade) é a quantidade necessária de uma substância (em geral, em gramas) para saturar uma quantidade padrão (em geral, 100 g, 1.000 g ou 1 L) de solvente, em determinadas condições de temperatura e pressão.

Por exemplo, o coeficiente de solubilidade em água, a 0 °C:

- para o NaCl é igual a 357 g/L;
- para o AgNO₃ vale 1.220 g/L;
- para o CaSO₄ é igual a 2 g/L.

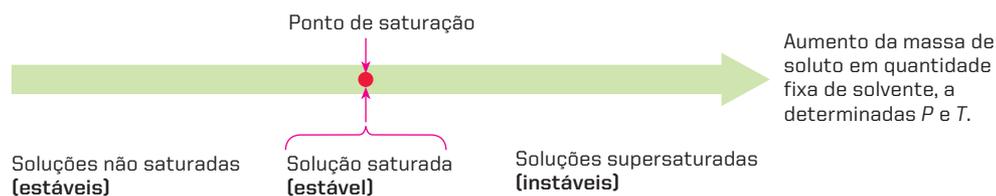
Quando o coeficiente de solubilidade é próximo de zero, dizemos que a substância é praticamente insolúvel ou, apenas, **insolúvel** naquele solvente; é o caso do cloreto de prata, cujo grau de solubilidade em água é 0,014 g/L. Em se tratando de dois líquidos, dizemos que são **imiscíveis**; é o caso de água e óleo.

Quando duas substâncias se dissolvem em qualquer proporção (coeficiente de solubilidade infinito), dizemos que elas são **totalmente miscíveis**; é o caso da mistura de água com etanol.

Em função do ponto de saturação, classificamos as soluções em:

- **não saturadas (ou insaturadas)**: contêm menos soluto que o estabelecido pelo coeficiente de solubilidade;
- **saturadas**: atingiram o coeficiente de solubilidade;
- **supersaturadas**: ultrapassaram o coeficiente de solubilidade.

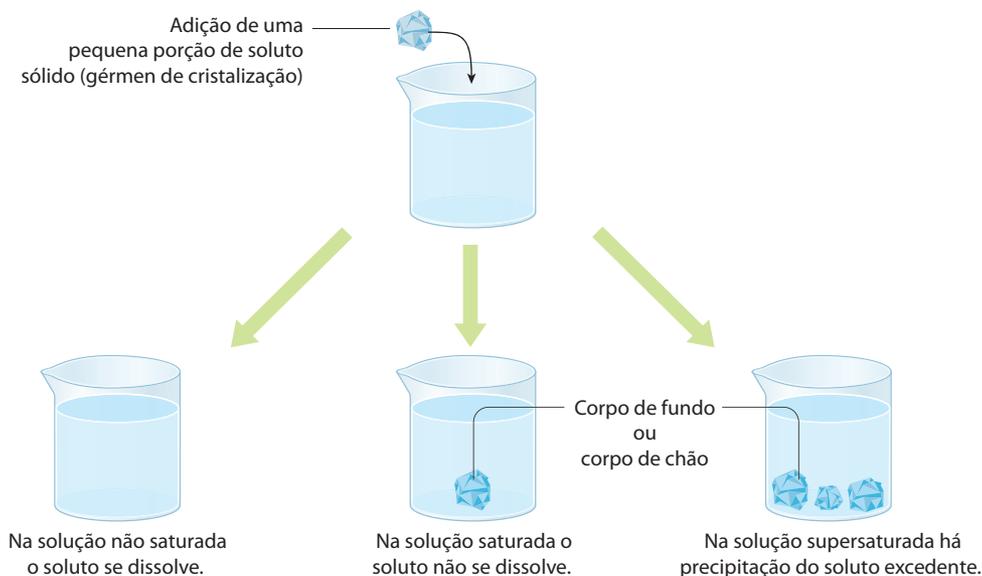
Essa classificação pode ser representada esquematicamente do seguinte modo:



ADILSON SECCO

Note que o ponto de saturação representa um **limite de estabilidade**. Conseqüentemente, as soluções supersaturadas só podem existir em condições especiais e, quando ocorrem, são **sempre instáveis**.

Na prática, é muito fácil distinguir as soluções – não saturada, saturada e supersaturada. Acompanhe o esquema abaixo:



ADILSON SECCO

[Representação esquemática sem escala; cores-fantasia.]

O fenômeno da supersaturação ocorre, por exemplo, com o mel. O mel é um sistema supersaturado em açúcares e a cristalização desses açúcares se evidencia exatamente quando ele açucara.

1.5. Curvas de solubilidade

Curvas de solubilidade são os gráficos que apresentam a variação dos **coeficientes de solubilidade** das substâncias em função da **temperatura**.

Consideremos, por exemplo, a tabela seguinte, que mostra os coeficientes de solubilidade do nitrato de potássio (em gramas de KNO_3 por 100 g de água) em várias temperaturas. Desses dados resulta a **curva de solubilidade do nitrato de potássio em água**, apresentada ao lado.

Solubilidade do KNO_3 em água	
Temperatura ($^{\circ}\text{C}$)	Gramas de KNO_3 /100 g de água
0	13,3
10	20,9
20	31,6
30	45,8
40	63,9
50	85,5
60	110
70	138
80	169
90	202
100	246

Fonte: Departamento de Química da Universidade Federal do Rio Grande. Disponível em: <http://www.furg.br/furg/depto/quimica/solubi.html>
Acesso em: mar. 2010.

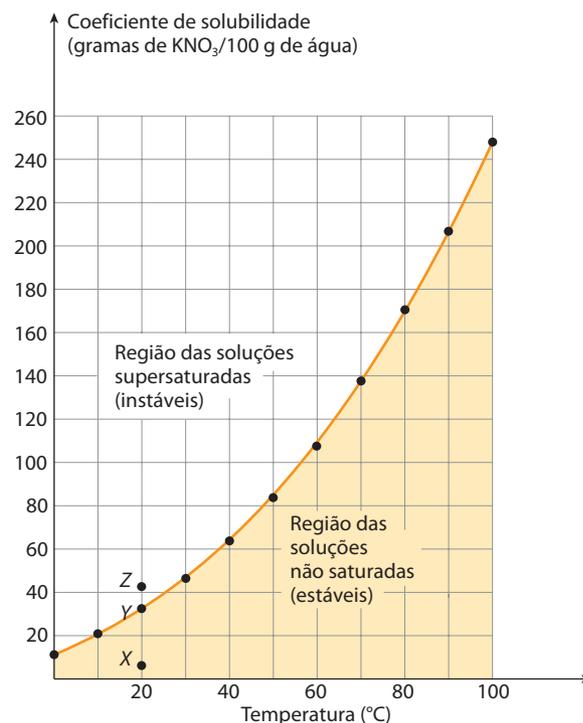
No gráfico acima notamos que, a 20°C , o ponto X representa uma **solução não saturada**; Y, uma **solução saturada**; Z, uma **solução supersaturada**. Podemos concluir que, na prática, só poderemos usar as soluções que estão “abaixo” da curva de solubilidade, pois acima dessa curva as soluções seriam supersaturadas e, portanto, todo o excesso do soluto tenderia a precipitar.

As curvas de solubilidade têm grande importância no estudo das **soluções de sólidos em líquidos**, pois nesse caso a temperatura é o único fator físico que influi perceptivelmente na solubilidade. Damos a seguir mais alguns exemplos de curvas de solubilidade de substâncias sólidas em água.

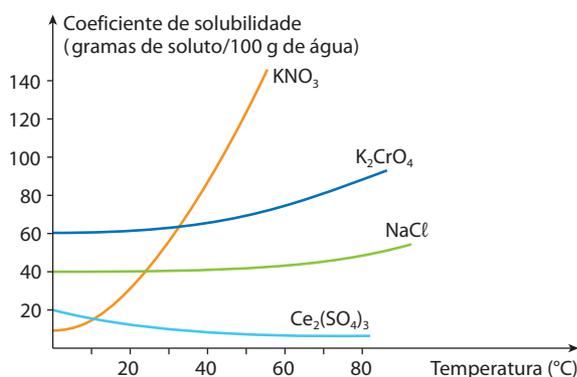
É interessante notar que, no instante da dissolução, muitos solutos “esfriam” a solução. Isso indica que a dissolução está **absorvendo** calor da solução (dissolução endotérmica). Nesse caso, a dissolução é facilitada pelo aquecimento da solução. É o que acontece com a maior parte das substâncias cuja solubilidade **aumenta** com a temperatura (curvas ascendentes no gráfico ao lado). Pelo contrário, as substâncias que se dissolvem com **liberação** de calor (dissolução exotérmica) tendem a ser menos solúveis a quente (curva descendente no gráfico ao lado).



O mel é um exemplo de solução supersaturada.



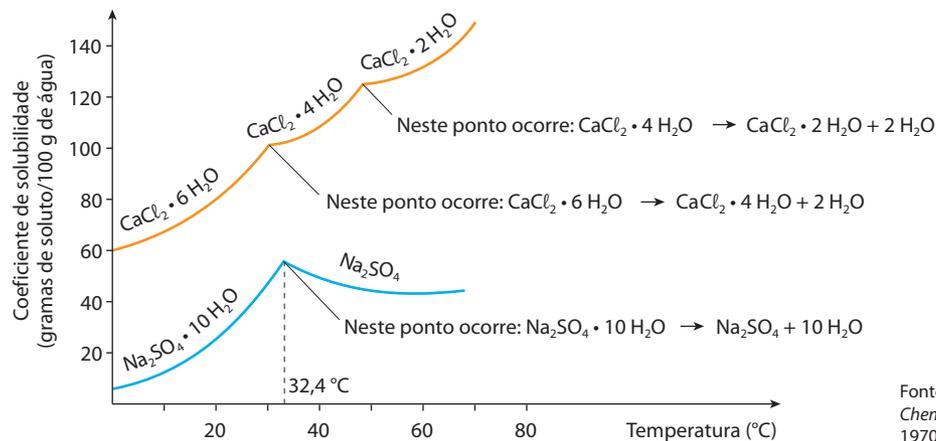
ADILSON SECCO



Fonte: Departamento de Química da Universidade Federal do Rio Grande. Disponível em: <http://www.furg.br/furg/depto/quimica/solubi.html>
Acesso em: mar. 2010.

ADILSON SECCO

Há certas substâncias cujas curvas de solubilidade apresentam mudanças bruscas chamadas “pontos de inflexão”; um ponto de inflexão sempre indica uma mudança da estrutura do soluto, como assinalamos neste gráfico:

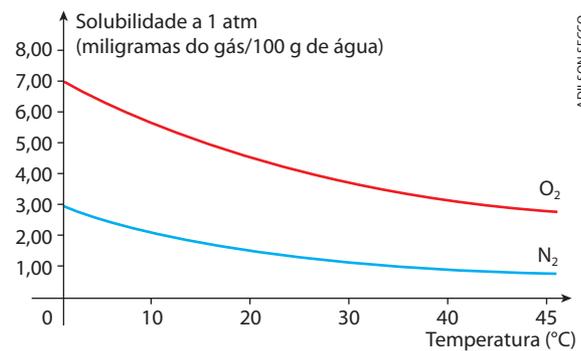


1.6. Solubilidade de gases em líquidos

Os gases são, em geral, pouco solúveis em líquidos. Assim, por exemplo, 1 L de água dissolve apenas cerca de 19 mL de ar em condições ambientes.

A solubilidade dos gases em líquidos depende consideravelmente da **pressão** e da **temperatura**.

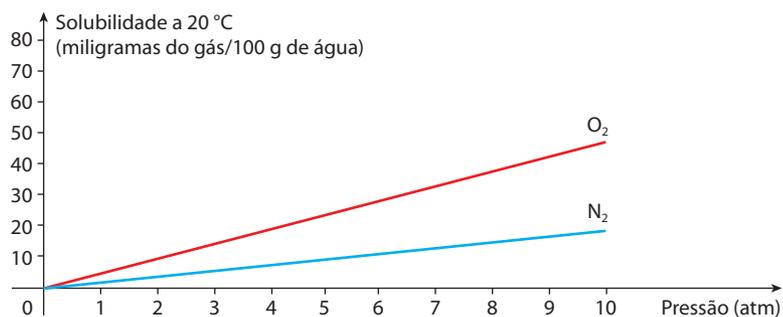
Aumentando-se a temperatura, o líquido tende a “expulsar” o gás; conseqüentemente, **a solubilidade do gás diminui**, como se vê no gráfico ao lado. Os peixes, por exemplo, não vivem bem em águas quentes, devido à baixa quantidade de gás oxigênio dissolvido na água.



Influência da temperatura da água na vida dos peixes	Peixe	Truta	Perca	Carpa	Bagre
	Temperatura máxima suportada (°C)		15	24	32

Aumentando a pressão sobre o gás, estaremos, de certo modo, empurrando o gás para dentro do líquido, o que equivale a dizer que **a solubilidade do gás aumenta**. Quando o gás **não reage** com o líquido, a influência da pressão é expressa pela **Lei de Henry**, que estabelece:

Em temperatura constante, a solubilidade de um gás em um líquido é diretamente proporcional à pressão sobre o gás.



Ou, matematicamente:

$$S = kP$$

Nessa expressão, S é a solubilidade do gás, P é a pressão sobre o gás e k é uma constante de proporcionalidade que depende da natureza do gás e do líquido e, também, da própria temperatura.

O aumento da pressão sobre o gás, para fazê-lo se dissolver em um líquido, é a técnica usada pelos fabricantes de refrigerantes: o gás carbônico (CO_2) é dissolvido sob pressão no refrigerante, e a garrafa é fechada. Abrindo-se a garrafa, principalmente se ela for agitada e o conteúdo não estiver gelado, o líquido vazará com muita espuma. Isso ocorre porque a pressão dentro da garrafa diminui, e o excesso de CO_2 , antes dissolvido no refrigerante, escapa rapidamente, arrastando líquido e produzindo a espuma que sai pela boca da garrafa. Verifica-se fato idêntico quando se abre uma garrafa de champanhe; nesse caso, porém, o CO_2 é produzido pela própria fermentação da bebida.

Esse escape rápido de CO_2 indica que a bebida, na garrafa fechada, está **supersaturada** em CO_2 . A abertura da garrafa libera, então, o excesso de CO_2 , de modo que a bebida fique **apenas** saturada de CO_2 , na pressão e na temperatura ambientes.

Outro caso a considerar é aquele em que **o gás reage com o líquido**. Nessa circunstância, as solubilidades são, em geral, bastante elevadas. Por exemplo, é possível dissolver cerca de 450 L de gás clorídrico (HCl), por litro de água, em condições ambientes, devido à reação:



De modo idêntico, dissolvem-se cerca de 600 L de gás amoníaco (NH_3) por litro de água em condições ambientes, pela reação:



EDUARDO SANTALUSTRA/CID

A espuma que sai da garrafa com água gaseificada é formada pelo gás carbônico, que, ao escapar, arrasta consigo parte do líquido.



Entendendo o mergulho submarino

Imaginemos um mergulhador iniciando sua descida no mar, carregando, nas costas, cilindros de aço cheios de ar. Ao nível do mar, a pressão é 1 atm. E, como o ar contém aproximadamente 20% de O_2 e 80% de N_2 , podemos dizer que a pressão parcial do oxigênio é aproximadamente 0,2 atm e a do nitrogênio é 0,8 atm.

A cada 10 m de descida, a pressão aumenta aproximadamente 1 atm. Desse modo, a 40 m de profundidade, a pressão será 1 atm (da superfície) mais 4 atm (da descida), totalizando 5 atm – conseqüentemente, teremos 1 atm de pressão para o O_2 e 4 atm para o N_2 . A essa profundidade, o mergulhador estará respirando o ar dos cilindros a 5 atm de pressão; logo, haverá mais ar dissolvido em seu sangue – de acordo com a Lei de Henry.



KHALED KASSEM/ALAMY/OTHER IMAGES

Um dos equipamentos imprescindíveis para a segurança dos mergulhadores, o cilindro de ar deve estar sempre bem regulado.

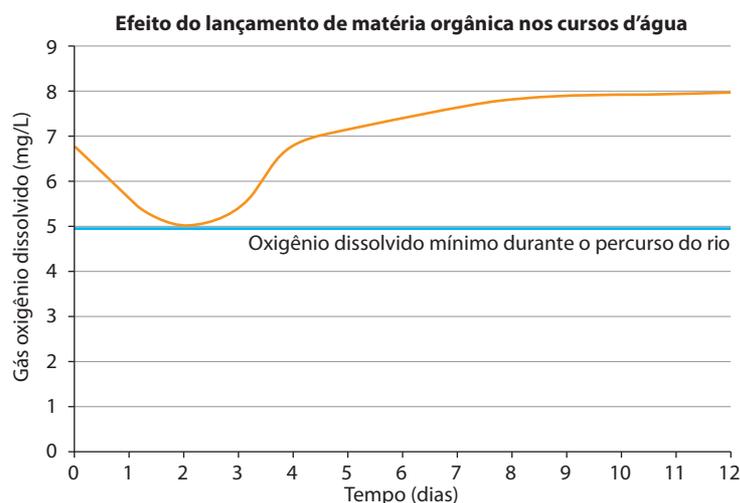
Vamos considerar os efeitos das elevadas pressões parciais de O_2 e de N_2 sobre o corpo humano. A pressão parcial do oxigênio não pode ser muito alta (recomenda-se abaixo de 1,6 atm), porque o oxigênio em excesso acelera o metabolismo; como defesa do organismo, o ritmo respiratório diminui; com isso, diminui também a eliminação do CO_2 , o que provoca o envenenamento do mergulhador. A pressão parcial elevada no nitrogênio, por sua vez, causa a chamada “embriaguez do nitrogênio”, que faz o mergulhador perder a noção da realidade. Por essas razões, mergulhos mais profundos são feitos com misturas de oxigênio e hélio (porque o hélio é menos solúvel no sangue que o nitrogênio). Se a subida do mergulhador é muito rápida, a descompressão faz com que os gases dissolvidos se separem rapidamente do sangue, resultando na formação de bolhas na corrente sanguínea (exatamente como acontece quando se abre uma garrafa de refrigerante). Esse fenômeno pode causar:

- coceira, em razão da formação de microbolhas sob a superfície da pele (“pulga do mergulhador”);
- fortes dores nas articulações (conhecidas pelo termo inglês *bends*);
- ruptura de alvéolos pulmonares, devido à expansão gasosa nos pulmões;
- e até mesmo morte por embolia cerebral, caso as bolhas presentes na corrente sanguínea prejudiquem e/ou impeçam a chegada do sangue ao cérebro.

Questões

Registre as respostas em seu caderno

- Descreva o que são solução, soluto e solvente.
- Explique como ocorre microscopicamente a dissolução do cloreto de sódio na água.
- Adicionando-se óleo a uma solução aquosa de iodo, agitando-a e esperando alguns minutos, o que provavelmente será observado? Justifique sua resposta.
- Podemos afirmar que água e sal de cozinha formarão sempre uma mistura homogênea? Justifique.
- Um dos padrões para se determinar a característica da água é sua temperatura. Analisando a tabela da página 26, qual das espécies de peixe necessita de maior quantidade de oxigênio para sobreviver? Justifique utilizando os dados apresentados na tabela.
- Considere o teor de gás oxigênio dissolvido 6,8 mg/L como normal para o percurso do rio analisado a seguir.



- Em quantos dias é registrado o menor índice de gás oxigênio dissolvido?
- Quantos dias são necessários para que o teor de gás oxigênio dissolvido volte à normalidade?

Pesquisa

Registre as respostas em seu caderno

Pesquise como a qualidade da água é afetada pela quantidade de alguns gases nela dissolvidos.

Atividade prática

Registre as respostas em seu caderno

ATENÇÃO

Para evitar acidentes, uma vez que será necessário manipular objetos quentes, havendo risco de queimaduras, recomendamos que o experimento seja realizado exclusivamente pelo(a) professor(a) de modo demonstrativo.

Nenhum dos reagentes deve ter contato com pele, boca e olhos, nem deve ser aproximado do nariz.

Óculos de segurança, luvas e aventais protetores são altamente recomendados.

Solubilidade de gases na água

Material

- 2 béqueres de 500 mL
- 1 erlenmeyer de 200 mL
- 1 balão de borracha pequeno
- 1 haste com suporte
- 1 garra para erlenmeyer
- 1 garra com argola
- 1 bico de gás (bico de Bunsen)
- 1 tela de aquecimento
- fósforos
- indicador alaranjado de metila
- refrigerante **incolor** ou água com gás
- gelo
- água

Procedimento

- Coloque cerca de 50 mL de refrigerante (ou água com gás) no erlenmeyer e adicione o indicador alaranjado de metila. Anote as observações.
- Tampe a saída do erlenmeyer com o balão de borracha e coloque o conjunto dentro de um béquer contendo água.
- Aqueça o sistema, em chama branda. Observe o que ocorre e anote.
- Retire, cuidadosamente, o erlenmeyer do béquer contendo água quente e coloque-o em um béquer contendo água e gelo. Observe o que ocorre e anote.



ADILSON SECCO

Perguntas

- Qual é a cor adquirida pelo indicador químico quando colocado na presença do refrigerante (ou água com gás)? Por quê?
- O que ocorre com o indicador e com o balão de borracha durante o aquecimento? Por quê?
- O que ocorre com o indicador e com o balão de borracha durante o resfriamento? Por quê?
- Qual é o gás presente no refrigerante ou na água com gás? A solubilidade desse gás em água aumenta ou diminui com o aquecimento?

Exercícios básicos

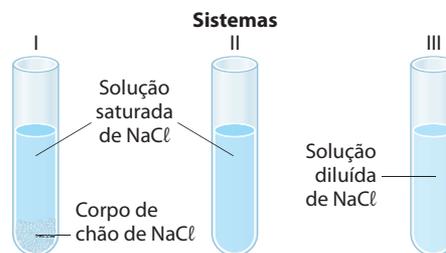
Registre as respostas em seu caderno

- (Mackenzie-SP) A alternativa que contém duas substâncias solúveis em água, nas condições ambientes, é:
 - azeite e gasolina.
 - vinagre e álcool etílico.
 - azeite e vinagre.
 - gasolina e álcool etílico.
 - cloreto de sódio e óleo de girassol.
- (UCS-RS) Há uma regra na Química que diz: "Semelhante dissolve semelhante". Podemos dizer que essa regra explica por que a gasolina e o querosene dissolvem-se entre si, enquanto nenhum deles se dissolve em água. Tal regra pode ser aplicada também à seguinte situação: se uma solução que contém iodo manchar uma toalha branca de algodão, um procedimento correto para retirar a mancha de iodo consiste em, antes da lavagem, aplicar sobre o local da mancha:
 - cloreto de sódio.
 - água com vinagre.
 - ácido clorídrico.
 - gelo comum.
 - tetracloro de carbono.

- (Unitau-SP) Na carbonatação de um refrigerante, quais são as condições em que se deve dissolver o gás carbônico na bebida?

- Pressão e temperatura quaisquer.
- Pressão e temperatura elevadas.
- Pressão e temperatura baixas.
- Baixa pressão e elevada temperatura.
- Alta pressão e baixa temperatura.

- (UFG-GO) Os sistemas a seguir contêm soluções aquosas de NaCl em três diferentes situações, mantidas a temperatura constante:



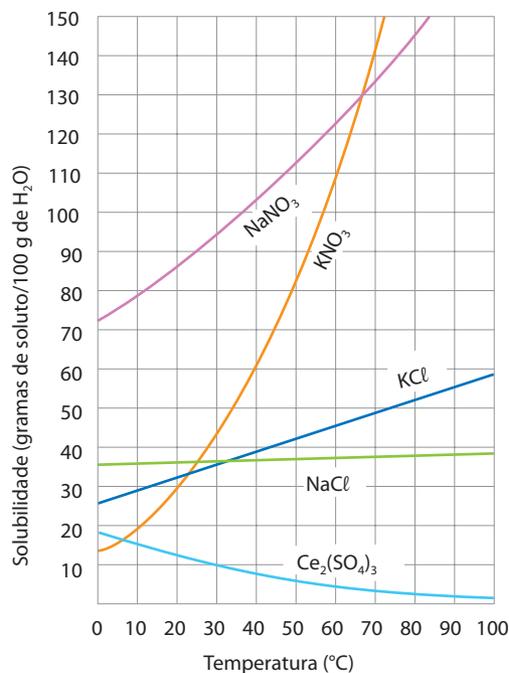
ADILSON SECCO

- a) Indique qual(is) sistema(s) está(ão) em equilíbrio. Justifique sua resposta.
 b) O que ocorrerá, em cada sistema, se for adicionada uma quantidade muito pequena de NaCl sólido?

5. (Mackenzie-SP) Um exemplo típico de solução supersaturada é:

- a) água mineral natural.
 b) soro caseiro.
 c) refrigerante em recipiente fechado.
 d) álcool 46 °GL.
 e) vinagre.

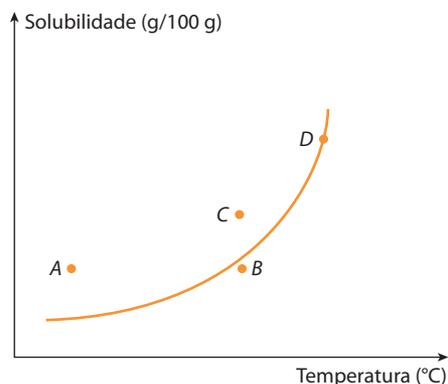
6. (PUC-Campinas-SP) Considerando o gráfico abaixo, adicionam-se, separadamente, 40,0 g de cada um dos sais em 100 g de H₂O.



À temperatura de 40 °C, que sais estão totalmente dissolvidos na água?

- a) KNO₃ e NaNO₃
 b) NaCl e NaNO₃
 c) KCl e KNO₃
 d) Ce₂(SO₄)₃ e KCl
 e) NaCl e Ce₂(SO₄)₃

7. (UFRRJ) A curva do gráfico abaixo mostra a solubilidade de um certo soluto em água.



Responda às perguntas abaixo, justificando sua resposta.

- a) Qual ou quais dos pontos do gráfico representa(m) uma solução saturada homogênea?
 b) Indique em que pontos do gráfico existem soluções saturadas heterogêneas.
 c) Através do conceito de solução insaturada, aponte no gráfico o(s) ponto(s) onde esta situação ocorre.
 d) Que procedimentos podem ser utilizados para precipitar (cristalizar) parte do soluto da solução D, sem alterar as quantidades do solvente e do soluto da referida solução?

8. (UFMG) Sabe-se que o cloreto de sódio pode ser obtido a partir da evaporação da água do mar.

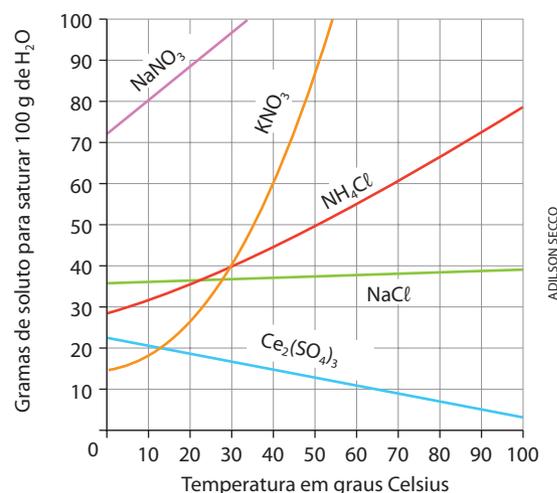
Analise este quadro, em que está apresentada a concentração de quatro sais em uma amostra de água do mar e a respectiva solubilidade em água a 25 °C:

Sal	Concentração (g/L)	Solubilidade em água (g/L)
NaCl	29,7	357
MgCl ₂	3,32	542
CaSO ₄	1,80	2,1
NaBr	0,55	1.160

Considerando-se as informações desse quadro, é **correto** afirmar que, na evaporação dessa amostra de água do mar a 25 °C, o **primeiro** sal a ser precipitado é o:

- a) NaBr.
 b) CaSO₄.
 c) NaCl.
 d) MgCl₂.

9. (PUC-Minas) Considere o gráfico de solubilidade de vários sais em água, em função da temperatura.



Baseando-se no gráfico e nos conhecimentos sobre soluções, é **incorreto** afirmar que:

- a) a solubilidade do Ce₂(SO₄)₃ diminui com o aumento da temperatura.
 b) o sal nitrato de sódio é o mais solúvel a 20 °C.
 c) a massa de 80 g de nitrato de potássio satura 200 g de água a 30 °C.
 d) dissolvendo-se 60 g de NH₄Cl em 100 g de água, a 60 °C, obtém-se uma solução insaturada.

10. (Fuvest-SP) Entre as figuras abaixo, identifique a que melhor representa a distribuição das partículas de soluto e de solvente numa solução aquosa diluída de cloreto de sódio.

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

Legenda

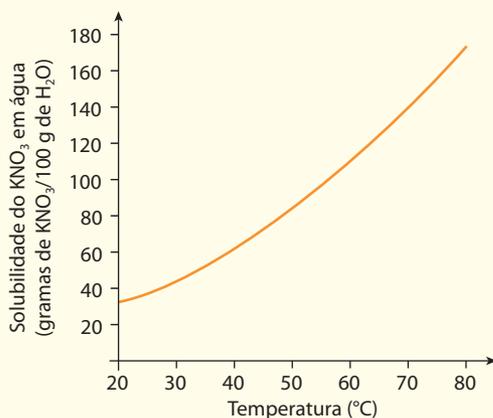
- + Na⁺
- Cl⁻
- H₂O

(Representações esquemáticas sem escala; cores-fantasia.)

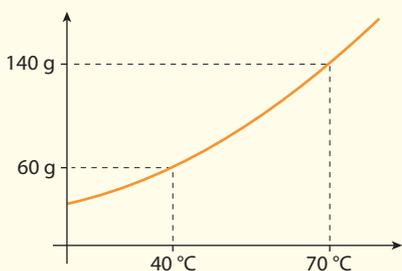
Exercício resolvido

11. (Unicamp-SP) Uma solução saturada de nitrato de potássio (KNO₃) constituída, além do sal, por 100 g de água, está à temperatura de 70 °C. Essa solução é resfriada a 40 °C, ocorrendo precipitação de parte do sal dissolvido. Calcule:

- a massa do sal que precipitou;
 - a massa do sal que permaneceu em solução.
- Abaixo, o gráfico da solubilidade do nitrato de potássio em função da temperatura.



Resolução

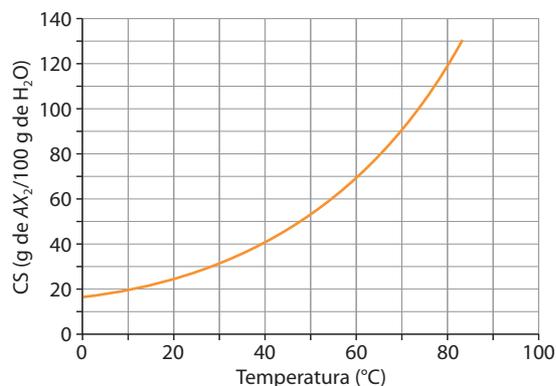


Do gráfico dado, tiramos as solubilidades do KNO₃ em 100 g de água:

- a 70 °C → 140 g de KNO₃
- a 40 °C → 60 g de KNO₃

Reduzindo a temperatura de 70 °C para 40 °C, precipitarão 140 g – 60 g = 80 g de KNO₃, permanecendo 60 g em solução.

12. (FMTM-MG) O gráfico apresenta a curva de solubilidade de um sal AX₂.



Quando uma solução aquosa saturada de AX₂ a 70 °C contendo 50 g de água é resfriada para 10 °C, quais são, em gramas, a massa de sal cristalizada e a massa que permanece em solução?

- 25 e 20.
- 30 e 15.
- 35 e 10.
- 35 e 15.
- 40 e 10.

13. (UFSCar-SP) O cloreto de potássio é solúvel em água e a tabela a seguir fornece os valores de solubilidade deste sal em g/100 g de água, em função da temperatura.

Temperatura (°C)	Solubilidade (g/100 g H ₂ O)
10	31,0
20	34,0
30	37,0
40	40,0

Preparou-se uma solução de cloreto de potássio a 40 °C dissolvendo-se 40,0 g do sal em 100 g de água. A temperatura da solução foi diminuída para 20 °C e observou-se a formação de um precipitado.

- Analisando a tabela de valores de solubilidade, explique por que houve formação de precipitado e calcule a massa de precipitado formado.
- A dissolução do cloreto de potássio em água é um processo endotérmico ou exotérmico? Justifique sua resposta.

Exercício resolvido

14. (Fuvest-SP) Quatro tubos contêm 20 mL de água cada um a 20 °C. Coloca-se nesses tubos dicromato de potássio (K₂Cr₂O₇) nas quantidades indicadas na tabela abaixo.

	Tubo A	Tubo B	Tubo C	Tubo D
Massa de K ₂ Cr ₂ O ₇ (g)	1,0	3,0	5,0	7,0

A solubilidade do sal, a 20 °C, é igual a 12,5 g por 100 mL de água. Após agitação, em quais dos tubos coexistem, nessa temperatura, solução saturada e fase sólida?

- a) Em nenhum. d) Apenas em B, C e D.
 b) Apenas em D. e) Em todos.
 c) Apenas em C e D.

Resolução

Pela solubilidade dada, concluímos:

$$\left. \begin{array}{l} 100 \text{ mL} \text{ ————— } 12,5 \text{ g de } K_2Cr_2O_7 \\ 20 \text{ mL} \text{ ————— } x \end{array} \right\}$$

$$x = 2,5 \text{ g de } K_2Cr_2O_7$$

Portanto só o tubo A terá o $K_2Cr_2O_7$ (1,0 g) totalmente dissolvido. Nos demais, as soluções estarão saturadas, com o $K_2Cr_2O_7$ excedente precipitado (fase sólida).

Alternativa d.

15. (PUC-RJ) A tabela abaixo mostra a solubilidade de vários sais, à temperatura ambiente, em g/100 mL.

Composto	Solubilidade (g/100 mL)
AgNO ₃ (nitrato de prata)	260
Al ₂ (SO ₄) ₃ (sulfato de alumínio)	160
NaCl (cloreto de sódio)	36
KNO ₃ (nitrato de potássio)	52
KBr (brometo de potássio)	64

Se 25 mL de uma solução saturada de um desses sais foram completamente evaporados, e o resíduo sólido “pesou” 13 g, identifique o sal.

- a) AgNO₃
 b) Al₂(SO₄)₃
 c) NaCl
 d) KNO₃
 e) KBr

16. (Mackenzie-SP) A luz, a concentração de nutrientes e a temperatura das águas oceânicas são fatores que influem na produção de grandes cardumes. Assim, regiões mais produtivas para a pesca estão localizadas em águas:

- I. mais quentes e com baixa concentração de nutrientes.
- II. costeiras, próximas a litoral, que possua estuário com manguezal preservado.
- III. das profundezas das fossas oceânicas.
- IV. próximas à costa, rica em corais, que receba despejo de grande quantidade de soluções ácidas e de metais pesados.
- V. frias, iluminadas e com elevada concentração de nutrientes.

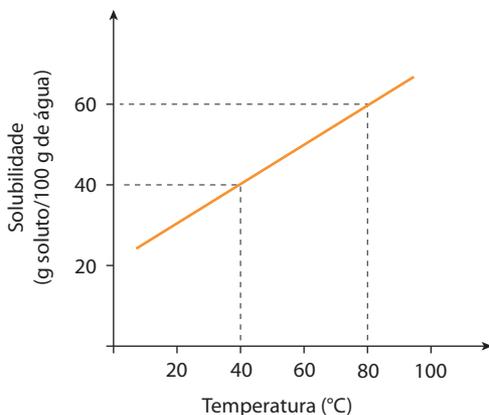
Das afirmações feitas, estão corretas somente:

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

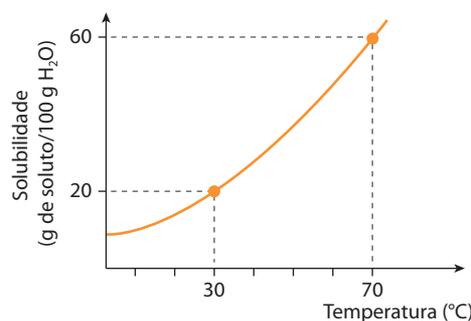
Exercícios complementares

Registre as respostas em seu caderno

17. (UFPE) Uma solução saturada de NH₄Cl foi preparada a 80 °C utilizando-se 200 g de água. Posteriormente, essa solução sofre um resfriamento sob agitação até atingir 40 °C. Determine a massa de sal depositada nesse processo. A solubilidade do NH₄Cl varia com a temperatura, conforme mostrado no gráfico.



18. (Uerj) O gráfico a seguir, que mostra a variação da solubilidade do dicromato de potássio na água em função da temperatura, foi apresentado em uma aula prática sobre misturas e suas classificações.



Em seguida, foram preparadas seis misturas sob agitação energética, utilizando dicromato de potássio sólido e água pura em diferentes temperaturas, conforme o seguinte esquema:

30 °C 15 g K ₂ Cr ₂ O ₇ + 100 g H ₂ O	30 °C 3,5 g K ₂ Cr ₂ O ₇ + 20 g H ₂ O	30 °C 2 g K ₂ Cr ₂ O ₇ + 10 g H ₂ O
70 °C 200 g K ₂ Cr ₂ O ₇ + 300 g H ₂ O	70 °C 320 g K ₂ Cr ₂ O ₇ + 500 g H ₂ O	70 °C 150 g K ₂ Cr ₂ O ₇ + 250 g H ₂ O

ADILSON SECCO

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

Após a estabilização dessas misturas, o número de sistemas homogêneos e o número de sistemas heterogêneos formados correspondem, respectivamente, a:

- a) 5 – 1. b) 4 – 2. c) 3 – 3. d) 1 – 5.
- 19.** (UFSCar-SP) As solubilidades dos sais KNO_3 e $\text{Ce}_2(\text{SO}_4)_3$, em água, medidas em duas temperaturas diferentes, são fornecidas na tabela a seguir.

Sal	Solubilidade, em g de sal/100 g de água	
	10 °C	80 °C
KNO_3	13,3	169,6
$\text{Ce}_2(\text{SO}_4)_3$	10,1	2,2

Com base nestes dados, pode-se afirmar que:

- a) a dissolução de KNO_3 em água é um processo exotérmico.
 b) a dissolução de $\text{Ce}_2(\text{SO}_4)_3$ em água é acompanhada de absorção de calor do ambiente.
 c) os dois sais podem ser purificados pela dissolução de cada um deles em volumes adequados de água a 80 °C, seguido do resfriamento de cada uma das soluções a 10 °C.
 d) se 110,1 g de uma solução saturada de $\text{Ce}_2(\text{SO}_4)_3$ a 10 °C forem aquecidos a 80 °C, observa-se a deposição de 2,2 g do sal sólido.
 e) a adição de 100 g de KNO_3 a 100 g de água a 80 °C dá origem a uma mistura homogênea.
- 20.** (Fuvest-SP) Certo refrigerante é engarrafado, saturado com dióxido de carbono (CO_2) a 5 °C e 1 atm de CO_2 e então fechado. Um litro desse refrigerante foi mantido algum tempo em ambiente à temperatura de 30 °C. Em seguida, a garrafa foi aberta ao ar (pressão atmosférica = 1 atm) e agitada até praticamente todo o CO_2 sair. Nessas condições (30 °C e 1 atm), qual o volume aproximado de CO_2 liberado? (Dados: massa molar do CO_2 = 44 g/mol; volume molar dos gases a 1 atm e 30 °C = 25 L/mol; solubilidade do CO_2 no refrigerante a 5 °C e sob 1 atm de CO_2 = 3,0 g/L.)

- a) 0,40 litro c) 1,7 litro e) 4,0 litros
 b) 0,85 litro d) 3,0 litros

- 21.** (ITA-SP) Quando submersos em “águas profundas”, os mergulhadores necessitam voltar lentamente à superfície para evitar a formação de bolhas de gás no sangue.
- a) Explique o motivo da **não** formação de bolhas de gás no sangue quando o mergulhador desloca-se de regiões próximas à superfície para as regiões de “águas profundas”.
- b) Explique o motivo da **não** formação de bolhas de gás no sangue quando o mergulhador desloca-se muito lentamente de regiões de “águas profundas” para as regiões próximas da superfície.
- c) Explique o motivo da **formação** de bolhas de gás no sangue quando o mergulhador desloca-se muito rapidamente de regiões de “águas profundas” para as regiões próximas da superfície.
- 22.** (UFMG) A dose letal (DL_{50}) — a quantidade de um pesticida capaz de matar 50% das cobaias que recebem essa dose — é expressa em miligramas do pesticida por quilograma de peso da cobaia. Este quadro apresenta os dados da solubilidade em água e da DL_{50} de três pesticidas:

Pesticida	Solubilidade, em água/(mg/L)	DL_{50} /(mg/kg)
DDT	0,0062	115
Paration	24	8
Malation	145	2.000

Considerando-se essas informações, é **correto** afirmar que o pesticida com **maior** potencial de se espalhar no ambiente por ação das chuvas e aquele com **maior** toxicidade:

- a) são, respectivamente, o DDT e o paration.
 b) são, em ambos os casos, o malation.
 c) são, respectivamente, o DDT e o malation.
 d) são, respectivamente, o malation e o paration.

2 >>> Concentração das soluções

Já vimos, por exemplo, que em uma dada quantidade de água podemos dissolver quantidades menores ou maiores de açúcar comum (sacarose), desde que, evidentemente, não ultrapassemos o ponto de saturação da solução.

Ao provar um pouco de água com açúcar (tome muito cuidado sempre, pois não se deve “provar” nenhuma solução desconhecida), podemos dizer:

- em **linguagem popular**, que a água está “mais” doce ou “menos” doce;
- em **linguagem científica**, por exemplo, que 1 litro da solução contém 50 g de sacarose, a 25 °C.

Note, então, que em Ciência é preciso relatar o **fato**, as **medidas** que foram feitas e as **condições** (temperatura, pressão etc.) nas quais as medidas foram feitas.

Na verdade, porém, essas preocupações não aparecem somente na linguagem científica; no cotidiano do comércio, da indústria, da Medicina etc. é muito importante “medir as coisas”. De fato, diariamente lemos ou ouvimos frases do tipo:

- o teor alcoólico do vinho é 12%;
- o teor normal de glicose, em nosso sangue, situa-se entre 75 e 100 mg/dL (valores acima dessa faixa indicam tendência a diabetes);

- o teor normal de cálcio no sangue situa-se entre 8,5 e 10,5 mg/dL;
- as águas do rio estão poluídas por 8 ppm de mercúrio.



Parte do rótulo de uma garrafa de água mineral em que está descrita a concentração dos sais.



Parte do rótulo de uma bebida isotônica em que está descrita sua composição.



O bafômetro é um aparelho que mede a concentração de álcool no sangue por meio do ar expirado.

De modo geral, usamos o termo **concentração** de uma solução para nos referirmos a qualquer relação estabelecida entre a **quantidade do soluto** e a **quantidade do solvente** (ou **da solução**). Lembrando que essas quantidades podem ser dadas **em massa** (g, kg etc.), em **volume** (m³, L, mL etc.) ou em **mols**, teremos então várias maneiras de expressar concentrações. É o que vamos estudar a seguir, adotando a seguinte convenção:

- **índice 1**, para as quantidades relativas ao **soluto**;
- **índice 2**, para as quantidades relativas ao **solvente**;
- **sem índice**, para as quantidades relativas à própria **solução**.

2.1. Concentração comum ou, simplesmente, concentração (C)

A definição mais simples é:

Concentração é a quantidade, em gramas, de soluto existente em 1 litro de solução.

Perceba o significado físico dessa definição comparando os dois exemplos seguintes:

<p>Havendo 20 g de NaCl em 1 litro de solução:</p> <div style="text-align: center;"> <p>20 g de NaCl</p> <p>1 L de solução</p> </div> <p>Neste caso, diremos que a concentração será:</p> $C = \frac{20}{1} \text{ ou } C = 20 \text{ g/L}$	<p>Havendo 60 g de NaCl em 3 litros de solução:</p> <div style="text-align: center;"> <p>Se há 60 g de NaCl em 3 L de solução...</p> <p>... então haverá $\frac{60}{3} = 20$ g de NaCl em cada litro de solução.</p> </div> <p>A concentração, neste caso, será também:</p> $C = \frac{60}{3} \text{ ou } C = 20 \text{ g/L}$
---	--

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Generalizando o cálculo feito no segundo exemplo, temos:

$$C = \frac{\text{Massa do soluto (gramas)}}{\text{Volume da solução (litros)}} \Rightarrow C = \frac{m_1}{V} \quad \text{Unidade: gramas por litro (g/L)}$$

Assim sendo, também podemos definir concentração da seguinte maneira:

Concentração é o quociente entre a massa do soluto e o volume da solução.

Note que essa definição é válida mesmo para os casos em que as unidades forem diferentes das usuais – a massa pode ser dada em **mg**, o volume em **mL** etc. Por isso, cuidado com as unidades mencionadas em cada problema.

Considerando ainda que $VC = m_1$, dizemos que o **produto do volume pela concentração** de uma solução nos dá a **massa do soluto**, desde que as unidades de V e C sejam compatíveis; por exemplo: $\frac{\text{g}}{\text{L}} \cdot \text{L} = \text{g}$.

Não confunda concentração (C) com densidade (d) da solução

Confronte as definições:

$$C = \frac{\text{Massa do soluto}}{\text{Volume da solução}} \Rightarrow C = \frac{m_1}{V} \quad \text{Unidade (em geral): gramas por litro (g/L)}$$

$$d = \frac{\text{Massa da solução}}{\text{Volume da solução}} \Rightarrow d = \frac{m}{V} \quad \text{Unidade (em geral): gramas por mililitro (g/mL)}$$

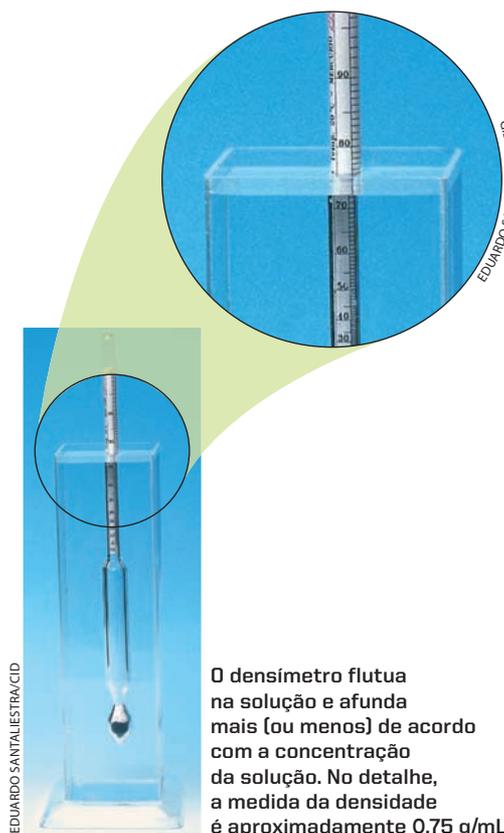
A densidade da solução relaciona, portanto, a massa com o volume da própria solução. Ela indica a massa da solução correspondente a uma unidade de volume (por exemplo: 1 mililitro).

A densidade da solução não é uma forma de expressar a concentração da solução. No entanto, a densidade aparece com frequência em problemas que envolvem a concentração das soluções, pois:

- a densidade de uma solução depende de sua concentração;
- e, na prática, é facilmente medida por um densímetro.

Por esses motivos, são muito comuns tabelas que relacionam densidades com concentrações de soluções. Por exemplo, para soluções aquosas de ácido sulfúrico, temos:

Densidade a 20 °C (g/mL)	Concentração (g/L)	Porcentagem em massa de H ₂ SO ₄ na água
1,0680	106,6	10%
1,1418	228,0	20%
1,2213	365,7	30%



O densímetro flutua na solução e afunda mais (ou menos) de acordo com a concentração da solução. No detalhe, a medida da densidade é aproximadamente 0,75 g/mL.

No dia a dia é muito comum a utilização de densidades em aplicações práticas, como por exemplo:

- o leite de vaca de boa qualidade deve ter densidade entre 1,028 e 1,033 g/mL;
- em exames de urina, o resultado normal se situa entre 1,010 e 1,030 g/mL;
- a gasolina de boa qualidade deve ter densidade entre 0,700 e 0,750 g/mL.

Questões Registre as respostas em seu caderno

- a) Explique por que é possível que duas soluções de volumes diferentes possuam as mesmas concentrações.
- b) Há duas amostras de água, à mesma temperatura:
- Água do mar
 - Água da torneira
- Qual das amostras apresentará maior densidade? Justifique.
- Qual amostra apresentará maior concentração?
- c) Podemos afirmar que se uma solução apresenta uma concentração alta (expressa em g/L) sua densidade também será alta? Explique.
- d) Ao preparar uma solução aquosa, a água adicionada ultrapassou o traço de referência do balão volumétrico. Essa solução final apresentará concentração maior, menor ou igual à desejada inicialmente? Justifique.

Exercícios básicos Registre as respostas em seu caderno

Exercício resolvido

23. Calcule a concentração, em g/L, de uma solução de nitrato de potássio, sabendo que ela encerra 60 g do sal em 300 cm³ de solução.

Resolução

- Pelo próprio significado de concentração, temos:

300 cm ³	_____	60 g de KNO ₃
1.000 cm ³ (1 L)	_____	C

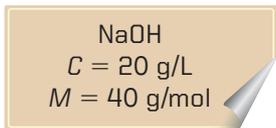
$C = 200 \text{ g/L}$

- ou pela fórmula:

$$C = \frac{m_1}{V} = \frac{60}{0,3} \Rightarrow C = 200 \text{ g/L}$$

24. Calcule a massa de ácido nítrico necessária para a preparação de 150 mL de uma solução de concentração 50 g/L.

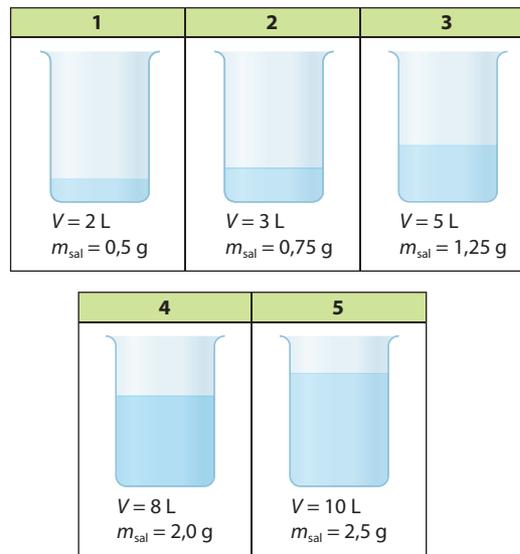
25. (UCB-DF) Um frasco de 1,0 L apresenta o seguinte rótulo:



Se a massa do hidróxido de sódio dissolvida for 8,0 g, o volume dessa solução será:

- 8,0 L.
- 4,0 L.
- 200 mL.
- 400 mL.
- 800 mL.

26. (Mackenzie-SP) Têm-se cinco recipientes contendo soluções aquosas de cloreto de sódio.



É correto afirmar que:

- o recipiente 5 contém a solução menos concentrada.
- o recipiente 1 contém a solução mais concentrada.
- somente os recipientes 3 e 4 contêm soluções de igual concentração.
- as cinco soluções têm a mesma concentração.
- o recipiente 5 contém a solução mais concentrada.

27. (Mackenzie-SP) A massa dos quatro principais sais que se encontram dissolvidos em 1 litro de água do mar é igual a 30 g. Num aquário marinho, contendo 2 · 10⁶ cm³ dessa água, a quantidade de sais nela dissolvidos é:

- 6,0 · 10¹ kg.
- 6,0 · 10⁴ kg.
- 1,8 · 10² kg.
- 2,4 · 10⁸ kg.
- 8,0 · 10⁶ kg.

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Exercício resolvido

28. Qual é a massa dos íons Na^+ existentes em 200 mL de solução de NaOH de concentração igual a 80 g/L?

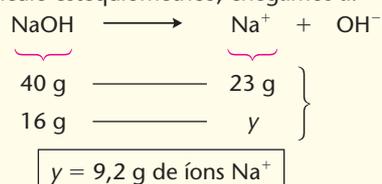
Resolução

Na solução dada, temos:

$$\begin{array}{r} 1 \text{ L} = 1.000 \text{ mL} \quad \text{---} \quad 80 \text{ g de NaOH} \\ 200 \text{ mL} \quad \quad \quad \quad \quad \quad x \end{array} \quad \left. \vphantom{\begin{array}{r} 1 \text{ L} = 1.000 \text{ mL} \\ 200 \text{ mL} \end{array}} \right\}$$

$$x = 16 \text{ g de NaOH}$$

E, por cálculo estequiométrico, chegamos a:



29. (Vunesp) A massa de cloreto de crômio (III) hexaidratado, necessária para se preparar 1 L de uma solução que contém 20 mg de Cr^{3+} por mililitro, é igual a:
a) 0,02 g. c) 52 g. e) 266,5 g.
b) 20 g. d) 102,5 g.
Dados: Massas molares, em g/mol: Cr = 52; cloreto de crômio hexaidratado = 266,5.

30. (Furg-RS) Observe a tabela que contém dados sobre os níveis máximos de contaminação por íons metálicos em água potável:

Íon metálico contaminante	Concentração máxima tolerada (mg/L)
As^{+3}	0,05
Ba^{+2}	1,0
Cd^{+2}	0,01
Na^{+1}	160,0
Hg^{+2}	0,002

Exercícios complementares

Registre as respostas em seu caderno

34. (PUC-RJ) Após o preparo de um suco de fruta, verificou-se que 200 mL da solução obtida continham 58 mg de aspartame. Qual é a concentração de aspartame no suco preparado?
a) 0,29 g/L d) 290 g/L
b) 2,9 g/L e) 0,58 g/L
c) 0,029 g/L
35. (U. São Judas-SP) O oxalato de cálcio, CaC_2O_4 , é encontrado nas folhas de espinafre, nas sementes do tomate e é um dos constituintes das pedras formadas nos rins (cálculo renal). Uma amostra (alíquota) de 25 cm^3 de uma solução aquosa de oxalato de cálcio contém 0,2625 g desse sal. Qual é a concentração comum de CaC_2O_4 nessa solução?
(Massas atômicas: C = 12 u; O = 16 u; Ca = 40 u.)
a) 0,0105 g/L d) 21 g/dm^3
b) 0,00656 g/mL e) 31,5 g/cm^3
c) 10,5 g/L

O íon metálico mais tóxico é:

- a) As^{+3} . d) Na^{+1} .
b) Ba^{+2} . e) Hg^{+2} .
c) Cd^{+2} .

31. (Ufam) A concentração de potássio em água mineral é em torno de 12 mg/L. Se uma pessoa toma 4,0 L de água mineral por dia, o número de átomos de potássio que ingerirá diariamente será igual a: (Dado: K = 39,0 g/mol.)
a) $5,7 \cdot 10^{20}$. d) $7,4 \cdot 10^{20}$.
b) $39 \cdot 10^{23}$. e) $6,02 \cdot 10^{23}$.
c) $7,5 \cdot 10^{26}$.

Exercício resolvido

32. (Fuvest-SP) Um analgésico em gotas deve ser ministrado na quantidade de 3 mg por quilograma de massa corporal, não podendo contudo exceder 200 mg por dose. Cada gota contém 5 mg de analgésico. Quantas gotas deverão ser ministradas a um paciente de 80 kg? Indique seu raciocínio.

Resolução

Se o paciente tem 80 kg de massa corporal e deve receber 3 mg de analgésico por quilograma de massa corporal, concluímos que sua dose deveria ser $80 \text{ kg} \cdot 3 \text{ mg/kg} = 240 \text{ mg}$ de analgésico. No entanto, no enunciado se diz que a dose não deve exceder 200 mg. Consequentemente, o máximo de analgésico a ser ministrado corresponde a $200 \text{ mg} : 5 \text{ mg}$, ou seja, 40 gotas.

33. (Fuvest-SP) O limite máximo de "ingestão diária aceitável" (IDA) de ácido fosfórico, aditivo em alimentos, é de 5 mg/kg de massa corporal. Calcule o volume de refrigerante, contendo ácido fosfórico na concentração de 0,6 g/L, que uma pessoa de 60 kg deve ingerir para atingir o limite máximo de IDA.

36. (Uneb-BA) O "soro caseiro" consiste em uma solução aquosa de cloreto de sódio (3,5 g/L) e de sacarose (11 g/L); respectivamente, quais são a massa de cloreto de sódio e a de sacarose necessárias para preparar 500 mL de soro caseiro?
a) 17,5 g e 55 g d) 17,5 mg e 55 mg
b) 175 g e 550 g e) 175 mg e 550 mg
c) 1.750 mg e 5.500 mg
- Sugestão:** Aqui temos dois solutos na mesma solução; calcule a massa de cada soluto como se o outro não existisse.
37. (Fuvest-SP) Considere duas latas do mesmo refrigerante, uma na versão "diet" e outra na versão comum. Ambas contêm o mesmo volume de líquido (300 mL) e têm a mesma massa quando vazias. A composição do refrigerante é a mesma em ambas, exceto por uma diferença: a versão comum contém certa quantidade de açúcar, enquanto a versão "diet" não contém açúcar (apenas

massa desprezível de um adoçante artificial). “Pesando-se” duas latas fechadas do refrigerante, foram obtidos os seguintes resultados:

Amostra	Massa (g)
Lata com refrigerante comum	331,2 g
Lata com refrigerante “diet”	316,2 g

Por esses dados, pode-se concluir que a concentração, em g/L, de açúcar no refrigerante comum é de, aproximadamente:

- a) 0,020. c) 1,1. e) 50.
b) 0,050. d) 20.

- 38.** (UFSM-RS) O derramamento de óleo nos cursos de água forma uma película que dificulta a absorção de oxigênio, o que provoca a destruição de algas e plânctons, prejudicando a alimentação dos peixes. De acordo com alguns

órgãos ambientais, o limite máximo de óleo na água é 30 mg/L. Com base nesse parâmetro, quantos gramas de óleo poderão estar presentes em 1 m³ de água, sem comprometer o ecossistema?

- a) 0,03 c) 3 e) 300
b) 0,3 d) 30

- 39.** (Mackenzie-SP) Com a finalidade de tornar os refrigerantes do tipo “cola” mais agradáveis, é adicionado ácido fosfórico numa concentração de 0,6 g/litro de refrigerante. Qual é o número máximo de latinhas de 350 ml desses refrigerantes que um indivíduo de 42 kg pode ingerir por dia?

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

Nota: É recomendado que o limite máximo de ingestão diária de ácido fosfórico seja de 5 mg/kg de massa corporal.

2.2. Título ou fração em massa (ζ)

Imagine uma solução formada por 10 g de cloreto de sódio e 90 g de água. A massa total será: 10 g + 90 g = 100 g de solução. Assim, podemos dizer que:

- $\frac{10}{100} = 0,1$ é a fração da massa total que corresponde ao NaCl;
- $\frac{90}{100} = 0,9$ é a fração da massa total que corresponde ao H₂O.

A fração em massa do soluto costuma ser chamada de **título em massa** da solução (ζ). Assim, definimos:

Título em massa de uma solução (ζ) é o quociente entre a massa do soluto e a massa total da solução (soluto + solvente).

Essa definição é representada matematicamente pelas fórmulas:

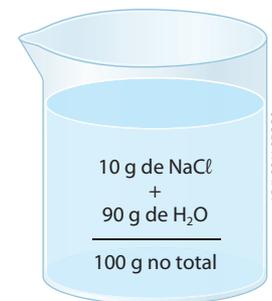
$$\zeta = \frac{m_1}{m} \quad \text{ou} \quad \zeta = \frac{m_1}{m_1 + m_2} \quad \text{em que: } \begin{cases} \zeta \text{ é o título em massa} \\ m_1 \text{ é a massa do soluto} \\ m_2 \text{ é a massa do solvente} \\ m \text{ é a massa total da solução} \end{cases}$$

O título não tem unidade (é um número puro) e independe da unidade usada em seu cálculo; se no exemplo anterior falássemos em 10 kg de NaCl e 90 kg de H₂O, os resultados seriam os mesmos. Note também que **o título varia entre zero e um** ($0 < \zeta < 1$).

No mesmo exemplo, poderíamos ainda dizer que a solução contém 10%, em massa, de NaCl. É o que se chama **título percentual em massa** da solução ou **porcentagem em massa** do soluto ($\zeta_{\%}$). Evidentemente, vale a relação:

$$\zeta_{\%} = 100 \zeta \quad (0 < \zeta_{\%} < 100\%)$$

Essa maneira de expressar a concentração de uma solução é também muito usada na prática. Assim, por exemplo, o soro fisiológico empregado em Medicina é a 0,9% de NaCl (significa que há 0,9 g de NaCl em cada 100 g de soro).



ADILSON SECCO



Soro fisiológico, de uso hospitalar, com 0,9% de NaCl.

Título em volume (ζ_v)

Às vezes aparece nos exercícios o **título em volume** ou a correspondente **porcentagem volumétrica** de uma solução. As definições são idênticas às anteriores, apenas trocando-se as palavras **massa** por **volume**. Isso acontece, por exemplo, em soluções líquido-líquido (dizemos, por exemplo, **álcool a 96%** quando nos referimos a uma mistura com 96% de etanol e 4% de água em volume) e em soluções gás-gás (dizemos, por exemplo, no ar há 21% de oxigênio, 78% de nitrogênio e 1% de argônio em volume).



Questões

Registre as respostas em seu caderno

- a) O rótulo de determinado frasco de vinagre (500 g) apresenta, entre outras, a informação "4% de acidez". Pede-se:
- Qual o significado da informação apresentada?
 - Considerando o frasco lacrado, qual a massa de ácido presente nesse frasco de vinagre?
- b) O teor de água de uma amostra de solo foi determinado da seguinte maneira:
Pesou-se a amostra.
Secou-se a amostra e, quando fria, determinou-se a massa.
Sabendo-se que a massa da amostra úmida foi de 35,8 g e a massa da amostra seca foi de 31,5 g, pede-se:
- Qual a massa de água contida na amostra?
 - Qual o teor de água na amostra de solo?



Pesquisa

Registre as respostas em seu caderno

Observe os rótulos das soluções existentes em sua casa (soluções utilizadas para limpeza, higiene, saúde e alimentação) e faça uma tabela contendo a identificação da solução (por exemplo, limpa-vidros) e o modo como a concentração é expressa no rótulo.
Quais das soluções apresentam, no rótulo, a concentração expressa em porcentagem? Se você tivesse que reescrever alguns desses rótulos, expressando a fração em massa em vez de em porcentagem, como eles ficariam?



Exercícios básicos

Registre as respostas em seu caderno

Exercício resolvido

40. Uma solução contém 8 g de cloreto de sódio e 42 g de água. Qual é o título em massa da solução? E seu título percentual?

1ª resolução (com a fórmula)

$$\zeta = \frac{m_1}{m_1 + m_2} = \frac{8}{8 + 42} \Rightarrow \boxed{\zeta = 0,16}$$

E o título percentual:

$$\zeta_{\%} = 100 \cdot \zeta \Rightarrow \boxed{\zeta_{\%} = 16\%}$$

2ª resolução (sem a fórmula)

Se em 8 g + 42 g = 50 g de solução há 8 g de NaCl, então em 100 g de solução haverá $\zeta_{\%}$. Logo:

$$\begin{array}{l} 50 \text{ g} \text{ ————— } 8 \text{ g de NaCl} \\ 100 \text{ g} \text{ ————— } \zeta_{\%} \end{array} \left\} \boxed{\zeta_{\%} = 16\%}$$

41. (Fafeod-MG) Quantos gramas de H_2O são necessários, a fim de se preparar uma solução, a 20% em "peso", usando 80 g do soluto?

- a) 400
- b) 500
- c) 180
- d) 320
- e) 480

42. (PUC-Campinas-SP) Tem-se um frasco de soro glicosado, a 5,0% (solução aquosa de 5,0% em massa de glicose). Para preparar 1,0 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) $5,0 \cdot 10^2$

Exercício resolvido

43. Uma solução encerra 15 g de carbonato de sódio em 135 g de água e tem densidade igual a 1,1 g/mL. Calcule a concentração da solução em g/L.

Resolução

Calcular a concentração da solução é calcular quantos gramas de soluto existem em 1 litro de solução. Imaginemos então ter 1 litro de solução. Uma vez que sua densidade é 1,1 g/mL, concluímos que 1 litro de solução “pesa” 1.100 g ($1,1 \cdot 1.000$).

Dessa massa, 10% ($\bar{C}_{\%} = 10\%$) corresponderão ao soluto. Logo, temos:

$$\left. \begin{array}{l} 100\% \text{ solução} \text{ ————— } 1.100 \text{ g} \\ 10\% \text{ solução} \text{ ————— } C \end{array} \right\}$$

$$C = 110 \text{ g/L}$$

Podemos também resolver este exercício utilizando a fórmula:

$$C = d\bar{C} \Rightarrow C = 1.100 \cdot 0,1 \Rightarrow C = 110 \text{ g/L}$$

44. (UFBA) Uma solução de densidade igual a 1,2 g/mL é formada pela dissolução de 10 g de um sal em 290 g de H_2O . Calcule, em g/L, a concentração desse sal.

45. (Unifesp) Em intervenções cirúrgicas, é comum aplicar uma tintura de iodo na região do corpo onde será feita a incisão. A utilização desse produto deve-se à sua ação antisséptica e bactericida. Para 5 litros de etanol, densidade 0,8 g/mL, a massa de iodo sólido, em gramas, que deverá ser utilizada para obter uma solução que contém 0,50 mol de I_2 para cada quilograma de álcool, será de:

- a) 635. d) 254.
b) 508. e) 127.
c) 381.

Dado: massa molar do $I_2 = 254 \text{ g/mol}$.

Exercício resolvido

46. A análise de um vinho revelou que ele contém 18 mL de álcool em cada copo de 120 mL. Qual é o título em volume desse vinho?

Resolução

$$\bar{C}_V = \frac{\text{Volume do soluto}}{\text{Volume da solução}} \Rightarrow \bar{C}_V = \frac{18}{120} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow \bar{C}_V = 0,15$$

O que corresponde a 15% de álcool, em volume.

47. (Enem-MEC) 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. c) II e IV. e) IV e V.
b) I e III. d) III e V.

UM POUCO DE HISTÓRIA

O técnico da questão do Enem proposta acima realizou um trabalho que corresponde à célebre descoberta do filósofo grego Arquimedes (287-221 a.C.). Existem muitos relatos episódicos sobre a vida de Arquimedes. Embora muitos desses relatos careçam de uma análise mais cuidadosa, não se questiona sua existência. Há, no entanto, dúvidas sobre como os fatos se desenrolaram. Um desses relatos, atribuídos a Vitruvius (século I a.C.), conta que o rei Hierão de Siracusa (Sicília) pediu a Arquimedes que verificasse se sua coroa era mesmo de ouro maciço, porém sem a danificar. Pensando no problema enquanto se banhava, Arquimedes constatou que, ao entrar na banheira, havia deslocado uma quantidade de água que dependia do volume do corpo. Daí concluiu que, se fosse mesmo de ouro, a coroa deslocaria a mesma quantidade de água que uma peça de ouro de mesma massa. Se estivesse misturada com prata, que é menos densa, a mesma massa ocuparia um volume maior, o que poderia ser descoberto porque deslocaria mais água. Essa é a aplicação da ideia de **densidade**. Diz o relato que Arquimedes, satisfeito por ter encontrado a solução para o problema do rei, saiu da banheira gritando *Eureka*, que em grego significa *Achei*.



Arquimedes de Siracusa. (Gravura colorizada em obra editada por Joseph Torelli e publicada em 1792.)

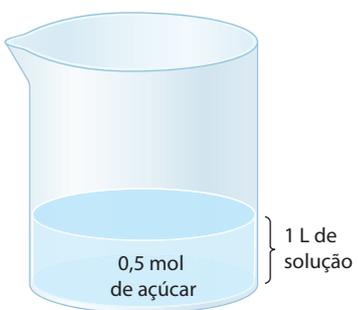
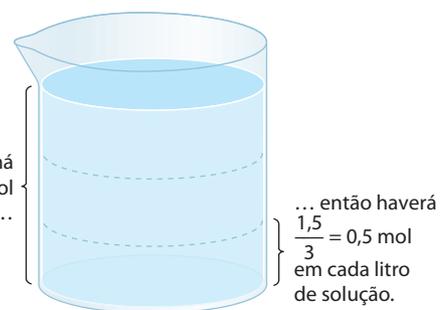
2.3. Concentração em mols por litro ou molaridade (\mathcal{M})

Até aqui vimos a concentração comum e o título. Nelas aparecem **massas** (em mg, g, kg etc.) ou **volumes** (em mL, L, m³ etc.). Essas concentrações são muito usadas na prática – no comércio, na indústria etc.

Vamos agora estudar outras formas de concentração, nas quais a quantidade do soluto é expressa em **mols**. Tais formas são mais importantes para a Química, pois o **mol** é a unidade básica de quantidade de matéria, que facilita extraordinariamente os cálculos químicos. Citaremos, então, as concentrações em “mols do soluto por litro de solução” e a “fração em mols do soluto”. A primeira corresponde à seguinte definição:

Concentração em mols por litro ou **molaridade** (\mathcal{M}) da solução é a quantidade, em mols, do soluto existente em 1 litro de solução.

Perceba o significado físico dessa definição comparando os dois exemplos seguintes.

<p>Havendo 0,5 mol de açúcar em 1 litro de solução:</p>  <p>0,5 mol de açúcar</p> <p>1 L de solução</p> <p>Neste caso, a molaridade será:</p> $\mathcal{M} = \frac{0,5}{1} \text{ ou } \mathcal{M} = 0,5 \text{ mol/L}$	<p>Havendo 1,5 mol de açúcar em 3 litros de solução:</p>  <p>Se há 1,5 mol em 3 L...</p> <p>... então haverá $\frac{1,5}{3} = 0,5$ mol em cada litro de solução.</p> <p>A molaridade, neste caso, será também:</p> $\mathcal{M} = \frac{1,5}{3} \text{ ou } \mathcal{M} = 0,5 \text{ mol/L}$
---	---

Generalizando o cálculo feito no segundo exemplo, temos:

$$\mathcal{M} = \frac{\text{Quantidade de soluto (mols)}}{\text{Volume da solução (litros)}} \Rightarrow \mathcal{M} = \frac{n_1}{V} \quad \text{Unidade: mol por litro (mol/L)}$$

Como o número de mols do soluto (n_1) é o quociente entre sua massa (m_1) e sua massa molar (M_1), temos: $n_1 = \frac{m_1}{M_1}$.

Substituindo esta última expressão na fórmula acima, temos:

$$\mathcal{M} = \frac{m_1}{M_1 V} \quad \text{em que: } \begin{cases} \mathcal{M} \text{ é a molaridade da solução (mol/L)} \\ m_1 \text{ é a massa do soluto (g)} \\ M_1 \text{ é a massa molar do soluto (g/mol)} \\ V \text{ é o volume da solução (L)} \end{cases}$$

A molaridade ou concentração em mols por litro é muito importante para as soluções líquidas, pois:

- expressar a quantidade de soluto em mols simplifica bastante os cálculos químicos relativos às futuras reações do soluto;
- expressar a quantidade de solução em volume (litros) simplifica bastante o trabalho de laboratório, pois é muito mais fácil medir o volume dessas soluções do que “pesá-las”.

OBSERVAÇÕES

1ª Quando uma solução tem, por exemplo, molaridade igual a 5 mol/L, frequentemente encontramos a expressão “solução 5 molar”. Também é comum o uso da expressão “concentração molar” para designar a concentração em mol/L.

Atualmente, a Iupac (União Internacional de Química Pura e Aplicada) reserva a palavra **molar** exclusivamente para indicar grandezas (massa, volume etc.) relativas a **1 mol de uma dada substância pura**. É, portanto, desaconselhável usar a expressão molar para indicar concentração de uma solução. No entanto, em virtude do uso ainda generalizado dessas expressões, resolvemos mantê-las em nossos exercícios.

2ª Da definição de molaridade, $\mathcal{M} = \frac{n_1}{V}$, concluímos que $n_1 = \mathcal{M}V$, o que significa que a **quantidade de mols do soluto** é igual à **molaridade multiplicada pelo volume da solução**. Devemos, porém, prestar atenção às unidades usadas: como a molaridade é expressa em mols por **litro**, devemos evidentemente usar o volume também em **litros**. Essa observação é importante para a resolução de certos problemas.

Questões

Registre as respostas em seu caderno

- a) Podemos afirmar que a concentração expressa em g/L de uma solução apresentará sempre um valor numérico maior que sua concentração expressa em mol/L? Justifique.
- b) Segundo a legislação de água mineral, para que uma água seja considerada fluoretada é preciso que a concentração de flúor seja igual ou superior a $5,3 \cdot 10^{-6}$ mol/L, informação que deve estar explicitada no rótulo. Das fontes listadas a seguir, qual ou quais delas não pode(m) ser considerada(s) fluoretada(s)?
Dado: massa atômica do flúor = 19 u.

Fonte	Rótulo (mg/L de flúor)	Valor médio encontrado (mg/L de flúor)
1	0,010	0,071
2	—	0,174
3	0,059	0,115
4	0,550	0,522
5	0,025	0,155
6	0,020	0,158
7	0,220	0,183
8	0,034	0,086

Exercícios básicos

Registre as respostas em seu caderno

A Tabela Periódica é material de consulta.

Exercício resolvido

48. Qual é a molaridade de uma solução de iodeto de sódio que encerra 45 g do sal em 400 mL de solução? (Massas atômicas: Na = 23; I = 127.)

Resolução

- Cálculo da quantidade em mols do iodeto de sódio (NaI):

$$\left. \begin{array}{l} 150 \text{ g de NaI} \text{ ————— } 1 \text{ mol} \\ 45 \text{ g de NaI} \text{ ————— } n_1 \end{array} \right\} n_1 = \frac{45}{150} \Rightarrow n_1 = 0,3 \text{ mol de NaI}$$

- Pelo próprio significado da molaridade, temos:

$$\left. \begin{array}{l} 400 \text{ mL} \text{ ————— } 0,3 \text{ mol de NaI} \\ 1.000 \text{ mL} \text{ ————— } \mathcal{M} \end{array} \right\} \mathcal{M} = 0,75 \text{ mol/L}$$

- Ou pela fórmula: $\mathcal{M} = \frac{m_1}{M_1 V} = \frac{45}{150 \cdot 0,4} \Rightarrow \mathcal{M} = 0,75 \text{ mol/L}$ ou $0,75 \text{ molar}$ ou $0,75 \text{ M}$

49. (UFSCar-SP) Soro fisiológico contém 0,900 g de NaCl (massa molar = 58,5 g/mol), em 100 mL de solução aquosa.

Qual é a concentração do soro fisiológico, expressa em mol/L?

- a) 0,009 c) 0,100 e) 0,900
b) 0,015 d) 0,154

50. (UEL-PR) O comprimido de um medicamento possui 600 mg de ácido ascórbico. Um indivíduo dissolveu um comprimido em 200 mL de água. Considerando que, após a dissolução do comprimido, não ocorreu mudança de volume e que o ácido ascórbico foi totalmente dissolvido nesse volume de água, qual é a alternativa que indica, corretamente, a concentração do ácido ascórbico nessa solução.

Dados: Fórmula molecular do ácido ascórbico = $C_6H_8O_6$; massas molares (g/mol): C = 12,0; O = 16,0; H = 1,01.

- a) 10,0 mmol/L d) 17,0 mmol/L
b) 13,0 mmol/L e) 21,0 mmol/L
c) 15,0 mmol/L

Observação: mmol significa milimol.

Exercício resolvido

51. Calcule a massa de hidróxido de sódio necessária para preparar meio litro de solução 0,2 molar (massas atômicas: H = 1; O = 16; Na = 23).

Resolução

Este problema apresenta o cálculo inverso dos anteriores. A molaridade já é dada, sendo pedida a massa do soluto.

- Cálculo da quantidade, em mols, de NaOH na solução dada:

$$\begin{array}{l} 1 \text{ L} \text{ ————— } 0,2 \text{ mol de NaOH} \\ 0,5 \text{ L} \text{ ————— } n_1 \end{array} \quad \left. \vphantom{\begin{array}{l} 1 \text{ L} \\ 0,5 \text{ L} \end{array}} \right\}$$

$$n_1 = 0,1 \text{ mol de NaOH}$$

- Cálculo da massa de NaOH:

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol de NaOH} \text{ ————— } 40 \text{ g} \\ 0,1 \text{ mol de NaOH} \text{ ————— } m_1 \end{array} \quad \left. \vphantom{\begin{array}{l} 1 \text{ mol de NaOH} \\ 0,1 \text{ mol de NaOH} \end{array}} \right\}$$

$$m_1 = 4 \text{ g de NaOH}$$

- O problema poderia também ser resolvido diretamente pela fórmula da molaridade:

$$m = \frac{m_1}{M_1 V} \Rightarrow 0,2 = \frac{m_1}{40 \cdot 0,5} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow m_1 = 4 \text{ g de NaOH}$$

52. (UFRR) Quantos gramas de sulfato de alumínio, $Al_2(SO_4)_3$, são necessários para preparar 6 litros de uma solução 3 molar? Dados: Al = 27, S = 32, O = 16.

- a) 342 g d) 765 g
b) 615 g e) 6.156 g
c) 567 g

53. (Unesp) Com o objetivo de diminuir a incidência de cáries na população, em muitas cidades adiciona-se fluoreto de sódio à água distribuída pelas estações de tratamento, de modo a obter uma concentração de $2,0 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Com base neste valor e dadas as massas molares em $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$: F = 19 e Na = 23, podemos dizer que a massa do sal contida em 500 mL desta solução é:

- a) $4,2 \cdot 10^{-1} \text{ g}$. c) $4,2 \cdot 10^{-4} \text{ g}$. e) $8,4 \cdot 10^{-4} \text{ g}$.
b) $8,4 \cdot 10^{-1} \text{ g}$. d) $6,1 \cdot 10^{-4} \text{ g}$.

54. (UFRRJ) Suponha que para a preparação de 500 mL de uma solução aquosa de sulfato de cobre com concentração 0,5 mol/L você disponha do reagente sólido sulfato de cobre pentaidratado ($\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$; massa molar = 249,6 g/mol).

Qual massa (em gramas) de reagente deve ser “pesada” para o preparo dessa solução?

Exercício resolvido

55. Qual é a molaridade de uma solução de ácido clorídrico que apresenta concentração igual a 146 g/L? (Massas atômicas: H = 1; Cl = 35,5.)

Resolução

Esta questão relaciona **concentração e molaridade** da solução.

- Pela definição de molaridade:

$$\begin{array}{l} 36,5 \text{ g de HCl} \text{ ————— } 1 \text{ mol} \\ 146 \text{ g de HCl (por litro)} \text{ ————— } m \end{array} \quad \left. \vphantom{\begin{array}{l} 36,5 \text{ g de HCl} \\ 146 \text{ g de HCl} \end{array}} \right\}$$

$$m = 4 \text{ mol/L}$$

56. (PUC-Minas) Uma solução de brometo de cálcio a 10 g/L apresenta uma concentração, em mol/L, igual a:

- a) 0,08. b) 0,02. c) 0,05. d) 0,2. e) 0,5.

Exercício resolvido

57. Uma solução de cloreto de sódio é 0,2 molar. Qual é sua concentração em gramas por litro? (Massas atômicas: Na = 23; Cl = 35,5.)

Resolução

Este exercício segue o caminho inverso dos anteriores, pois nos fornece a molaridade e pede a concentração comum.

- Pela definição de molaridade:

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol de NaCl} \text{ ————— } 58,5 \text{ g} \\ 0,2 \text{ mol de NaCl (por litro)} \text{ ————— } C \end{array} \quad \left. \vphantom{\begin{array}{l} 1 \text{ mol de NaCl} \\ 0,2 \text{ mol de NaCl} \end{array}} \right\}$$

$$C = 11,7 \text{ g/L}$$

58. (UFRGS-RS) No processo de fluoretação de água para abastecimento de cidades, a concentração recomendada de fluoreto é da ordem de $5,0 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$. Se a substância utilizada é o NaF, sua concentração em mg/L deve ser de aproximadamente:

- a) 0,95. c) 4,2. e) $8,4 \cdot 10^2$.
b) 2,1. d) $5,0 \cdot 10^2$.

Exercício resolvido

59. No rótulo de um frasco de ácido clorídrico encontram-se as seguintes informações: título percentual em massa = 36,5%; densidade = 1,18 g/mL. Pergunta-se: qual é a molaridade desse ácido?

Resolução

Esta questão relaciona **título** e **molaridade** da solução.

Vamos supor que temos **1 litro** de ácido clorídrico.

Se sua densidade é 1,18 g/mL, temos:

$$1,18 \text{ g/mL} \cdot 1.000 \text{ mL} = 1.180 \text{ g de ácido.}$$

Considerando que apenas 36,5% dessa solução é o soluto (HCl), temos:

$$1.180 \text{ g} \cdot 0,365 \Rightarrow 430,7 \text{ g}$$

Considerando ainda que a massa molar do HCl é 36,5 g/mol, temos:

$$430,7 \text{ g} : 36,5 \text{ g/mol} \Rightarrow 11,8 \text{ mol}$$

Este último valor já representa a molaridade pedida, pois já havíamos partido da suposição de termos **1 litro** da solução.

Assim, a resposta é: 11,8 mol/L

60. (Vunesp) Os frascos utilizados no acondicionamento de soluções de ácido clorídrico comercial, também conhecido como ácido muriático, apresentam as seguintes informações em seus rótulos: solução 20% m/m (massa percentual); densidade = 1,10 g/mL; massa molar = 36,50 g/mol. Com base nessas informações, a concentração da solução comercial desse ácido será:

- a) 7 mol/L. d) 4 mol/L.
b) 6 mol/L. e) 3 mol/L.
c) 5 mol/L.

61. (UFF-RJ) Dentre as soluções cogitadas para o problema da seca no Nordeste, pensou-se na perfuração de poços artesianos de grande profundidade e na dessalinização da água do mar, processos considerados economicamente inviáveis para utilização em larga escala.

A dessalinização deve remover, entre outros sais, os cerca de 3,5% de cloreto de sódio presentes na água do mar. Esse percentual equivale à seguinte concentração de NaCl:

- a) 0,2 mol L⁻¹. d) 0,8 mol L⁻¹.
b) 0,4 mol L⁻¹. e) 1,0 mol L⁻¹.
c) 0,6 mol L⁻¹.

Exercícios complementares

Registre as respostas em seu caderno

62. (UEL-PR) Dissolvendo-se 1,47 g de CaCl₂ · 2 H₂O em água até completar 200 mL, obtém-se uma solução aquosa cuja concentração, em mol/L, é:
- a) 5,0 · 10⁻². c) 3,0 · 10⁻². e) 1,0 · 10⁻².
b) 4,0 · 10⁻³. d) 2,0 · 10⁻³.

Atenção: Use a massa molar do CaCl₂ · 2 H₂O.

63. (FGV-SP) A água de abastecimento urbano, depois de passar pela Estação de Tratamento de Água — ETA, deve conter quantidade de “cloro residual” na forma de HClO. A análise de uma amostra de água tratada, à saída de uma ETA, revelou concentração de HClO igual a 2,0 · 10⁻⁵ mol/L (massa molar do HClO: 52,5 g/mol). Em mg/L, identifique essa concentração.
- a) 1,05 c) 0,105 e) 2,10 · 10³
b) 1,05 · 10³ d) 2,10

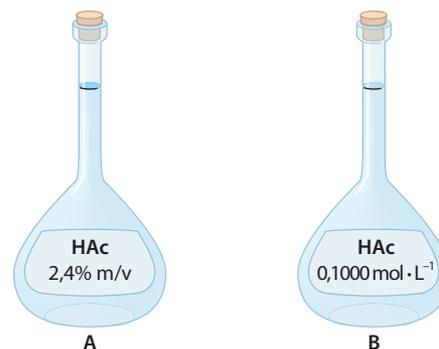
64. (UFMG) Uma solução 0,1 mol/L de um hidróxido alcalino MOH é preparada dissolvendo-se 0,8 g de hidróxido MOH em 200 mL de solução. Qual a fórmula do hidróxido?
- a) CsOH b) KOH c) LiOH d) NaOH e) RbOH

65. (Unesp) Uma pastilha contendo 500 mg de ácido ascórbico (*vitamina C*) foi dissolvida em um copo contendo 200 mL de água. Dadas as massas molares C = 12 g · mol⁻¹, H = 1 g · mol⁻¹ e O = 16 g · mol⁻¹ e a fórmula molecular da *vitamina C*, C₆H₈O₆, a concentração da solução obtida é:
- a) 0,0042 mol · L⁻¹. d) 0,5 g · L⁻¹.
b) 0,0142 mol · L⁻¹. e) 5,0 g · L⁻¹.
c) 2,5 mol · L⁻¹.

66. (UFRGS-RS) Soluções de ureia, (NH₂)₂CO, podem ser utilizadas como fertilizantes. Uma solução foi obtida pela mistura de 210 g de ureia e 1.000 g de água. A densidade da solução final é 1,05 g/mL. Qual a concentração da solução em percentual de massa de ureia e em mol/L, respectivamente?

	Porcentagem em massa	Concentração em mol/L
a)	17,4%	3,04
b)	17,4%	3,50
c)	20,0%	3,33
d)	21,0%	3,04
e)	21,0%	3,50

67. (UEL-PR) O ácido acético de fórmula molecular H₃CCOOH é usado para fabricação do vinagre. Nas figuras a seguir, cada balão volumétrico, A e B, contém um litro de solução deste ácido com as concentrações indicadas nos rótulos. Qual é a alternativa que corresponde, respectivamente, à concentração do ácido do balão A (em mol L⁻¹) e o número de mol em 32,0 mL do ácido contido no balão B:



- a) 4,5 · 10⁻² mol L⁻¹ e 3,20 · 10⁻³ mol.
b) 4,0 · 10⁻² mol L⁻¹ e 0,23 · 10⁻³ mol.
c) 2,5 · 10⁻¹ mol L⁻¹ e 0,20 · 10⁻³ mol.
d) 4,5 · 10⁻² mol L⁻¹ e 2,30 · 10⁻³ mol.
e) 4,0 · 10⁻¹ mol L⁻¹ e 3,20 · 10⁻³ mol.

Caso particular da molaridade dos íons

Até agora todas as questões falaram em molaridade das substâncias, dando como resultado a quantidade de **mols da substância (soluto) por litro de solução**. No entanto, quando a substância for iônica, sua solução aquosa conterá os íons da substância considerada. É comum então o problema pedir a **molaridade dos íons** presentes na solução. A resolução dessa questão é relativamente fácil. Basta efetuar o cálculo usual da molaridade da solução, conjugado com a relação estequiométrica existente entre a substância e seus íons formadores. Veja o exercício resolvido a seguir.



Exercícios básicos

Registre as respostas em seu caderno

A Tabela Periódica é material de consulta.

Exercício resolvido

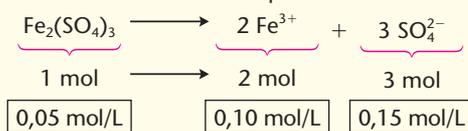
- 68.** 500 mL de solução contêm 10 g de sulfato férrico 100% dissociado. Calcule a molaridade do sulfato férrico e dos íons férrico e sulfato, em mols por litro (massas atômicas: Fe = 56; S = 32; O = 16).

Resolução

- Molaridade do sulfato férrico, Fe₂(SO₄)₃

$$m = \frac{m_1}{M_1V} = \frac{10}{400 \cdot 0,5} \Rightarrow m = 0,05 \text{ mol/L}$$

- Molaridade dos íons férrico e sulfato
Basta considerar a equação de dissociação iônica e efetuar um cálculo estequiométrico:



- 69.** (UFV-MG) Uma solução aquosa de nitrato de cobre (II) foi preparada dissolvendo-se 93,75 g de Cu(NO₃)₂ em 1,0 L de solução. Qual é, aproximadamente, a concentração de íons nitrato em mol · L⁻¹?
- a) 0,7 d) 2,0
b) 0,5 e) 1,0
c) 1,4

- 70.** (PUC-RS) Um químico preparou uma solução contendo os seguintes sais, com suas respectivas concentrações em mol/L: cloreto de potássio — 0,10; cloreto de magnésio — 0,20 e cloreto de crômio III — 0,05. A concentração de íons cloreto, em mol/L, nessa solução é:
- a) 0,35. d) 0,65.
b) 0,45. e) 0,75.
c) 0,55.

- 71.** (UFSM-RS) Uma solução aquosa 3 mol/L de Na₂CO₃ contém, em 100 mL de água:
- a) 0,3 g de Na₂CO₃.
b) 2,3 g de íons Na⁺.
c) 4,6 g de íons Na⁺.
d) 10,6 g de Na₂CO₃.
e) 13,8 g de íons Na⁺.

- 72.** Ao preparar soro caseiro para ser servido a crianças de uma creche, utilizou-se 1 mol de sacarose (C₁₂H₂₂O₁₁) e 0,5 mol de cloreto de sódio (NaCl), com água suficiente

para obter cerca de 5 litros do soro. Qual é, aproximadamente, o número total de partículas dos dois solutos presentes nessa solução?

- a) 1,5 · 10²³ d) 1,2 · 10²⁴
b) 3,0 · 10²³ e) 9,0 · 10²⁴
c) 6,0 · 10²³

- 73.** (Unifor-CE) A concentração máxima de íons Pb²⁺ permitida na água potável é de 0,052 mg/L. Foram coletadas amostras de 4 estações de tratamento e determinou-se a quantidade de Pb²⁺ presente, obtendo-se os resultados mostrados na tabela:

Estação	Concentração de Pb ²⁺ (mmol/L)
I	5,2 · 10 ⁻⁴
II	1,0 · 10 ⁻⁴
III	3,5 · 10 ⁻⁴
IV	2,1 · 10 ⁻⁴

Dados:
Massa molar do Pb²⁺ = 207 g/mol
mmol = milimol = 1 · 10⁻³ mol

Das amostras analisadas, as que apresentam concentração de Pb²⁺ dentro dos padrões permitidos são somente:

- a) I e II. d) II e IV.
b) I e III. e) II, III e IV.
c) II e III.

- 74.** (UFMG) Estas informações foram adaptadas do rótulo de um repositivo hidroeletrólítico para praticantes de atividade física:

Ingredientes: água, cloreto de sódio, citrato de sódio e outros.

Quantidade presente em uma porção de 200 mL

Sódio	4 · 10 ⁻³ mol
Cloreto	2 · 10 ⁻³ mol

Considerando-se essas informações, é **correto** afirmar que, na porção indicada do repositivo hidroeletrólítico:

- a) a massa de íons sódio é o dobro da massa de íons cloreto.
b) a concentração de íons sódio é igual a 4 · 10⁻³ mol/L.
c) a massa de íons cloreto é igual a 71 mg.
d) a quantidade de cloreto de sódio é igual a 4 · 10⁻³ mol.

2.4. Fração em mols ou fração molar (x)

De modo análogo à definição de título ou fração em massa, podemos dizer que:

Fração em mols ou **fração molar do soluto**, em uma solução, é o quociente entre a quantidade de mols do soluto e a quantidade total de mols na solução (soluto + solvente).

Matematicamente, essa definição é representada pela fórmula:

$$x_1 = \frac{n_1}{n_1 + n_2} \quad \text{em que: } \begin{cases} x_1 \text{ é a fração em mols do soluto} \\ n_1 \text{ é a quantidade em mols do soluto} \\ n_2 \text{ é a quantidade em mols do solvente} \end{cases}$$

Para o solvente, temos definição e fórmula análogas:

$$x_2 = \frac{n_2}{n_1 + n_2}$$

Assim, por exemplo, se tivermos 2 mols de soluto e 6 mols de solvente, teremos 8 mols no total e diremos que:

- a fração em mols do soluto é $2 : 8 = 0,25$
- a fração em mols do solvente é $6 : 8 = 0,75$

A fração molar não tem unidade (é um número puro) e varia entre zero e um ($0 < x < 1$).

É importante notar também que **a soma das frações molares do soluto e do solvente é sempre igual a 1** – veja o exemplo acima, em que temos $0,25 + 0,75 = 1$.

É fácil também perceber que, se multiplicarmos x_1 e x_2 por 100, teremos as **porcentagens em mols**, do soluto e do solvente, na solução. Segundo o exemplo dado, teremos: 25% do soluto, em mols, e 75% do solvente, em mols.

Questões

Registre as respostas em seu caderno

- Considerando massas iguais de solutos diferentes em uma mesma solução, podemos afirmar que os solutos apresentarão frações molares iguais? Justifique.
- Como transformar título em fração molar?

Exercícios básicos

Registre as respostas em seu caderno

A Tabela Periódica é material de consulta.

Exercício resolvido

- 75.** Uma solução contém 230 g de etanol (C_2H_5OH) e 360 g de água. Calcule as frações molares do álcool e da água na solução (massas atômicas: H = 1; C = 12; O = 16).

Resolução

Cálculo das quantidades de mols:

- do álcool: $n_1 = \frac{m_1}{M_1} = \frac{230}{46} \Rightarrow n_1 = 5 \text{ mol}$
- da água: $n_2 = \frac{m_2}{M_2} = \frac{360}{18} \Rightarrow n_2 = 20 \text{ mol}$
- total: $\Sigma n = n_1 + n_2 = 25 \text{ mol}$

Cálculo das frações molares:

- do álcool: $x_1 = \frac{n_1}{\Sigma n} = \frac{5}{25} \Rightarrow x_1 = 0,2$
 - da água: $x_2 = \frac{n_2}{\Sigma n} = \frac{20}{25} \Rightarrow x_2 = 0,8$
- Observe que: $x_1 + x_2 = 0,2 + 0,8 = 1$

- 76.** (FUERN) Uma solução preparada tomando-se 1 mol de glicose ($C_6H_{12}O_6$) e 99 mol de água (H_2O) apresenta frações molares de soluto e solvente, respectivamente, iguais a:
- 0,18 e 0,82.
 - 0,82 e 0,18.
 - 0,90 e 0,10.
 - 0,10 e 0,90.
 - 0,01 e 0,99.

77. (UFF-RJ) Uma solução contém 18,0 g de glicose ($C_6H_{12}O_6$), 24,0 g de ácido acético ($C_2H_4O_2$) e 81,0 g de água (H_2O). Qual a fração molar de ácido acético na solução?

- a) 0,04 c) 0,40 e) 1,00
b) 0,08 d) 0,80

78. (Faap-SP) Uma solução aquosa de NaCl apresenta 11,70% em massa de soluto. Determine as frações molares do soluto e do solvente nessa solução.

79. Uma solução de ácido nítrico tem concentração igual a 126 g/L de densidade igual a 1,008 g/mL. As frações molares do soluto e do solvente são, respectivamente:

- a) 0,1260 e 0,8820.
b) 0,1119 e 0,8881.
c) 0,0392 e 0,9608.
d) 0,0360 e 0,9640.
e) 0,0345 e 0,9655.

2.5. Outros tipos de concentração

Além da concentração comum, do título, da molaridade e da fração molar, existem muitas outras maneiras de expressar a concentração de uma solução. Consideremos então dois casos importantes: o da concentração expressa em **partes por milhão (ppm)** e o caso particular da água oxigenada (H_2O_2), cuja concentração é dada, em geral, **em volumes**.

Partes por milhão (ppm)

É usada para soluções extremamente diluídas, isto é, que apresentam uma quantidade de soluto muito pequena dissolvida em uma quantidade muito grande de solvente (ou de solução). Por exemplo, sabemos que a qualidade do ar atmosférico se torna inadequada quando há mais de 0,000015 g de monóxido de carbono (CO) por grama de ar. Para evitar o uso de valores tão pequenos quanto 0,000015 (ou seja, $15 \cdot 10^{-6}$), pode-se estabelecer a seguinte relação:

$\begin{array}{l} \text{Se } 15 \cdot 10^{-6} \text{ g de CO} \text{ ————— } 1 \text{ g de ar} \\ \text{Multiplicando por } 10^6 \\ \text{então: } 15 \text{ g de CO} \text{ ————— } 10^6 \text{ g de ar (ou 1 milhão de gramas de ar)} \end{array}$

Dizemos então que há **15 partes de CO em 1 milhão de partes do ar** ou, abreviadamente, **15 ppm de CO no ar**. Como a comparação foi feita entre **massa** (gramas de CO) e **massa** (gramas de ar), costuma-se especificar **ppm (m/m)**. Essa notação evita a confusão entre comparações semelhantes, mas feitas entre **massa e volume (m/V)**, **volume e volume (V/V)** etc.

Um conceito muito semelhante ao de ppm é o de **partes por bilhão (ppb)**, no qual a comparação é feita entre **1 parte e 1 bilhão (10^9)** de partes.

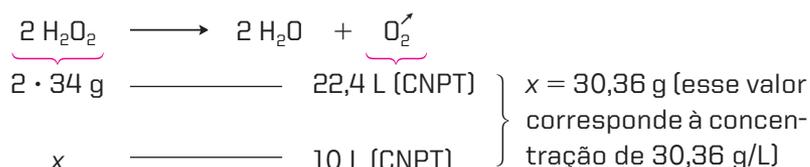
Atualmente, as medidas **ppm** e **ppb** são muito importantes, pois aparecem em muitos padrões ambientais que servem para avaliar a qualidade do ar, da água e do solo.

Concentração da água oxigenada em volumes

A água oxigenada é uma solução de peróxido de hidrogênio (H_2O_2) em água comum. Quando dizemos, por exemplo, **água oxigenada a 10 volumes**, estamos nos referindo a uma solução aquosa de H_2O_2 que irá liberar 10 litros de O_2 , nas CNPT (Condições Normais de Pressão e Temperatura), se todo o H_2O_2 existente em 1 litro de solução sofrer a seguinte decomposição:



Se quisermos então saber qual é a concentração dessa solução em **gramas de H_2O_2 por litro de solução**, nas CNPT, teremos de recorrer ao seguinte cálculo estequiométrico:



Água oxigenada a 10 volumes é uma solução antisséptica, utilizada para limpar e desinfetar ferimentos, desbotar tecidos e clarear cabelos.

Questões

Registre as respostas em seu caderno

- a) Explique por que em alguns casos é mais adequado expressar a concentração em partes por milhão.
- b) Os padrões de qualidade do ar referem-se a concentrações de poluentes que não devem ser ultrapassados para não causar danos à saúde pública e ao meio ambiente em geral. Para cada poluente medido é calculado um índice. Dependendo do índice obtido, o ar recebe uma qualificação, que é uma espécie de nota, feita conforme apresentado na tabela a seguir.

Qualidade	Índice	MP ₁₀ * (μg/m ³)	O ₃ (μg/m ³)	CO (ppm)	NO ₂ (μg/m ³)	SO ₂ (μg/m ³)
Boa	0-50	0-50	0-80	0-4,5	0-100	0-80
Regular	51-100	50-150	80-160	4,5-9	100-320	80-365
Inadequada	101-199	150-250	160-200	9-15	320-1.130	365-800
Má	200-299	250-420	200-800	15-30	1.130-2.260	800-1.600
Péssima	> 299	> 420	> 800	> 30	> 2.260	> 1.600

Fonte: Companhia Ambiental do Estado de São Paulo. Disponível em: http://www.cetesb.sp.gov.br/Ar/ar_indice_padroes.asp. Acesso em: mar. 2010.

1 μg = 10⁻⁶ g

* MP = material particulado. MP₁₀ são as partículas inaláveis de até 10 μm.

Para efeito de divulgação utiliza-se o índice mais elevado, isto é, a qualidade do ar de uma estação medidora é determinada pelo pior caso.

Considerando que, em determinada estação, o nível mais elevado de monóxido de carbono detectado na atmosfera, num certo período de tempo, foi de 24 mL/m³ de ar, o que se pode afirmar sobre a qualidade do ar?

- c) A água é considerada dura se contém 100 ppm (m/V) ou mais de carbonato de cálcio.
- Qual a concentração mol/L da solução?
 - Quantos miligramas de cálcio e quantos miligramas de carbonato estão presentes em 0,5 L de uma solução de carbonato de cálcio 100 ppm?
- Dado: Massas molares, em g/mol: C = 12; O = 16; Ca = 40.

Pesquisa

Registre as respostas em seu caderno

Pesquise em *sites* como o da Cetesb (www.cetesb.sp.gov.br), nos setores de qualidade da água e qualidade do ar, e observe como as concentrações dos parâmetros de qualidade são expressas. Tente justificar por que são utilizadas essas unidades de concentração.

Exercícios básicos

Registre as respostas em seu caderno

A Tabela Periódica é material de consulta.

80. (Univali-SC) A água potável não pode conter mais do que $5,0 \cdot 10^{-4}$ mg de mercúrio (Hg) por grama de água. Para evitar o inconveniente de usar números tão pequenos, o químico utiliza um recurso matemático, surgindo assim uma nova unidade de concentração: ppm (partes por milhão).

$$\text{ppm} = \frac{\text{Massa do soluto em mg}}{\text{Massa do solvente em kg}}$$

A quantidade máxima permitida de mercúrio na água potável corresponde a:

- a) 0,005 ppm. c) 0,5 ppm. e) 50 ppm.
b) 0,05 ppm. d) 5 ppm.
81. Na cidade de São Paulo (SP), por exemplo, a qualidade do ar é considerada inadequada se o teor de monóxido de carbono (CO) atingir 15 ppm (V/V). Nessa situação, qual é o volume de CO existente em cada metro cúbico de ar?

82. Na crosta terrestre existem, em média, 70 ppb (m/m) do metal prata. Qual será a massa de prata existente em 1 tonelada da crosta terrestre?

83. (FGV-SP) A concentração média de magnésio em amostras de água de um lago é de, aproximadamente, $4 \cdot 10^{-4}$ mol/L. Considerando-se que a massa atômica do magnésio é 24 gramas por mol, isso é equivalente a:

- a) 1 mg · L⁻¹.
b) 10 mg · L⁻¹.
c) 1 ppm (ppm = partes por milhão).
d) 100 ppm.
e) 100 ppb (ppb = partes por bilhão).

84. (UEM-PR) A fluoretação de águas é utilizada para diminuir a incidência de cáries na população. Um dos compostos utilizados para esse fim é o fluoreto de sódio. Qual é a massa necessária, em gramas, de fluoreto de sódio puro para se fluoretar 38.000 litros de água para consumo, de tal modo que a concentração de íons fluoreto seja de 1 ppm? (Dados: Na = 23, F = 19 e 1 ppm = 1 mg/L.)

85. (Cefet-PR) O cloro pode atuar como bactericida quando dissolvido em água na concentração de 0,2 ppm.

Essa concentração equivale a:

- a) $2 \cdot 10^{-1} \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$
- b) $2 \cdot 10^{-4} \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$
- c) $2 \cdot 10^{-6} \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$
- d) $2 \cdot 10^{-7} \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$
- e) $2 \cdot 10^{-8} \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$

86. Qual é a concentração de H_2O_2 (g/L) em uma água oxigenada a 11,2 volumes?

87. (UFG-GO) A água oxigenada é vendida como uma solução de peróxido de hidrogênio (H_2O_2) em água (H_2O). O peróxido se decompõe lentamente em O_2 e H_2O . Essa solução apresenta uma concentração medida em volumes (V), ou seja, 1 L de solução de água oxigenada 10 V é capaz de liberar 10 L de O_2 , a 0°C e 1 atm, quando decomposta. Assim, pode-se afirmar que o número de

mols de O_2 produzidos pela decomposição de 1 L de uma solução de água oxigenada 20 V é:

- a) 0,04.
- b) 0,45.
- c) 0,89.
- d) 1,12.
- e) 17,8.

88. (UFF-RJ) A água oxigenada (H_2O_2) também usada em salões de beleza é vendida em recipientes escuros ou em plásticos opacos. Isso é devido ao fato de a luz ser um dos fatores responsáveis por sua decomposição, na qual ocorre a liberação de O_2 (g). Desse modo, as concentrações das soluções de água oxigenada são definidas em razão do volume de O_2 (g) liberado nas CNTP por unidade de volume da solução. Logo, uma água oxigenada a 10 volumes, sendo usada, libera 10 litros de O_2 (g) por litro de solução.

Considerando a informação, a massa em grama de água oxigenada que libera 10 litros de O_2 (g) nas CNTP será:

- a) 15,2.
- b) 22,4.
- c) 30,3.
- d) 34,0.
- e) 60,6.

3 >>> Diluição das soluções

Comumente, em nosso dia a dia, realizamos a diluição de soluções, isto é, acrescentamos a elas um pouco de solvente:

- adicionamos água ao suco de fruta concentrado para obter uma bebida de sabor mais agradável;
- colocamos um pouco de água quente em um café forte para torná-lo mais fraco (mais diluído);
- na cozinha, o detergente líquido dilui-se na água, durante a lavagem da louça;
- na agricultura, os inseticidas são diluídos em água antes de ser aplicados nas plantações;
- na construção civil, adiciona-se solvente à tinta para torná-la mais fluida, facilitando sua aplicação.

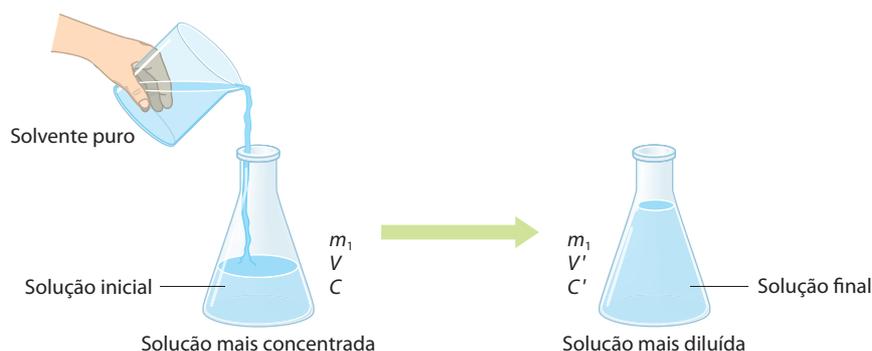


Suco de laranja diluído em água.

As soluções aquosas de produtos químicos são vendidas, em geral, em concentrações elevadas. Ao chegarem aos laboratórios ou às indústrias químicas, porém, essas soluções são (quase sempre) diluídas antes de ser empregadas. Esse procedimento evita o grande custo acarretado pelo transporte da água, além de permitir que o próprio consumidor controle a concentração em que o produto (soluto) será utilizado.

Concluindo:

Diluir uma solução significa adicionar a ela uma porção do próprio solvente puro.



Acompanhando a diluição ilustrada na figura da página anterior, torna-se evidente que a massa do soluto (m_1) não muda – é a mesma na solução inicial e na final. No entanto, uma vez que o volume aumenta de V para V' , a concentração também se altera (de C para C'). Desse modo, podemos calcular:

- para a solução inicial: $C = \frac{m_1}{V} \Rightarrow m_1 = VC$
- para a solução final: $C' = \frac{m_1}{V'} \Rightarrow m_1 = V'C'$

Dado que a massa do soluto (m_1) permanece constante, temos:

$$VC = V'C'$$

Essa fórmula nos mostra que, quando o **volume aumenta** (de V para V'), a **concentração diminui** (de C para C') **na mesma proporção**, ou seja:

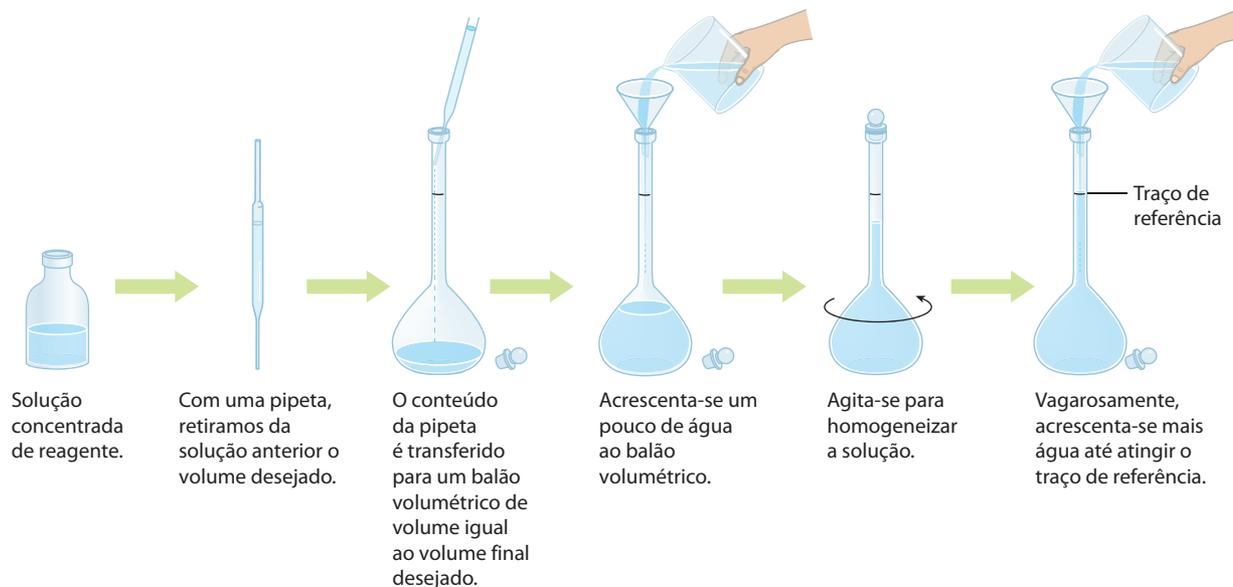
O volume e a concentração de uma solução são inversamente proporcionais.

Para a molaridade, pode-se chegar à mesma conclusão e a uma fórmula análoga à da concentração:

$$V\mathcal{M} = V'\mathcal{M}'$$

Para a resolução de problemas envolvendo os demais tipos de concentração (título, fração molar e ppm), é preferível raciocinar com as próprias definições, vistas anteriormente.

No laboratório, a maneira mais comum de diluir uma solução é a seguinte:



A operação inversa à **diluição** chama-se **concentração** da solução. Esse processo também é muito comum em nosso dia a dia. De fato:

- na cozinha nós fervemos os alimentos para, por exemplo, engrossar o caldo da sopa, a calda dos doces etc.;
- nas salinas, o sol e o vento fazem evaporar a água do mar, permitindo, assim, a cristalização do sal comum.

Doce sendo engrossado na panela pela fervura. Esse é um processo de concentração de uma solução.



FERNANDO FAVORETTO/CID

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

No laboratório, concentra-se uma solução por meio de um aquecimento cuidadoso, de modo a evaporar **apenas** o solvente (evidentemente, o emprego dessa técnica restringe-se às soluções em que o soluto não seja volátil).

É importante destacar que, quando se concentra uma solução, continuam valendo as fórmulas apresentadas para a diluição.

➔ Questões

Registre as respostas em seu caderno

- Na diluição de uma solução pela adição de solvente, diga quais das grandezas a seguir se alteram e quais permanecem constantes: concentração, volume da solução, massa de soluto e volume de solvente.
- Ao preparar uma solução aquosa de cloreto de sódio, 1 g/L, a água adicionada ultrapassou a marca de referência do balão volumétrico. Qual o procedimento mais adequado para, aproveitando a mesma solução, obter a concentração desejada no início (1 g/L)?
- Em um acidente em uma fábrica de papel, com graves consequências ambientais, foram derramados no leito de um rio mais de 10 milhões de litros de um rejeito, contendo diversos contaminantes, entre eles a soda cáustica. Considere um ponto do rio, abaixo do lugar onde ocorreu a entrada da soda cáustica. O que ocorrerá com o contaminante durante o percurso do rio?

➔ Atividade prática

Registre as respostas em seu caderno

ATENÇÃO

Jamais cheire ou coloque na boca substâncias utilizadas em experimentos.

Diluição de soluções

Material

- vidro de relógio ou papel para a pesagem
- espátula
- funil de vidro para transferência do sólido
- 3 balões volumétricos de 100 mL
- piseta com água destilada; 1 colher (de café)
- pipeta volumétrica de 25 mL
- etiquetas
- sulfato de cobre II
- água destilada

Procedimento

Parte I: Preparação de 100 mL de uma solução de sulfato de cobre II, 0,4 mol/L

- Pesquise na Tabela Periódica e determine a massa molar do sulfato de cobre II.
- Utilize a massa molar calculada e determine a massa de sal que deve ser pesada.
- Transfira, cuidadosamente, a massa pesada para um balão volumétrico de 100 mL.
- Adicione água destilada até $\frac{1}{3}$ da capacidade do balão e agite, cuidadosamente, até a dissolução total.
- Complete o volume, até a marca de aferição, com água destilada.
- Etiquete o balão como solução 1.

Parte II: Preparação da solução 2

- Pipete 25 mL da solução 1 e transfira, cuidadosamente, para outro balão volumétrico de 100 mL.
- Complete o volume com água destilada.
- Etiquete o balão como solução 2.

Parte III: Preparação da solução 3

- Pipete 25 mL da solução 2 e transfira, cuidadosamente, para outro balão volumétrico de 100 mL.
- Complete o volume com água destilada.
- Etiquete o balão como solução 3.

Perguntas

- Qual a massa de sal utilizada para o preparo da solução 1?
- Faça um esquema de todos os procedimentos realizados na atividade.
- Qual o nome do processo utilizado para o preparo das soluções 2 e 3?
- Sem fazer cálculos, como você pode indicar a solução mais diluída e a mais concentrada?
- Calcule as concentrações das soluções 2 e 3, em mol/L e em g/L.
- Compare os valores encontrados na questão anterior com a resposta da questão d. Tente explicar.
Dado: Massas molares, em g/mol: O = 16; S = 32; Cu = 63,5.

Exercícios básicos

Registre as respostas em seu caderno

A Tabela Periódica é material de consulta.

Exercício resolvido

89. Diluindo-se 100 mL de solução de cloreto de sódio de concentração igual a 15 g/L ao volume final de 150 mL, qual será a nova concentração?

1ª resolução

Usando a definição de concentração comum, temos:

- na solução inicial:

$$\left. \begin{array}{l} 1.000 \text{ mL de } \underline{\hspace{2cm}} \text{ 15 g de NaCl} \\ 100 \text{ mL de } \underline{\hspace{2cm}} \text{ } x \end{array} \right\}$$

$$x = 1,5 \text{ g de NaCl}$$

Essa massa (1,5 g de NaCl) permanece na solução final.

- na solução final:

$$\left. \begin{array}{l} 150 \text{ mL de } \underline{\hspace{2cm}} \text{ 1,5 g de NaCl} \\ 1.000 \text{ mL de } \underline{\hspace{2cm}} \text{ } y \end{array} \right\}$$

$$y = 10 \text{ g/L}$$

2ª resolução

Usando a fórmula da diluição $VC = V'C'$, temos:

$$100 \cdot 15 = 150 \cdot C' \Rightarrow C' = 10 \text{ g/L}$$

90. Diluindo-se 200 mL de solução 5 molar de ácido sulfúrico a 250 mL, qual será a molaridade final?
91. 200 mL de solução 5 molar de ácido nítrico foram diluídos com água destilada, até obter uma solução 2 molar. Qual é o volume da solução final?
92. (UFRGS-RS) O volume, em mililitros, de uma solução 0,5 mol/L de AgNO_3 necessário para preparar 200 mililitros de uma solução 0,1 mol/L desse sal é igual a:
a) 10. b) 20. c) 25. d) 40. e) 50.
93. (UCB-DF) Um técnico em Química preparou 10 L de uma solução 5 M de NaOH para neutralizar um resíduo ácido. Na neutralização, ele consumiu apenas 9 litros da solução 5 M de NaOH. Que volume, em mL, ele deve usar dessa base que sobrou para preparar 200 mL de uma solução 2 M de NaOH?

Exercício resolvido

94. Que volume de água se deve adicionar a 250 mL de solução com 2 mol/L de hidróxido de sódio, a fim de obter uma solução final com molaridade igual a 0,5 mol/L?

Resolução

Note que esta questão pede "o volume de água a ser adicionado". Pela relação $Vm = V'm'$, temos:

$$250 \cdot 2 = V' \cdot 0,5 \Rightarrow V' = 1.000 \text{ mL}$$

Veja que 1.000 mL deverá ser o **volume final** da solução. Considerando que o **volume inicial** já é de 250 mL, concluímos que deverão ser adicionados à solução inicial: $1.000 \text{ mL} - 250 \text{ mL} = 750 \text{ mL}$ de água.

95. (UEPB) Num laboratório de Química, o estoque de reagentes disponível para uso geralmente é composto de soluções bastante concentradas. Porém, em dosagens realizadas, as soluções utilizadas devem ser diluídas. Qual é o volume de água (destilada) que se deve adicionar a 1,5 L de solução de ácido sulfúrico composta de 196 g desse ácido para cada litro de solução, para reduzir a concentração pela metade?
a) 3,0 L b) 1,5 L c) 2,0 L d) 4,0 L e) 2,5 L
96. (PUC-PR) Tem-se 60 mL de solução 2 mol/L de CaCl_2 . Acrescentam-se 540 mL de água a essa solução. Qual a nova concentração em mol/L de íons cloreto?
a) 0,6 mol/L c) 0,4 mol/L e) 1 mol/L
b) 0,2 mol/L d) 0,5 mol/L
97. (Ufes) Submetendo-se 3 L de uma solução 1 M de cloreto de cálcio à evaporação até um volume final de 400 mL, qual será sua concentração?
a) 3,00 c) 5,70 e) 7,50
b) 4,25 d) 7,00
- Observação:** Como já dissemos, na evaporação do solvente, a solução se concentra, mas todo o raciocínio e as fórmulas são idênticos aos da diluição.
98. (Cesgranrio-RJ) Uma solução 0,05 M de glicose, contida em um béquer, perde água por evaporação até restar um volume de 100 mL, passando a concentração para 0,5 M. Qual é, aproximadamente, o volume de água evaporada?
a) 50 mL c) 500 mL e) 1.000 mL
b) 100 mL d) 900 mL

Exercício resolvido

99. Uma solução de NaOH tem concentração igual a 200 g/L. Se 50 mL dessa solução são diluídos a 200 mL, qual será a molaridade da solução final?

Resolução

Pela primeira vez, um problema de diluição dá um tipo de concentração **no início** (g/L) e pede outro tipo (mol/L) **no final** da diluição. Temos uma questão que reúne o problema de diluição com o problema de mudança de tipo de concentração. Vamos então calcular a concentração da solução final (é a questão de diluição):

$$VC = V'C' \Rightarrow 50 \cdot 200 = 200 \cdot C' \Rightarrow C' = 50 \text{ g/L}$$

Conhecida a concentração final (50 g/L), basta transformar esse valor em molaridade:

$$\left. \begin{array}{l} 40 \text{ g de NaOH } \underline{\hspace{2cm}} \text{ 1 mol de NaOH} \\ 50 \text{ g de NaOH } \underline{\hspace{2cm}} \text{ } m \end{array} \right\}$$

$$m = 1,25 \text{ mol/L}$$

100. (Unirio-RJ) Para efetuar o tratamento de limpeza de uma piscina de 10.000 L, o operador de manutenção nela despejou 5 L de solução 1 mol/L de sulfato de alumínio — $Al_2(SO_4)_3$ (massas atômicas: O = 16 u; Al = 27 u; S = 32 u). Após agitar bem a solução, qual a concentração do sulfato de alumínio, em g/L, na piscina?

- a) 0,171 d) 1.710
 b) $1,46 \cdot 10^{-6}$ e) $684 \cdot 10^3$
 c) $5 \cdot 10^{-4}$

101. (PUC-RJ) Sulfato de cobre ($CuSO_4$) é um sal bactericida utilizado em água de piscina. Uma piscina tem capacidade total de 300 m³ de água.

- a) Estando ela com água a $\frac{1}{3}$ de sua capacidade total, adicionaram-se 10 kg de $CuSO_4$. Qual a concentração molar do sal após sua dissolução total na água da piscina?
 b) Se, ao invés da adição do sal sólido, fossem bombeados 100 m³ de água já contendo o $CuSO_4$ numa concentração igual a $3 \cdot 10^{-3}$ M, e completando-se, em seguida, o volume total da piscina com água, qual, então, seria a concentração molar do sal?

102. (UFMG) Uma mineradora de ouro, na Romênia, lançou 100.000 m³ de água e lama contaminadas com cianeto, CN^- (aq), nas águas de um afluente do segundo maior rio da Hungria.

A concentração de cianeto na água atingiu, então, o valor de 0,0012 mol/litro. Essa concentração é muito mais alta que a concentração máxima de cianeto que ainda permite o consumo doméstico da água, igual a 0,01 miligrama/litro.

Considerando-se essas informações, para que essa água pudesse servir ao consumo doméstico, ela deveria ser diluída, aproximadamente, quantas vezes?

- a) 32.000 c) 320
 b) 3.200 d) 32

Exercício resolvido

103. 40 mL de ácido clorídrico, de densidade 1,18 g/mL e com 36,5% de HCl em massa, são diluídos a 200 mL. Qual é a molaridade da solução final?

Observação: Vimos que a concentração comum e a molaridade variam, com a diluição, segundo as fórmulas $VC = V'C'$ e $V\mathcal{M} = V'\mathcal{M}'$. Para os demais tipos de concentração, poderiam ser deduzidas as fórmulas correspondentes. No entanto, é mais fácil resolver os problemas usando as próprias definições dos vários tipos de concentração.

Resolução

Com a densidade (1,18 g/mL) e o título (36,5%) da solução inicial, podemos calcular sua molaridade. 1 litro dessa solução tem massa:

$$d = \frac{m}{V} \Rightarrow m = dV \Rightarrow m = 1,18 \cdot 1.000 \Rightarrow$$

$$\Rightarrow m = 1.180 \text{ g de solução}$$

Dessa solução, 36,5% em massa correspondem ao HCl.

Temos, então:

$$\left. \begin{array}{l} 100\% \text{ ————— } 1.180 \text{ g} \\ 36,5\% \text{ ————— } m_1 \end{array} \right\}$$

$$m_1 = (1.180 \cdot 0,365) \text{ g de HCl}$$

Esse valor também representa:

$$\left. \begin{array}{l} 36,5 \text{ g ————— } 1 \text{ mol de HCl} \\ (1.180 \cdot 0,365) \text{ g ————— } n_1 \text{ mol de HCl} \end{array} \right\}$$

$$n_1 = 11,8 \text{ mol de HCl}$$

Considerando que o nosso raciocínio partiu de 1 litro da solução inicial, este último valor representa também a sua molaridade ($\mathcal{M} = 11,8$ mol/L). Portanto, a molaridade pedida para a solução final é:

$$V\mathcal{M} = V'\mathcal{M}' \Rightarrow 40 \cdot 11,8 = 200 \mathcal{M}' \Rightarrow$$

$$\Rightarrow \boxed{\mathcal{M}' = 2,36 \text{ mol/L}}$$

104. Que volume de ácido clorídrico 0,25 molar poderemos obter pela diluição de 50 mL de solução de HCl de densidade 1,185 g/mL e que apresenta 36,5% de HCl em massa?

105. Deseja-se preparar 9,2 L de solução 2 molar de ácido sulfúrico, a partir de uma solução concentrada desse ácido que apresenta densidade igual a 1,84 g/mL e que encerra 98% de H_2SO_4 em massa. Qual é o volume necessário do ácido sulfúrico concentrado?

Exercício resolvido

106. Que massa de água devemos acrescentar a 1 kg de solução aquosa contendo 25% de NaCl em massa, a fim de torná-la a 10% em massa?

Resolução

Lembrando a definição de título em massa, temos: Na solução inicial:

$$1 \text{ kg a } 25\% \begin{cases} \rightarrow 250 \text{ g de NaCl} \\ \rightarrow 750 \text{ g de água} \end{cases} +$$

$$\underline{\hspace{10em}}$$

1.000 g totais

Chamando de x a massa (em gramas) de água adicionada:

$$\text{A solução final será a } 10\% \begin{cases} \rightarrow 250 \text{ g de NaCl} \\ \rightarrow (750 + x) \text{ g de água} \end{cases} +$$

$$\underline{\hspace{10em}}$$

(1.000 + x) g totais

Temos então:

$$\left. \begin{array}{l} (1.000 + x) \text{ g totais ————— } 100\% \\ 250 \text{ g de NaCl ————— } 10\% \end{array} \right\}$$

$$\boxed{x = 1.500 \text{ g de água}}$$

Outro caminho seria usando a definição de título:

$$\bar{C}_\% = 10\% \Rightarrow \bar{C} = 0,10 \Rightarrow 0,10 = \frac{250}{1.000 + x} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow \boxed{x = 1.500 \text{ g de água}}$$

107. (UFV-MG) A 100 g de solução de ácido sulfúrico (H_2SO_4) 90% massa/massa, são adicionados 400 g de água. Qual a porcentagem de ácido sulfúrico, em massa, na solução obtida?

- a) 36
- b) 9
- c) 18
- d) 45
- e) 90

108. (UFMS) Uma solução é preparada, dissolvendo-se 464,00 g de NaOH (s) em água, e diluindo-se, então,

até obter 1 litro da solução. A densidade da solução resultante é 1,37 g/mL. Como pode ser expressa a concentração de hidróxido de sódio, na solução resultante? Identifique as alternativas corretas.

- (01) 33,9% em massa.
- (02) 11,6 mol/L.
- (04) 12,8 mol por quilograma do solvente.
- (08) fração em quantidade de matéria do soluto igual a 0,19.
- (16) 464,00 g/L.
- (32) 1.370 g/L.

Exercícios complementares

Registre as respostas em seu caderno

109. Em que proporção devemos diluir uma solução 10 molar para transformá-la em 0,2 molar?

110. (FCC-BA) Um béquer contém 10 mL de solução aquosa 0,10 mol/L de sulfato de cobre II. Deixado em ambiente ventilado, após alguns dias restam no béquer apenas cristais do sal $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$. Que quantidade, em mol, se formou desse sal?

- a) 1,0
- b) $1,0 \cdot 10^{-2}$
- c) $1,0 \cdot 10^{-3}$
- d) $1,5 \cdot 10^{-2}$
- e) $1,5 \cdot 10^{-3}$

111. (PUC-RS) 50,00 mL de uma solução 2,0 mols/L em MgCl_2 são diluídos a 1 L. Qual é a concentração, em mol/L, de íons cloreto na nova solução?

- a) 0,1
- b) 0,2
- c) 1,0
- d) 2,0
- e) 4,0

112. (UFABC-SP) A solubilidade do açúcar de cana (sacarose, $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) em água a 20 °C é, aproximadamente, 2,0 kg/L. Sendo assim, responda:

- a) Que massa de sacarose é necessária para preparar 50 mL de uma solução aquosa saturada e sem corpo de chão desse açúcar a 20 °C?
- b) Qual é a máxima concentração em mol/L que pode ter uma solução aquosa saturada de sacarose a 20 °C?
- c) Explique como proceder para preparar 200 mL de uma solução de sacarose 2 mol/L a partir de uma solução aquosa, saturada e sem corpo de chão, desse açúcar.

Dado: Massa molar da sacarose: $342 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

113. (UFPE) Num certo dia, um tanque para tratamento de resíduos químicos continha, quando cheio, 3 gramas de um dado sal numa concentração de 0,5 M. Hoje a concentração desse sal no tanque cheio é de 2,5 M. Qual a massa do sal no tanque?

114. (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.

lógico (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 esse fim?
- b) Considerando-se a presença de 50 pessoas na embarcação e admitindo-se uma distribuição equitativa do soro, quantos gramas de NaCl teriam sido ingeridos por pessoa?
- c) Uma maneira que os navegadores usavam para obter água potável adicional era recolher água da 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?

115. (Fatec-SP) O suco de laranja concentrado da marca *M* contém 20 mg de vitamina C por 50 mL de suco concentrado. Para ser consumido, deve ser diluído com água até que seu volume seja 4 vezes maior que o inicial. Por outro lado, o suco em pó da marca *T* é vendido em envelopes de 45 g, que contêm 75 mg de vitamina C, devendo cada envelope ser dissolvido em 1 L de água. Identifique a alternativa que indica o conteúdo aproximado de vitamina C em um copo de 200 mL do suco *M* e em um copo de 200 mL do suco *T*, ambos após a preparação indicada com água.

	Suco M preparado	Suco T preparado
a)	5 mg	9 mg
b)	5 mg	15 mg
c)	20 mg	15 mg
d)	20 mg	75 mg
e)	80 mg	9 g

116. (UFMG) Uma criança precisa tomar 15 gotas de um antitérmico diluídas em água. Considere desprezível, na solução formada, o volume das gotas adicionadas à água.

Identifique a alternativa **incorreta**:

- A concentração de 15 gotas do medicamento diluído para 20 mL de solução equivale ao dobro da concentração das mesmas 15 gotas diluídas para 40 mL de solução.
- A concentração de 15 gotas do medicamento diluído para 20 mL de solução é três vezes maior que a concentração de 5 gotas diluídas para o mesmo volume de solução.
- A concentração do medicamento em uma gota antes da diluição em água é menor que a concentração em 15 gotas, também antes da diluição em água.
- A quantidade de medicamento ingerido independe do volume de água utilizado na diluição.

117. (UFF-RJ) O ácido nítrico é um importante produto industrial. Um dos processos para a obtenção do ácido nítrico é fazer passar amônia e ar, sob pressão, por um catalisador a cerca de 850 °C, ocorrendo a formação de monóxido de nitrogênio e água. O monóxido de nitrogênio, em presença do oxigênio do ar, se transforma no dióxido que, reagindo com a água, forma o ácido nítrico e o monóxido de nitrogênio.

- Dê as equações balanceadas que representam as diferentes etapas de produção do ácido nítrico através do processo mencionado.
- Uma solução de ácido nítrico concentrado, de densidade 1,40 g/cm³, contém 63,0% em “peso” de ácido nítrico. Informe por meio de cálculos:
 - a molaridade da solução;
 - o volume dessa solução que é necessário para preparar 250,0 mL de solução 0,5 M.

118. Uma solução aquosa foi diluída, passando de 10% para 5%, em massa, de H₂SO₄. Qual é a relação entre a massa final e a inicial da água contida na solução?

119. (UFSC) Uma solução de Al₂(SO₄)₃ foi preparada em laboratório e armazenada em um recipiente apropriado, conforme a ilustração.



ADILSON SECCO

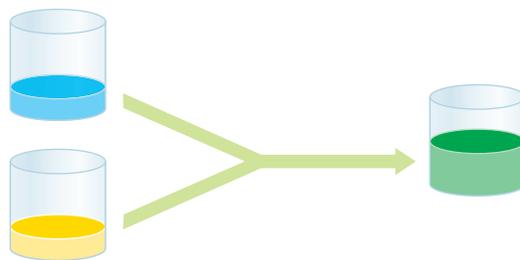
Sobre a solução preparada, é **correto** afirmar que:

- A solução contém mais de 33 gramas do soluto.
- O número de mols do soluto, presente na solução, é igual a 2 (dois).
- Transferindo 25 mL da solução para um balão volumétrico de 250 mL e completando-se seu volume com água, a solução resultante fica 4 (quatro) vezes mais diluída.
- Separando a solução em dois recipientes, contendo quantidades iguais da mesma, cada nova solução terá uma concentração de soluto que vale a metade da concentração inicial.
- Se o soluto Al₂(SO₄)₃ apresentar-se 20% dissociado, a concentração dos íons Al³⁺ será 0,04 M.

4 >>> Mistura de soluções

Em nosso dia a dia, misturamos soluções com muita frequência. Por exemplo:

- na refeição matinal, misturamos café e leite, em várias proporções;
- misturamos suco de limão e água potável para fazer limonada;
- tintas de cores diferentes são misturadas para obter tonalidades intermediárias.



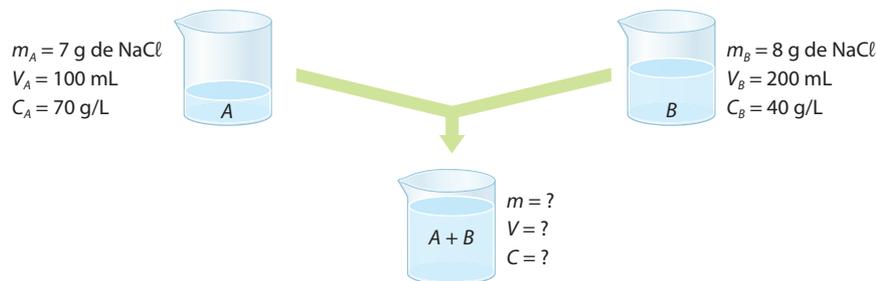
Mistura de tintas de parede

É também muito comum, num laboratório químico, misturar duas ou mais soluções, que poderão ser soluções de um **mesmo soluto** ou de **solutos diferentes**; neste último caso, poderá ainda acontecer de **os solutos reagirem ou não entre si**. Pois bem, são exatamente esses problemas que estudaremos a seguir. Em qualquer caso, porém, estaremos supondo que **o solvente é sempre o mesmo** e que **as soluções são relativamente diluídas**, pois só nessas hipóteses é que o **volume final será igual à soma dos volumes iniciais** das soluções que são misturadas.

ADILSON SECCO

4.1. Mistura de duas soluções de um mesmo soluto

Vamos imaginar duas soluções (A e B) de cloreto de sódio (NaCl), como ilustrado abaixo.



ADILSON SECCO

Na solução final (A + B):

- a **massa do soluto** é igual à soma das massas dos solutos em A e B. Portanto:

$$m = 7 + 8 \Rightarrow m = 15 \text{ g de NaCl}$$

- o **volume da solução** também é igual à soma dos volumes das soluções A e B. Portanto:

$$V = 100 + 200 \Rightarrow V = 300 \text{ mL de solução}$$

Com esses valores e lembrando a definição de concentração, obtemos, para a solução final (A + B):

$$\left. \begin{array}{l} 300 \text{ mL de solução} \text{ ————— } 15 \text{ g de NaCl} \\ 1.000 \text{ mL de solução} \text{ ————— } C \end{array} \right\} \boxed{C = 50 \text{ g/L}}$$

Chegaríamos ao mesmo resultado pela fórmula da concentração:

$$C = \frac{m}{V} \Rightarrow C = \frac{15}{0,3} \Rightarrow \boxed{C = 50 \text{ g/L}}$$

É interessante notar que a concentração final (50 g/L) terá sempre um **valor compreendido entre as concentrações iniciais** (70 g/L > 50 g/L > 40 g/L). Note, também, que a concentração final (50 g/L) está mais próxima de 40 g/L do que de 70 g/L. Isso acontece porque a segunda solução entra, na mistura, com um volume maior (200 mL) do que a primeira solução (100 mL).

Relembrando que o produto CV representa a massa do soluto ($C = \frac{m}{V} \Rightarrow m = CV$), podemos generalizar esse tipo de problema da seguinte maneira:

- massa do soluto na solução A: $m_A = C_A V_A$
- massa do soluto na solução B: $m_B = C_B V_B$
- massa do soluto na solução final: $m = CV$

Como as massas dos solutos se somam ($m = m_A + m_B$), temos:

$$CV = C_A V_A + C_B V_B \quad \text{ou} \quad C = \frac{C_A V_A + C_B V_B}{V} \quad \text{ou} \quad \boxed{C = \frac{C_A V_A + C_B V_B}{V_A + V_B}}$$

Matematicamente, esse resultado significa que:

A concentração final é a **média ponderada** das concentrações iniciais, tomando-se por **pesos** os volumes correspondentes.

Na aplicação dessa fórmula pode-se utilizar qualquer unidade de medida para volume, desde que todos os dados estejam na mesma unidade.

Aplicando a fórmula anterior ao problema inicial, temos:

$$C = \frac{70 \text{ g/L} \cdot 100 \text{ mL} + 40 \text{ g/L} \cdot 200 \text{ mL}}{100 \text{ mL} + 200 \text{ mL}}$$
$$C = \frac{15.000 \text{ g} \cdot \cancel{\text{mL}}/\text{L}}{300 \cancel{\text{ mL}}} \Rightarrow \boxed{C = 50 \text{ g/L}}$$

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

OBSERVAÇÃO

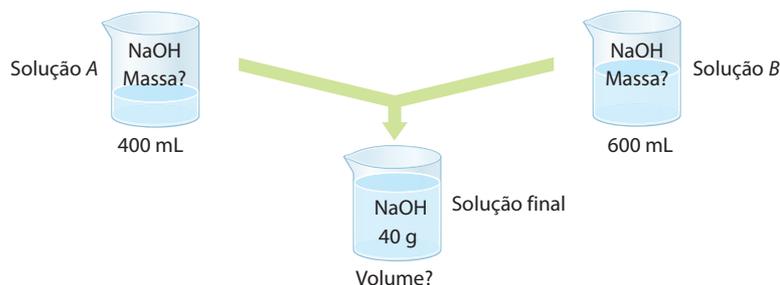
Todo o raciocínio feito no exemplo anterior, com as concentrações das soluções iniciais e da solução final, aplica-se também aos outros tipos de concentração – basta usar as definições correspondentes e seguir o mesmo raciocínio. Assim, por exemplo, para a molaridade, teremos:

$$m = \frac{m_A V_A + m_B V_B}{V_A + V_B}$$

Questões

Registre as respostas em seu caderno

a) Encontre as possíveis massas de soluto das soluções A e B. Qual é o volume da solução final?



ADILSON SECCO

b) Considerando o esquema da questão anterior, compare a concentração, em g/L, da solução final com as concentrações, em g/L, das soluções A e B.

Exercícios básicos

Registre as respostas em seu caderno

Exercício resolvido

120. Misturam-se 50 mL de solução com 3 g/L de HCl com 150 mL de solução com 2 g/L do mesmo ácido. Qual é a concentração da solução resultante?

1ª resolução

- Na 1ª solução:

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ L} = 1.000 \text{ mL} \text{ ————— } 3 \text{ g de HCl} \\ 50 \text{ mL} \text{ ————— } x \end{array} \right\}$$
$$x = 0,15 \text{ g de HCl}$$

- Na 2ª solução:

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ L} = 1.000 \text{ mL} \text{ ————— } 2 \text{ g de HCl} \\ 150 \text{ mL} \text{ ————— } y \end{array} \right\}$$
$$y = 0,30 \text{ g de HCl}$$

- Na solução final:

$$C = \frac{m}{V} = \frac{0,15 + 0,30}{0,050 + 0,150} \Rightarrow C = 2,25 \text{ g/L}$$

(Note que: 3 g/L > 2,25 g/L > 2 g/L.)

2ª resolução

$$C = \frac{C_A V_A + C_B V_B}{V_A + V_B} = \frac{3 \cdot 50 + 2 \cdot 150}{50 + 150} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow C = 2,25 \text{ g/L}$$

121. (Ufac) Qual a molaridade de uma solução de hidróxido de sódio formada pela mistura de 60 mL de solução a 5 M com 300 mL de solução a 2 M?

- a) 1,5 mol/L
- b) 2,0 mol/L
- c) 2,5 mol/L
- d) 3,5 mol/L
- e) 5,0 mol/L

122. Qual é a molaridade resultante da mistura de três soluções de ácido nítrico, a saber: 200 mL molar, 500 mL 2 molar e 300 mL 0,2 molar?

Exercício resolvido

123. 150 mL de ácido clorídrico de molaridade desconhecida são misturados a 350 mL de ácido clorídrico 2 M, dando uma solução 2,9 M. Qual é a molaridade do ácido inicial?

Resolução

Enquanto nos exercícios anteriores as concentrações iniciais eram dadas e pedia-se a concentração final após a mistura, neste exercício propõe-se o "caminho inverso", pois se pede uma das concentrações iniciais. Uma das resoluções possíveis é:

$$m = \frac{m_A V_A + m_B V_B}{V_A + V_B} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow 2,9 = \frac{x \cdot 150 + 2 \cdot 350}{500} \Rightarrow x = 5 \text{ mol/L}$$

124. (Fesp-SP) Qual é 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?

- a) 200 mL c) 2.000 mL e) 350 mL
b) 20 mL d) 400 mL

125. (UFF-RJ) A molaridade de uma solução X de ácido nítrico é o triplo da molaridade de outra solução Y do mesmo ácido. Ao misturar 200,0 mL da solução X com 600,0 mL da solução Y, obtém-se uma solução 0,3 M do ácido. Pode-se afirmar, então, que as molaridades das soluções X e Y são, respectivamente:

- a) 0,60 M e 0,20 M.
b) 0,45 M e 0,15 M.
c) 0,51 M e 0,17 M.
d) 0,75 M e 0,25 M.
e) 0,30 M e 0,10 M.

Exercício resolvido

126. Juntando-se 100 g de solução a 20% em massa com 150 g de solução a 10% em massa, do mesmo soluto, qual será o título final?

Resolução

Lembrando a definição de título, temos:

- em 100 g de solução a 20% em massa há:

$$\begin{cases} 20 \text{ g de soluto} \\ 80 \text{ g de solvente} \end{cases}$$

- em 150 g de solução a 10% em massa há:

$$\begin{cases} 15 \text{ g de soluto} \\ 135 \text{ g de solvente} \end{cases}$$

- o título da solução final será então:

$$\bar{c} = \frac{20 + 15}{100 + 150} \Rightarrow$$

$$\bar{c} = 0,14 \quad \text{ou} \quad \bar{c}_{\%} = 14\%$$

Note que a resposta (14%) é um valor intermediário em relação aos títulos iniciais (20% e 10%).

127. Juntando-se 100 g de ácido sulfúrico a 20% em massa com 150 mL de ácido sulfúrico de densidade 1,3 g/mL e concentração 520 g/L, qual será o título final?

128. (UFG-GO) Um analista necessita de 100 mL de uma solução aquosa de NaCl 0,9% (m/V). Como não dispõe do sal puro, resolve misturar duas soluções de NaCl (aq): uma de concentração 1,5% (m/V) e outra de 0,5% (m/V). Calcule o volume de cada solução que deverá ser utilizado para o preparo da solução desejada.

Exercícios complementares

Registre as respostas em seu caderno

A Tabela Periódica é material de consulta.

129. Qual é a molaridade de uma solução de ácido sulfúrico obtida pela mistura de 30 mL do ácido a 60% em massa, de densidade igual a 1,47 g/mL, com 20 mL do mesmo ácido 5 molar?

130. (UFS-SE) "Para obter 600 mL de solução 0,20 M de NaOH, podem-se misturar 400 mL de solução X M de NaOH com Y mL de solução 0,40 M da mesma base." Essa afirmação fica correta quando X e Y são substituídos, respectivamente, por:

- a) 0,10 e 600. d) 0,20 e 400.
b) 0,10 e 400. e) 0,20 e 200.
c) 0,10 e 200.

131. (UFMS-RS) O soro fisiológico utilizado para limpeza de lentes de contato é uma solução aquosa de cloreto de sódio a 0,9%. Se, em um frasco contendo 100 mL de soro fisiológico, forem adicionados 10,8 g de NaCl, prepara-se uma solução que contém:

- a) 0,117 g/L de NaCl.
b) 1,17 g/L de NaCl.
c) 11,7 g/L de NaCl.
d) 0,2 mol/L de NaCl.
e) 2 mol/L de NaCl.

132. (UFMS) O ácido sulfúrico, H₂SO₄, quando concentrado, é um líquido incolor, oleoso, muito corrosivo, oxidante e desidratante. Nas indústrias químicas, ele é utilizado na fabricação de fertilizantes, de filmes, de tecidos, de medicamentos, de corantes, de tintas, de explosivos, de acumuladores de baterias, no refino do petróleo, como decapante de ferro e aço etc. Nos laboratórios,

é utilizado em titulações, como catalisador de reações e na síntese de outros compostos. Suponha que um químico precise preparar 1 litro de solução aquosa de ácido sulfúrico de concentração 3,5 mol/L, usando apenas duas soluções aquosas desse ácido, disponíveis em estoque no laboratório: 1 litro de **Solução A** de concentração 5,0 mol/L e 1 litro de **Solução B** de concentração 3,0 mol/L. Sabendo-se que não há expansão ou contração de volume no preparo da solução desejada, é correto afirmar que os volumes necessários, em mililitros, de A e de B são, respectivamente:

- a) 310 e 690. d) 220 e 780.
b) 300 e 700. e) 250 e 750.
c) 240 e 760.

133. (PUC-PR) Um estudante precisava preparar uma solução aquosa de NaCl 0,50 mol/L para montar um aquário marinho, com capacidade máxima de 80 L. Assim, mistrou 25 L de NaCl (aq) 0,40 mol/L, que tinha armazenado em um galão, com 35 L de solução de outro aquário desativado, cuja concentração de NaCl era de 0,75 mol/L. A molaridade de NaCl da solução obtida desta maneira foi:

- a) acima do esperado e para corrigi-la ele deve adicionar 12 L de água pura.
b) abaixo do esperado e para corrigi-la ele deve adicionar 5 L de água pura.
c) o valor esperado.
d) acima do esperado e para corrigi-la ele deve adicionar 12 L de outra solução de NaCl 0,40 mol/L.
e) abaixo do esperado e para corrigi-la ele deve adicionar 12 L de outra solução de NaCl 0,40 mol/L.

4.2. Mistura de duas soluções de solutos diferentes que reagem entre si

Os casos mais comuns ocorrem quando juntamos solução de um ácido e solução de uma base; ou solução de um oxidante e solução de um redutor; ou soluções de dois sais que reagem entre si.

Havendo reação química, esses problemas devem ser resolvidos com o auxílio do **cálculo estequiométrico**. Além disso, quando os dois solutos entram em reação, podem ocorrer duas situações:

- os dois solutos estão em **quantidades exatas** para reagir (proporção estequiométrica); nesse caso, os dois solutos reagirão integralmente;
- caso contrário, sobrá um **excesso** do primeiro ou do segundo soluto.

A seguir exemplificamos esses dois casos.

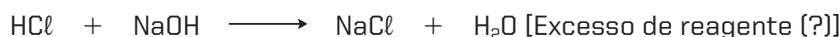
1º exemplo – Quando os solutos estão em proporção estequiométrica

Juntando-se 300 mL de HCl 0,4 mol/L com 200 mL de NaOH 0,6 mol/L, pergunta-se quais serão as molaridades da solução final com respeito:

- ao ácido;
- à base;
- ao sal formado.

Resolução:

Neste exemplo, fala-se de uma mistura de uma solução de HCl com outra, de NaOH. Esses dois solutos reagem de acordo com a equação:



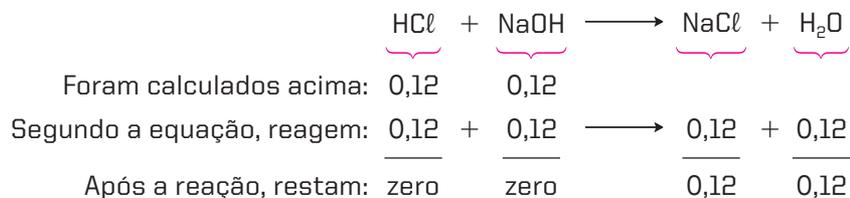
No final da reação poderá haver excesso – ou de HCl ou de NaOH –, o que poderemos determinar somente por meio do cálculo estequiométrico. O cálculo estequiométrico fica mais fácil se é efetuado com o auxílio das quantidades de mols dos reagentes e dos produtos da reação. Ora, a quantidade de mols (n) de cada soluto pode ser calculada de duas maneiras:

- $n = \frac{m}{M}$, em que: m é a massa (em gramas) e M , a massa molar (em g/mol);
- $\mathcal{M} = \frac{n}{V} \Rightarrow n = \mathcal{M}V$, em que: \mathcal{M} é a molaridade da solução (em mol/L) e V , o seu volume (em L).

Em particular, a relação $n = \mathcal{M}V$ nos será muito útil de agora em diante. No problema dado, temos:

- para o HCl: $n = \mathcal{M}V = 0,4 \cdot 0,3 \Rightarrow n = 0,12$ mol de HCl
- para o NaOH: $n = \mathcal{M}V = 0,6 \cdot 0,2 \Rightarrow n = 0,12$ mol de NaOH

Considerando a equação do problema, temos os seguintes valores em mols:



(Lembre-se de que as quantidades que reagem e as que são produzidas – na 2ª linha acima – seguem a proporção dos coeficientes da equação química considerada.)

Uma vez que não há sobras de HCl nem de NaOH após a reação, concluímos que:

- a molaridade final do HCl é
- a molaridade final do NaOH também é
- quanto ao NaCl, o esquema acima mostra a formação de 0,12 mol desse sal – dissolvido, é claro, na solução final, cujo volume é: 300 mL + 200 mL = 500 mL.

Portanto, a molaridade do NaCl será: $\mathcal{M} = \frac{0,12}{0,5} \Rightarrow \mathcal{M} = 0,24$ mol/L

OBSERVAÇÃO

Note que desprezamos o 0,12 mol de H_2O formado na reação. Esse 0,12 mol corresponde a 2,16 g ou 2,16 mL de água. Essa quantidade de água é muito pequena diante do volume final da solução (500 mL). Podemos verificar que a diferença de 500 mL para 502,16 mL praticamente não influi no resultado final de nosso cálculo.

2º exemplo – Quando os solutos não estão em proporção estequiométrica

Juntam-se 300 mL de HCl 0,4 mol/L e 200 mL de $NaOH$ 0,8 mol/L. Pergunta-se quais serão as molaridades da solução final em relação:

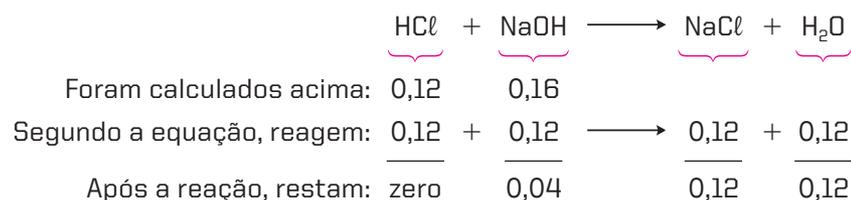
- a) ao ácido; b) à base; c) ao sal formado.

Resolução:

Seguindo o mesmo raciocínio que empregamos para resolver o exemplo anterior, calculamos as quantidades, em mols, dos solutos iniciais:

- para o HCl : $n = M \cdot V = 0,4 \cdot 0,3 \Rightarrow n = 0,12$ mol de HCl
- para o $NaOH$: $n = M \cdot V = 0,8 \cdot 0,2 \Rightarrow n = 0,16$ mol de $NaOH$

Vamos considerar a equação do problema e organizar uma tabela de quantidades em mols:



[Os valores que aparecem na 2ª linha acima obedecem às proporções estabelecidas pelos coeficientes da equação química.]

Após a reação, essas substâncias estarão dissolvidas em um volume total de solução igual a: 300 mL + 200 mL = 500 mL. Portanto, as molaridades serão:

a) zero, para o HCl ;

b) para o $NaOH$ em excesso: $M = \frac{0,04}{0,5} \Rightarrow M = 0,08$ mol/L (devido a esse excesso de $NaOH$, a solução final será básica);

c) para o $NaCl$: $M = \frac{0,12}{0,5} \Rightarrow M = 0,24$ mol/L

Exercícios básicos

Registre as respostas em seu caderno

A Tabela Periódica é material de consulta.

134. (Mackenzie-SP) Para neutralizar totalmente 2,0 L de solução aquosa de ácido sulfúrico contidos em uma bateria, foram usados 5,0 L de solução 0,8 mol/L de hidróxido de sódio. A concentração, em mol/L, do ácido presente nessa solução é de:

- a) 5 mol/L. c) 3 mol/L. e) 1 mol/L.
b) 4 mol/L. d) 2 mol/L.

135. (UFRRJ) Misturam-se 200 mL de solução 0,2 M de hidróxido de sódio com 200 mL de solução 0,2 M de ácido sulfúrico.

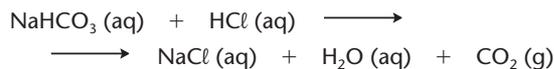
- a) Demonstre por meio de cálculos se a solução resultante será ácida, neutra ou alcalina.
b) Qual a molaridade final do reagente em excesso (se houver)?

136. (PUC-SP) Qual a massa de $NaOH$ necessária para neutralizar totalmente 200 mL de uma solução 0,01 molar de H_2SO_4 ?

- a) 4,00 g
b) 2,00 g
c) 1,60 g
d) 0,16 g
e) 0,08 g

Observação: Nos exercícios anteriores, tínhamos sempre **duas soluções**, que eram misturadas. Neste exercício, mistura-se uma solução de H_2SO_4 com $NaOH$ **sólido** e pede-se sua massa. O cálculo estequiométrico a ser feito, porém, é idêntico ao dos exercícios anteriores. Ao obtermos a quantidade de mols de $NaOH$ que reage, bastará transformá-la em **gramas**.

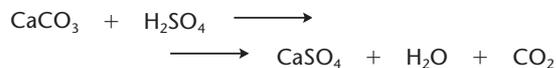
- 137.** (UEL-PR) Algumas pessoas acabam culpando o cozinheiro pelos distúrbios estomacais que sentem. Para eliminar o “mal-estar” é frequente usar, como antiácido estomacal, o bicarbonato de sódio (NaHCO_3). A reação que ocorre com o uso desse antiácido pode ser representada pela equação a seguir:



Considerando que o suco gástrico contenha 100 mL de HCl $0,100 \text{ mol L}^{-1}$, para neutralizar completamente essa quantidade de ácido, a massa necessária, em gramas, de bicarbonato de sódio será:

- a) 0,100.
b) 0,300.
c) 0,840.
d) 3,00.
e) 84,0.
- 138.** (UFF-RJ) O fenômeno da chuva ácida acontece quando existem poluentes, derivados de óxidos de nitrogênio e de enxofre, misturados nas gotículas de água que formam as nuvens. Dentre os sérios problemas que podem acontecer em decorrência dessa poluição está

a ação dos ácidos sobre as estruturas de ferro, cimento, mármore etc. Uma das reações que representam essa ação é:



Qual é o volume de ácido sulfúrico $0,50 \text{ M}$ que pode reagir com $25,0 \text{ g}$ de carbonato de cálcio, nessa reação?

- a) 50 mL
b) 100 mL
c) 200 mL
d) 500 mL
e) 800 mL
- 139.** (UFF-RJ) Se $40,00 \text{ mL}$ de HCl $1,600 \text{ M}$ e $60,00 \text{ mL}$ de NaOH $2,000 \text{ M}$ são misturados, quais as concentrações (em $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$) de Na^+ , Cl^- e OH^- , respectivamente, na solução resultante?
- a) $0,400 \text{ M}$, $0,600 \text{ M}$, $1,200 \text{ M}$.
b) $0,560 \text{ M}$, $0,640 \text{ M}$, $1,200 \text{ M}$.
c) $120,0 \text{ M}$, $0,640 \text{ M}$, $64,0 \text{ M}$.
d) $1,200 \text{ M}$, $0,560 \text{ M}$, $0,560 \text{ M}$.
e) $1,200 \text{ M}$, $0,640 \text{ M}$, $0,560 \text{ M}$.

Exercícios complementares

Registre as respostas em seu caderno

- 140.** (UFG-GO) Um antiácido contém, em sua formulação, $\text{Mg}(\text{OH})_2$ em uma concentração de $1,2 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$. Considerando que a concentração de HCl no suco gástrico é de $0,16 \text{ mol} \cdot \text{mL}^{-1}$, qual o volume de suco gástrico neutralizado pela ingestão de uma colher (3 mL) desse antiácido?

- a) 125 mL c) 375 mL e) 1.000 mL
b) 250 mL d) 750 mL

- 141.** (Vunesp) Quando uma solução aquosa de iodeto de potássio é adicionada a uma solução aquosa de nitrato de chumbo (II), forma-se um precipitado amarelo imediatamente.

- a) Escreva a equação química balanceada da reação que ocorre, indicando o composto que precipita.
b) Calcule a massa, em gramas, do precipitado, quando se adiciona um excesso de iodeto de potássio a $100,0 \text{ mL}$ de uma solução aquosa de nitrato de chumbo (II), de concentração $0,1000 \text{ mol/L}$. Considere o precipitado insolúvel em água.

- 142.** (UFCEG-PB) Foram misturadas duas soluções de mesmo volume (500 mL) e de concentração desconhecida, uma de ácido clorídrico, HCl , e a outra de hidróxido de sódio, NaOH . A análise da solução final indica que foi formada $0,2 \text{ mol}$ de NaCl e que esta apresenta um caráter alcalino. Com base nessas informações, pode-se afirmar:

- I. Antes de misturar, o número de mol de HCl é de $0,4$.
II. Antes de misturar, o número de mol de NaOH é superior a $0,2$.
III. Depois de misturar, o número de mol de NaOH é superior a $0,0$.
IV. Depois de misturar, a concentração de HCl é $0,0 \text{ mol/L}$.
V. Antes de misturar, a concentração de HCl é de $0,4 \text{ mol/L}$.

O total de afirmativas corretas é:

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

(FMTM-MG) Leia o texto abaixo para resolver as duas questões seguintes:

Infelizmente, ainda são manchetes, na imprensa, acidentes envolvendo produtos químicos que contaminam o meio ambiente. O Departamento Municipal de Água e Esgoto de certa cidade brasileira, no mês de abril de 2003, cortou o fornecimento de água por alguns dias, até que o problema de contaminação fosse resolvido. O motivo dessa ação foi o tombamento de um caminhão carregado de produtos químicos em um córrego que abastece a cidade. O caminhão transportava inadequadamente, além de outras mercadorias, 1.960 kg de ácido sulfúrico, 600 kg de ácido fluorídrico e 2.800 kg de soda cáustica.

A tabela a seguir fornece alguns dados a respeito dos produtos químicos transportados.

Fórmula	Massa molar (g/mol)	Densidade (g/mL)	Teor em massa (%)
H_2SO_4	98	1,4	50
HF	20	1,15	50
NaOH	40	—	100

- 143.** A concentração da solução de ácido sulfúrico transportada era, em mol/L :
- a) 7,1. b) 9,8. c) 14,2. d) 19,6. e) 28,6.
- 144.** Supondo que nesse acidente os ácidos sulfúrico e fluorídrico reagiram somente com a soda cáustica, a massa de soda cáustica restante, após a reação, foi:
- a) 1.800 kg . d) 800 kg .
b) 1.400 kg . e) 0 kg .
c) 1.200 kg .



ÁGUAS – RIOS E RESERVATÓRIOS

A água é o elemento fundamental da vida. Seus múltiplos usos são indispensáveis a um largo espectro das atividades humanas, onde se destacam, entre outros, o abastecimento público e industrial, a irrigação agrícola, a produção de energia elétrica e as atividades de lazer e recreação, bem como a preservação da vida aquática.

A crescente expansão demográfica e industrial observada nas últimas décadas trouxe como consequência o comprometimento das águas dos rios, lagos e reservatórios. A falta de recursos financeiros nos países em desenvolvimento tem agravado esse problema, pela impossibilidade da aplicação de medidas corretivas para reverter a situação.

As disponibilidades de água doce na natureza são limitadas pelo alto custo da sua obtenção nas formas menos convencionais, como é o caso da água do mar e das águas subterrâneas. Deve ser, portanto, da maior prioridade, a preservação, o controle e a utilização racional das águas doces superficiais.

[...]

A poluição das águas é gerada por:

- efluentes domésticos (poluentes orgânicos biodegradáveis, nutrientes e bactérias);
- efluentes industriais (poluentes orgânicos e inorgânicos, dependendo da atividade industrial);
- carga difusa urbana e agrícola (poluentes advindos da drenagem destas áreas: fertilizantes, defensivos agrícolas, fezes de animais e material em suspensão).

[...]



SONIA ODDI/OLHAR IMAGEM

Espuma resultante da poluição no rio Tietê. (Pirapora do Bom Jesus, SP, 2008.)

Monitoramento da qualidade das águas

São determinados 33 parâmetros físicos, químicos e microbiológicos de qualidade da água em análise em laboratório. Desses 33 parâmetros, nove compõem o Índice de Qualidade das Águas (IQA). São eles:

- oxigênio dissolvido (OD);
- demanda bioquímica de oxigênio (DQO);
- coliformes fecais;
- temperatura da água;
- pH da água;
- nitrogênio total;
- fósforo total;
- sólidos totais;
- turbidez.

[...]

Parâmetros químicos

- **Oxigênio dissolvido (OD)**

É um dos parâmetros mais importantes para exame da qualidade da água, pois revela a possibilidade de manutenção de vida dos organismos aeróbios, como peixes, por exemplo. A escassez de OD pode levar ao desaparecimento dos peixes de um determinado corpo de água, dado que esses organismos são extremamente sensíveis à diminuição do OD de seu meio. Pode também ocasionar mau cheiro.

- **Demanda bioquímica de oxigênio (DBO)**

É o parâmetro mais comumente utilizado para a medida do consumo de oxigênio na água. Representa a quantidade de oxigênio do meio que é consumido pelos peixes e outros organismos aeróbicos e que é gasta na oxidação da matéria orgânica presente na água. É medida a 20 °C.

- **Sais minerais**

São inúmeros os minerais possíveis de ocorrerem na água. O nitrogênio e o fósforo, dependendo de quantidade, são importantes, porque são responsáveis pela alimentação de algas, vegetais superiores e outros organismos aquáticos. Em dosagens elevadas podem provocar sérios problemas, como proliferação excessiva de algas, causando o fenômeno conhecido como eutrofização de lagos e represas. Nesses casos a água tem mau cheiro, gosto desagradável e ocorre morte generalizada de peixes.

Alguns poços em zonas rurais acumulam nitratos, provocando envenenamentos em quem consome suas águas. O consumo de água de poços deve ser feito após análise periódica de suas águas.

Existem também minerais indesejáveis que podem ocorrer nas águas e sua concentração vai limitar o uso. Por exemplo: alumínio, arsênio, bário, berílio, boro, cádmio, cobalto, cobre, cromo, estanho, lítio, mercúrio etc. São produtos nocivos os metais pesados, óleos e graxas, pesticidas e herbicidas.

Principais parâmetros biológicos

A quantidade de matéria orgânica presente nos corpos de água depende de uma série de fatores incluindo todos os organismos que aí vivem, os resíduos de plantas e animais carregados para as águas e também o **lixo** e os **esgotos** nela jogados.

Se a quantidade de matéria orgânica é muito grande, a poluição das águas é alta e uma série de processos vão ser alterados. Haverá muito alimento à disposição e, conseqüentemente, proliferação dos seres vivos. Vai haver maior consumo de oxigênio que ocasionará a diminuição de oxigênio dissolvido, provocando a mortalidade de peixes.

É difícil restabelecer o equilíbrio, se os processos poluidores não são controlados.

Os principais componentes de matéria orgânica encontrados na água são proteínas, aminoácidos, carboidratos, gorduras, além de ureia, surfactantes e fenóis.

Os micro-organismos desempenham diversas funções de fundamental importância para a qualidade das águas. Participam das diversas transformações da matéria nos ciclos biogeoquímicos como o do N, P, S, Hg, C e da água.

Outro aspecto de grande relevância em termos de qualidade biológica da água é a presença de agentes patogênicos e a transmissão de doenças.

A detecção dos agentes patogênicos, principalmente bactérias, protozoários e vírus, em uma amostra de água é extremamente difícil, em razão de suas baixas concentrações. Portanto, a determinação da potencialidade de um corpo de água ser portador de agentes causadores de doenças pode ser feita de forma indireta, através dos organismos indicadores de contaminação fecal do grupo dos coliformes.

Os coliformes estão presentes em grandes quantidades nas fezes do ser humano e dos animais de sangue quente. A presença de coliformes na água não representa, por si só, um perigo à saúde, mas indica a possível presença de outros organismos causadores

de problemas à saúde. Os principais indicadores de contaminação fecal são as concentrações de coliformes totais e coliformes fecais, expressas em número de organismos por 100 mL de água.

De modo geral, nas águas para abastecimento, o limite de coliformes fecais legalmente tolerável não deve ultrapassar 4.000 coliformes fecais em 100 mL de água em 80% das amostras colhidas em qualquer período do ano.

[...]

Principais doenças relacionadas com a água

Por ingestão de água contaminada:

- cólera;
- disenteria amebiana;
- disenteria bacilar;
- febre tifoide e paratifoide;
- gastroenterite;
- giardíase;
- hepatite infecciosa;
- leptospirose;
- paralisia infantil;
- salmonelose.

Por contato com água contaminada:

- escabiose (doença parasitária cutânea conhecida como sarna);
- tracoma (mais frequente nas zonas rurais);
- verminoses, tendo a água como um estágio do ciclo;
- esquistossomose.

Por meio de insetos que se desenvolvem na água:

- dengue;
- febre amarela;
- filariose;
- malária.

[...]

Contaminação da água

A água é um poderoso solvente. Ela dissolve algumas porções de quase tudo com o que entra em contato.

Na cidade, a água é contaminada por esgoto, monóxido de carbono, poluição, produtos derivados de petróleo e bactérias.



GENILSON ARAÚJO/AGÊNCIA O GLOBO

Mancha de óleo (que é imiscível em água) na Baía de Guanabara, junto à ponte Rio-Niterói. (Rio de Janeiro, 2009.)

O cloro utilizado para proteger a água pode contaminá-la ao reagir com as substâncias orgânicas presentes na água, formando os nocivos trihalometanos.

A agricultura contamina a água com fertilizantes, inseticidas, fungicidas, herbicidas e nitratos, que são carregados pela chuva ou infiltrados no solo, contaminando os mananciais subterrâneos e os lençóis freáticos.

A água subterrânea também é contaminada por todos esses poluentes que se infiltram no solo, atingindo os mananciais que abastecem os poços de água de diversos tipos.

A água da chuva é contaminada pela poluição que se encontra no ar, podendo estar contaminada com partículas de arsênio, chumbo, outros poluentes e inclusive ser uma chuva ácida.

A indústria contamina a água por meio do despejo nos rios e lagos de desinfetantes, detergentes, solventes, metais pesados, resíduos radioativos e derivados de petróleo.

Fonte: Universidade da Água. Disponível em:

<http://www.uniagua.org.br/public_html/website/default.asp?tp=3&pag=qualidade.htm>. Acesso em: fev. 2010.

TURMA DO PENADINHO

Maurício de Sousa



Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

▶ Questões sobre a leitura ▶ Registre as respostas em seu caderno

145. Explique por que é importante preservar, de forma prioritária, as fontes de água doce superficiais.
146. Cite quais são os agentes poluidores mais comuns da água.
147. Explique por que despejar esgoto em um rio aumenta sua demanda bioquímica de oxigênio.
148. Por que a eutrofização pode causar a morte de peixes?
149. Discuta com seus colegas por que não devemos ingerir água não tratada, mesmo que aparentemente ela esteja limpa.
150. Pesquise uma vantagem e uma desvantagem em relação ao fato de a água ser um poderoso solvente.
151. (Enem-MEC) Encontram-se descritas a seguir algumas das características das águas que servem três diferentes regiões.
 - **Região I** — Qualidade da água pouco comprometida por cargas poluidoras, casos isolados de mananciais comprometidos por lançamento de esgotos; assoreamento de alguns mananciais.

- **Região II** — Qualidade comprometida por cargas poluidoras urbanas e industriais; área sujeita a inundações; exportação de carga poluidora para outras unidades hidrográficas.
- **Região III** — Qualidade comprometida por cargas poluidoras domésticas e industriais e por lançamento de esgotos; problemas isolados de inundação; uso da água para irrigação.

De acordo com essas características, pode-se concluir que:

- a) a região I é de alta densidade populacional, com pouca ou nenhuma estação de tratamento de esgoto.
- b) na região I ocorrem tanto atividades agrícolas como industriais, com práticas agrícolas que estão evitando a erosão do solo.
- c) a região II tem predominância de atividade agrícola, muitas pastagens e parque industrial inexpressivo.
- d) na região III ocorrem tanto atividades agrícolas como industriais, com pouca ou nenhuma estação de tratamento de esgotos.
- e) a região III é de intensa concentração industrial e urbana, com solo impermeabilizado e com amplo tratamento de esgotos.

152. (Enem-MEC) O jornal de uma pequena cidade publicou a seguinte notícia:

CORREIO DA CIDADE

Abastecimento comprometido

O novo polo agroindustrial em nossa cidade tem atraído um enorme e constante fluxo migratório, resultando em um aumento da população em torno de *2.000 habitantes por ano*, conforme dados do nosso censo:

Ano	População
1995	11.965
1997	15.970
1999	19.985
2001	23.980
2003	27.990

Esse crescimento tem ameaçado nosso fornecimento de água, pois os mananciais que abastecem a cidade têm capacidade para fornecer até *6 milhões de litros de água por dia*. A prefeitura, preocupada com essa situação, vai iniciar uma campanha visando estabelecer um consumo médio de *150 litros por dia, por habitante*.

A análise da notícia permite concluir que a medida é oportuna. Mantido esse fluxo migratório e bem-sucedida a campanha, os mananciais serão suficientes para abastecer a cidade até o final de:

- a) 2005.
- b) 2006.
- c) 2007.
- d) 2008.
- e) 2009.

153. (Enem-MEC) Muitas usinas hidrelétricas estão situadas em barragens. As características de algumas das grandes represas e usinas brasileiras estão apresentadas no quadro seguinte.

Usina	Área alagada (km ²)	Potência (MW)	Sistema hidrográfico
Tucuruí	2.430	4.240	Rio Tocantins
Sobradinho	4.214	1.050	Rio São Francisco
Itaipu	1.350	12.600	Rio Paraná
Ilha Solteira	1.077	3.230	Rio Paraná
Furnas	1.450	1.312	Rio Grande

A razão entre a área da região alagada por uma represa e a potência produzida pela usina nela instalada é uma das formas de estimar a relação entre o dano e o benefício trazidos por um projeto hidrelétrico. A partir dos dados apresentados no quadro, qual foi o

projeto que mais onerou o ambiente em termos de área alagada por potência?

- a) Tucuruí
- b) Furnas
- c) Itaipu
- d) Ilha Solteira
- e) Sobradinho

154. (Enem-MEC) O Aquífero Guarani estende-se por 1,2 milhão de km² e é um dos maiores reservatórios de águas subterrâneas do mundo. O aquífero é como uma “esponja gigante” de arenito, uma rocha porosa e absorvente, quase totalmente confinada sob centenas de metros de rochas impermeáveis. Ele é recarregado nas áreas em que o arenito aflora à superfície, absorvendo água da chuva. Uma pesquisa realizada em 2002 pela Embrapa apontou cinco pontos de contaminação do aquífero por agrotóxico, conforme o mapa abaixo.



Fonte: www.inep.gov.br (Acesso em: 17 maio 2005).

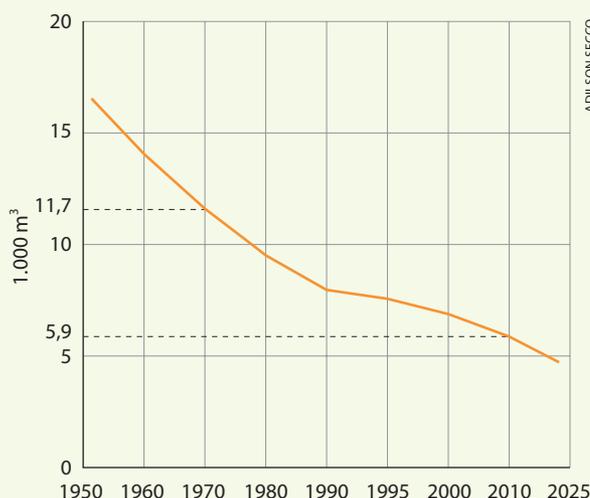
Considerando as consequências socioambientais e respeitando as necessidades econômicas, pode-se afirmar que, diante do problema apresentado, políticas públicas adequadas deveriam:

- a) proibir o uso das águas do aquífero para irrigação.
- b) impedir a atividade agrícola em toda a região do aquífero.
- c) impermeabilizar as áreas onde o arenito aflora.
- d) construir novos reservatórios para a captação da água na região.
- e) controlar a atividade agrícola e agroindustrial nas áreas de recarga.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

155. (UFBA)

Disponibilidade de água *per capita*/ano em milhares de m³



Fonte: *Correio da Unesco*, Rio de Janeiro, p. 21, out. 2001.

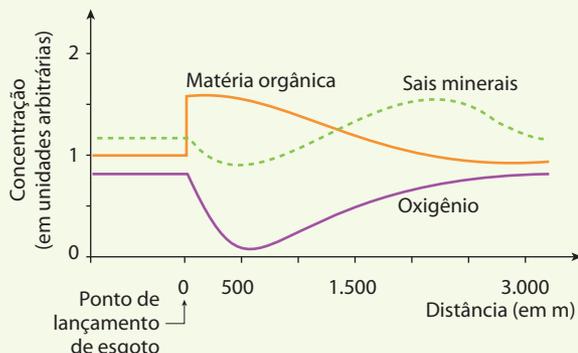
Setor de atividade humana	Consumo mundial de água por setor de atividade, em km ³ /ano		
	1970	1990	2010
Agrícola	1.886	2.500	2.860
Industrial	543	686	860
Doméstico	86	286	460

A água é a substância mais abundante da Terra, sendo responsável pela existência de todos os seres vivos. Entretanto, apesar da aparente abundância — 0,62% no subsolo, 0,0091% nos lagos e nos rios e 0,001% na atmosfera —, a água de boa qualidade começa a escassear em vários pontos do planeta em razão do aumento de consumo, como pode-se observar a partir dos dados da tabela e do gráfico. O aumento da população mundial e a intensidade de atividade humana na biosfera vêm interferindo no ciclo da água, o que, sem dúvida, trará sérias consequências para o abastecimento.

A partir da análise do texto e com base nos dados apresentados na tabela e no gráfico:

- mencione, além do aumento da população mundial, **duas causas** determinantes da escassez de água e **duas consequências** resultantes da interferência da atividade humana no ciclo da água no planeta;
- identifique um processo que permita a redução do consumo de água para os setores de atividade humana que demonstraram maior crescimento de consumo relativo entre os anos de 1970 e 2010;
- determine a variação da disponibilidade da água *per capita* em milhares de m³, entre os anos de 1970 e 2010.

156. (UFBA)



Metal	PF (°C) a 1,0 atm	PE (°C) a 1,0 atm
Mercúrio	-39	357
Ouro	1.064	2.807

O rio São Francisco tornou-se o ponto central de uma grande polêmica em relação ao projeto de transposição de suas águas, como forma de solucionar o problema de falta de água no sertão nordestino.

Os estudos sobre o impacto ambiental são insuficientes para garantir o sucesso da iniciativa. De acordo com os movimentos sociais, 70% das águas desviadas servirão para atender aos megaprojetos e aos investimentos industriais, e somente 4% serão destinados à população.

Desde as nascentes, a bacia do São Francisco vem sendo degradada com sérios impactos ambientais sobre as águas e, conseqüentemente, sobre os peixes. A maioria dos povoados lança os esgotos domésticos e industriais diretamente no rio. Os garimpos, as mineradoras e as indústrias despejam altas cargas de “metais pesados”, como o mercúrio, em níveis acima do permitido. Na cabeceira principal do rio, o maior problema é o desmatamento ilegal para a produção de carvão vegetal, que destrói a floresta nativa e as matas ciliares. Tudo isso causa impacto direto à sobrevivência da população ribeirinha e aponta para a revitalização do rio em lugar da transposição. (Gomes, 2007, p. 11.)

Com base na análise das informações apresentadas — texto, tabela e gráfico —, sabendo que o ouro se encontra dissolvido no mercúrio e desconsiderando os valores da pressão de vapor do ouro:

- apresente uma recomendação para reduzir os impactos sobre o ecossistema, causados por esgotos domésticos lançados diretamente no rio São Francisco;
- indique uma ação sustentável que diminua a devastação das matas e um processo físico de separação do mercúrio do ouro que permita a reutilização do mercúrio.

157. Retorne ao infográfico no início do capítulo e, com base na leitura, responda: de que maneira a poluição da água pode prejudicar a baleia Jubarte?

Uma nova fronteira do conhecimento está se abrindo com o estudo da nanotecnologia. O conhecimento da matéria e de suas propriedades em escala atômica permite grandes descobertas que, silenciosamente, já vêm sendo introduzidas na sociedade.

+ TÓPICOS DO CAPÍTULO

- 1 INTRODUÇÃO
- 2 CONCEITUAÇÃO DE SISTEMA COLOIDAL
- 3 DISPERSIBILIDADE DAS PARTÍCULAS COLOIDAIS
- 4 PREPARAÇÃO DOS COLOIDES
- 5 PROPRIEDADES DOS COLOIDES
- 6 PRECIPITAÇÃO DOS COLOIDES
- 7 A EXPLOSÃO DA NANOCIÊNCIA E DA NANOTECNOLOGIA
- 8 A NANOFABRICAÇÃO
- 9 APLICAÇÕES DA NANOTECNOLOGIA

LEITURA: AS PERSPECTIVAS DA NANOTECNOLOGIA

Anos 1930

Inventado no fim do século XIX, o rádio populariza-se depois da Primeira Guerra Mundial.

Tecnologia em miniatura

Os aparelhos de rádio foram encolhendo cada vez mais desde seu surgimento no século XIX. Hoje, a nanotecnologia pode colocar milhares de rádios em um único fio de cabelo.



Nos aparelhos antigos, as ondas de rádio eram amplificadas por grandes e frágeis válvulas triodos, patenteadas em 1907.

Anos 1950

O desenvolvimento do transistor aposenta as válvulas e permite o surgimento do "radinho de pilha" portátil.



COURTESY ZETTL RESEARCH GROUP, LAWRENCE BERKELEY NAT. LAB. AND UNIV. OF CALIFORNIA AT BERKELEY



BETTMANN CORP./GETTY IMAGES

O transistor, inventado em 1947, iniciou a revolução da miniaturização, radicalizada em 1958 com o surgimento do *chip*.

BILL NOLL/ISTOCKPHOTO

Anos 2000

Cada vez menores e mais baratos, *chips* receptores e transmissores de rádio fazem funcionar telefones celulares, brinquedos e outros aparelhos eletrônicos sem fio.



PAULO MANZUCCI

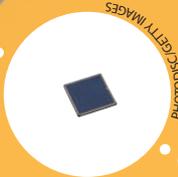


PHOTO: GETTY IMAGES

Dentro desse *chip*, com apenas 7 mm de lado e 1 mm de espessura, existem milhões de transistores e outros componentes que geram e captam, simultaneamente, ondas de rádio.

O futuro

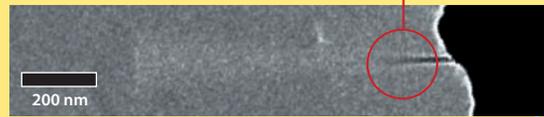
Pode não parecer, mas a foto abaixo mostra um rádio ampliado 100 mil vezes.

O nanorrádio

Em 2007, pesquisadores da Universidade de Berkeley (Estados Unidos) construíram um rádio com um tubo de carbono com 1 micrometro de comprimento e **10 nanômetros** de espessura.



Ao sintonizar uma onda de rádio, o nanotubo **vibra**.



Essa vibração pode ser captada e amplificada eletricamente, permitindo que se ouça o rádio.

Isso é 10 mil vezes mais fino que esta folha de papel.

COURTESY ZETTL RESEARCH GROUP, LAWRENCE BERKELEY NAT. LAB. AND UNIV. OF CALIFORNIA AT BERKELEY

REFLETINDO

Pense na miniaturização e na nanotecnologia e responda:

- Por que somente nas últimas décadas tais avanços tecnológicos puderam ocorrer?
- Qual a principal dificuldade experimental nesse campo de estudo?

1 >>> Introdução

Os coloides são muito comuns e bastante utilizados em nosso cotidiano. Por exemplo:



PHOTOCUISINE/CORBIS/LATINSTOCK

O leite é o primeiro alimento em nossa vida. O leite materno contém cerca de 85% de água e os nutrientes necessários ao recém-nascido (as soluções coloidais são, em geral, turvas e frequentemente esbranquiçadas).



FOODFOLIO/ALAMY/OTHER IMAGES

A maionese é um sistema coloidal. As gotículas de óleo encontram-se dispersas no vinagre, com o auxílio da gema de ovo.



REINER SCHMITZ/STOCKFOOD/GETTY IMAGES

A gelatina é uma sobremesa bastante apreciada, rica em proteínas. É extraída de ossos e cartilagens de diversos animais e, depois de purificada, é misturada com suco de frutas e açúcar (ou com adoçantes, corantes e sabores artificiais).



THOMÁZ VITA NETO/PULSAR

O látex da seringueira dá origem à borracha natural, material utilizado na produção de luvas e acessórios hospitalares, entre outros.



TEK IMAGE/SCIENCE PHOTO LIBRARY/LATINSTOCK

O plasma sanguíneo, produto do sangue após a retirada dos glóbulos brancos e vermelhos, é fundamental para a recuperação de pacientes debilitados.



MAURO FERRARELLO/SCIENCE PHOTO LIBRARY/LATINSTOCK

A goma-arábica, resina proveniente da seiva de árvores do gênero das Acácias, já foi usada como "cola" nos escritórios e é empregada ainda hoje nas indústrias farmacêuticas e de alimentos, entre outros.

Além dos exemplos citados, poderíamos enumerar uma série enorme de outros sistemas coloidais, como manteiga, creme chantili, água de coco, creme dental, creme de barbear, sabonete, xampus, filmes fotográficos, cosméticos, tintas, vernizes etc. É importante também lembrar que as células dos seres vivos apresentam muitas estruturas complexas imersas em soluções coloidais; isso garante a vida vegetal e animal na Terra.

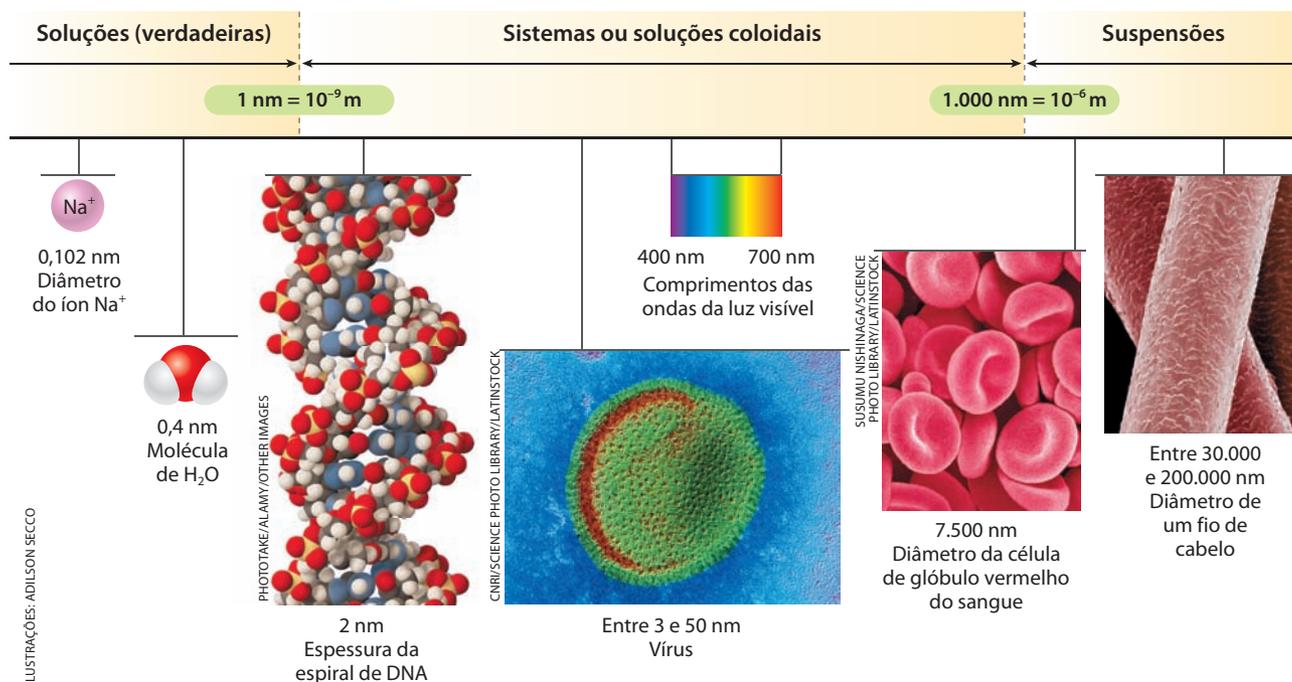
Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Considerando ainda que, em um sistema coloidal, temos partículas coloidais (o **disperso**) disseminadas num meio de dispersão (o **dispersante**), podemos apresentar o seguinte esquema:

Disperso	Dispersante	Nome particular	Exemplos
Sólido	Sólido		Vidro vermelho contendo ouro coloidal
Sólido	Líquido	Sol (hidrossol, se o líquido for a água)	Gelatina em água, goma-arábica em água, argila em água
Sólido	Gás	Aerossol (se o gás for o ar)	Fumaças em geral
Líquido	Sólido	Gel	Geleias em geral; sílica-gel
Líquido	Líquido	Emulsão	Leite, maionese, "óleos solúveis" em água (para tornos, fresas etc.)
Líquido	Gás	Aerossol (se o gás for o ar)	Neblina, <i>spray</i> de inseticida ou perfume no ar
Gás	Sólido		Ar no interior de pedra-pomes; <i>marshmallow</i>
Gás	Líquido	Espuma	Ar na espuma de sabão ou no chantili, CO ₂ no "colarinho" do chope
Gás	Gás	Não existe, pois os gases sempre formam misturas homogêneas.	

2 >>> Conceituação de sistema coloidal

O principal critério para se caracterizar um sistema coloidal baseia-se no **tamanho das partículas dispersas**. O esquema a seguir ilustra os tamanhos de vários sistemas habituais (os valores são aproximados e dados em **nanometro** – nm –, que é igual a 10^{-9} m, ou seja, um bilionésimo do metro).



[Imagens sem escala; cores-fantasia.]

Fonte: ALBERTS, B. et al. *Biologia Molecular da Célula*. 3 ed. Porto Alegre: Artes Médicas, 1997; LIDE, R. D. *Handbook of Chemistry and Physics*. 87. ed. CRC, 2007; ATKINS, P., JONES, L. *Princípios de química: questionando a vida moderna e o meio ambiente*. Porto Alegre: Bookman, 2001.

Dizemos então que:

Sistema (ou solução) coloidal é uma dispersão na qual as partículas dispersas têm um tamanho médio entre 1 e 1.000 nanômetros (nm).

Com essas dimensões, as partículas coloidais têm massas situadas entre 10.000 e 100.000 unidades de massa atômica, aproximadamente.

É importante também considerar a **natureza das partículas dispersas**. De acordo com esse critério, temos:

- coloides cujas partículas (chamadas **micelas** ou **tagmas**) são aglomerados de dezenas ou centenas de átomos, moléculas ou íons. Por exemplo: enxofre coloidal (S_n) na água;
- coloides cujas partículas são moléculas “gigantes” (macromoléculas). Por exemplo, o amido ($C_6H_{10}O_5)_n$ na água, em que n é da ordem de 350 a 6.000 e a massa molecular da ordem de 60.000 a 1.000.000 de unidades de massa atômica;
- coloides cujas partículas são íons “gigantes”, ou melhor, macromoléculas com cargas elétricas em um ou mais pontos de sua estrutura. Por exemplo: proteínas na água.

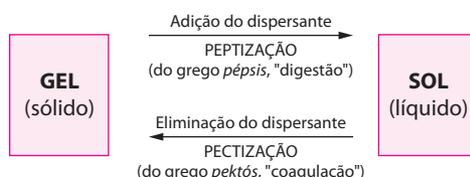
3 Dispersibilidade das partículas coloidais

As partículas coloidais podem ou não se dispersar espontaneamente no dispersante. De acordo com esse critério, temos a seguinte classificação:

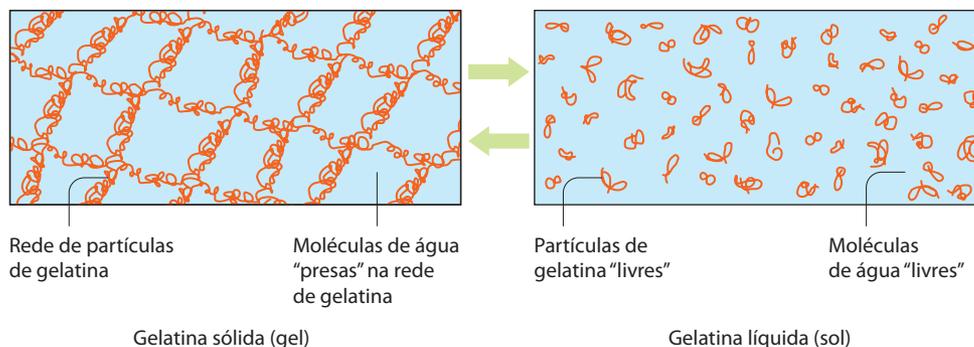
a) Coloide reversível, líofilo ou liofílico (ou hidrófilo, quando o dispersante é a água)

É o que **se dispersa espontaneamente no dispersante** (do grego: *lyein*, “dissolver”; *philos*, “amigo”). Exemplos: gelatina na água; detergentes em água.

Nesse tipo de coloide são espontâneas a “ida” e a “volta”, mencionadas abaixo:



Esquematisamos abaixo, à esquerda, a estrutura da gelatina sólida. Quando colocada em água e aquecida, ela adquire a estrutura mostrada à direita, mas voltará a uma forma mais consistente se for resfriada, por exemplo, na geladeira.



[Representação sem escala; cores-fantasia.]

b) Coloide irreversível, liófilo ou liofóbico (ou hidrófilo, quando o dispersante é a água)

É o caso contrário, ou seja, coloide que **não se dispersa espontaneamente no dispersante** (do grego: *lyein*; “dissolver”; *phóbos*, “medo”). Exemplos: metais, bases, sais etc. pouco solúveis em água (casos em que as partículas devem ser fragmentadas até atingir o tamanho coloidal), enxofre coloidal em água etc.

4 >>> Preparação dos coloides

Os coloides liófilos se dispersam espontaneamente; portanto, só os liófilos exigem métodos especiais de preparação. Os métodos de preparação podem ser divididos em duas classes: **fragmentação** e **aglomeração**.

4.1. Métodos de fragmentação ou de dispersão

São aqueles em que partículas maiores são fragmentadas até atingir o “tamanho coloidal”. Exemplos:

- **moinho coloidal** – tritura as partículas entre discos metálicos em alta rotação;
- **arco elétrico** ou **método de Bredig** – faíscas elétricas saltam entre duas chapas metálicas mergulhadas em um líquido; o próprio metal se transforma em partículas coloidais;
- **ultrassom** – fragmentação por pulsos de som de alta frequência.

4.2. Métodos de aglomeração ou de condensação

São aqueles em que partículas menores são aglomeradas até atingir o “tamanho coloidal”. Exemplos:

- **mudança de solvente** – a creolina, quando misturada à água, produz uma solução “esbranquiçada”, que é o aspecto típico de uma solução coloidal;
- **reações químicas** – em geral, toda reação química que produz um “precipitado” poderá produzir a mesma substância na forma coloidal, se houver condições apropriadas (em geral, temperatura ambiente e reagentes em soluções diluídas); podemos, por exemplo, obter cloreto de prata coloidal pela reação:



Moinho coloidal vibratório utilizado na fabricação de produtos como os farmacêuticos e os alimentícios.

5 >>> Propriedades dos coloides

As propriedades dos coloides dependem principalmente de dois fatores: o **tamanho das partículas** e os chamados **fenômenos de superfície**.

5.1. Tamanho das partículas

A influência do tamanho das partículas pode ser observada em vários fenômenos, como descrevemos abaixo:

- **sedimentação** – num sistema coloidal, as partículas não se sedimentam (separam) espontaneamente ou, quando isso acontece, a separação é muito lenta. Pode-se constatar esse fato pingando algumas gotas de cola branca comum em um pouco de água e agitando – o sistema coloidal se mantém durante muito tempo. Em alguns casos, a separação das partículas pode ser feita com centrífugas de altíssima rotação, denominadas **ultracentrífugas**.

Elas são usadas, por exemplo, na separação de componentes do sangue e no estudo de moléstias cardíacas;

- **filtração** – devido a seu tamanho reduzido, as partículas coloidais atravessam os filtros comuns de laboratório. Em certos casos, a retenção das partículas coloidais pode ser feita com o uso de **ultrafiltros**, que são providos de placas gelatinosas filtrantes de porosidade extremamente fina;



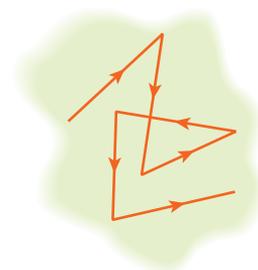
Ultracentrífuga.



ENVIROCHEMIE

Sistema de ultrafiltração em indústria farmacêutica. (Jaguariúna, São Paulo.)

- **movimento browniano** – microscópios especiais permitem ver as partículas coloidais. Nota-se então que elas estão em movimento constante, perpétuo e em ziguezague – é o chamado **movimento browniano**, nome dado em homenagem ao cientista que o descobriu: Robert Brown (1773-1858). Esse movimento resulta dos choques das moléculas do dispersante contra as partículas coloidais;
- **efeito Tyndall** – é o rastro luminoso que notamos quando um feixe intenso de luz (como o raio *laser*) atravessa um sistema coloidal. É o mesmo fenômeno que notamos ao acender os faróis de um carro numa noite com



ADILSON SECCO

Esquema do movimento browniano.

neblina. Esse fato ocorre porque a luz se dispersa em todas as direções quando encontra as gotículas de água, de tamanho coloidal. O nome do fenômeno foi dado em homenagem ao cientista que o descobriu: John Tyndall (1820-1893).



Veículo com farol aceso na neblina. Podemos visualizar o efeito Tyndall.

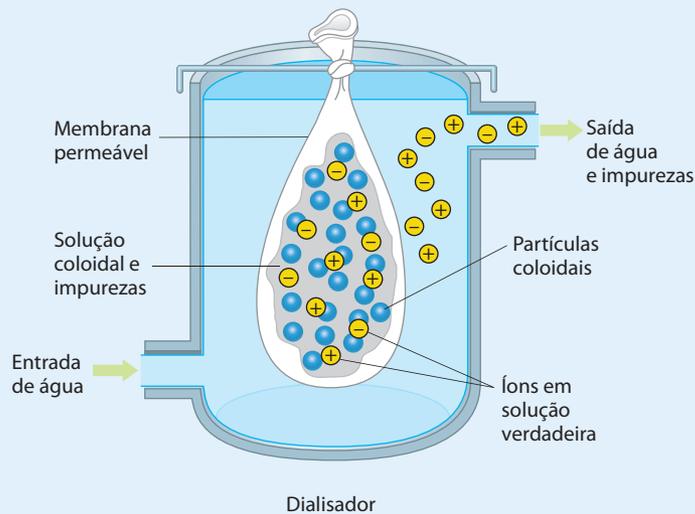
Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.



A purificação dos coloides e a hemodiálise

Um dos processos de purificação dos coloides é a chamada **diálise**. Na diálise, a solução coloidal é colocada dentro de uma membrana permeável (por exemplo, celofane), e o líquido é forçado a circular ao redor dela (na verdade, o líquido atravessa a membrana). Como as partículas coloidais não saem (ou saem muito lentamente) através da membrana, elas são lavadas de suas impurezas (evidentemente, apenas das impurezas solúveis no líquido); desse modo, o fluxo contínuo do líquido carrega as impurezas para fora da membrana permeável.

ADILSON SECCO



Dialisador
[Representação esquemática sem escala; cores-fantasia.]

Nossos rins funcionam como poderosos **dialisadores**. Eles separam as substâncias nocivas (que normalmente são eliminadas pela urina) das substâncias coloidais que devem permanecer no sangue. Quando os rins falham, a pessoa corre risco de morte. Uma das soluções é recorrer à **hemodiálise**, processo em que equipamentos hospitalares realizam uma diálise semelhante àquela que é feita pelos rins.

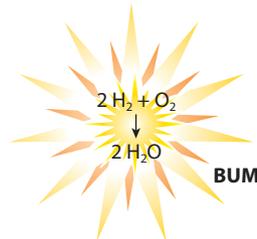


LAURENT H. AMERICAIN/BSIP/AGB

No estudo das propriedades dos colóides, outro fato importante a considerar é que as propriedades de um material na forma de **pó muito fino** são, em geral, muito diferentes das propriedades do mesmo material em **pedaços** ou **blocos**. Por exemplo:



O alumínio em pó muito fino é altamente inflamável, isto é, pode "pegar" fogo espontaneamente ($4 Al + 3 O_2 \longrightarrow 2 Al_2O_3$). Isso não acontece com um bloco de alumínio.



Uma mistura de H_2 e O_2 não reage, em condições ambientes. No entanto, basta adicionar a ela uma "pitada" de platina em pó e irá ocorrer uma explosão ($2 H_2 + O_2 \longrightarrow 2 H_2O$). Isso não acontece com um pedaço de platina.



Um objeto de ouro é reconhecido por sua típica cor dourada. No entanto, uma solução de ouro coloidal tem coloração vinho.

As propriedades das partículas de tamanho diminuto têm muitas aplicações tecnológicas, como por exemplo:



Um tipo de carvão especial, chamado **carvão ativado**, é usado em filtros de água para reter impurezas.



Pequenas partículas de sílica são utilizadas em cremes dentais como agentes abrasivos que auxiliam na limpeza dos dentes.



Com o nome genérico de "cargas", certas **argilas** (fórmulas do tipo $Al_2O_3 \cdot 2 SiO_2 \cdot 2 H_2O$ e variantes) são adicionadas a plásticos, papéis etc. para torná-los mais resistentes. A grafite para lápis desta foto contém argila e água. (Imagem colorizada artificialmente; aumento de 20 vezes.)

5.2. Fenômenos de superfície

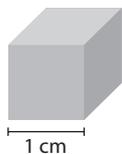
Dois fatos importantes devem ser ressaltados:

- um material finamente dividido apresenta uma grande área superficial;
- na superfície das partículas surgem forças especiais que não são notadas no material em bloco.

Vamos então detalhar melhor esses dois fenômenos.

a) Área superficial das partículas

Cubo de ferro



Imagine um pequeno cubo de ferro de aresta igual a 1 cm. Cada face desse cubo terá 1 cm^2 e, como são 6 faces, a área total da superfície do cubo será $6 \cdot 1 \Rightarrow 6 \text{ cm}^2$. Considerando que a densidade do ferro é $7,8 \text{ g/cm}^3$, esse cubo “pesará” 7,8 g.

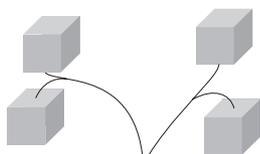
1º corte



2 novas faces

Se o cubo for cortado ao meio, surgirão duas novas faces de 1 cm^2 , totalizando 2 cm^2 de novas superfícies. Os mesmos 7,8 g de ferro terão agora uma área total de: $6 + 1 \cdot 2 \Rightarrow 8 \text{ cm}^2$.

2º corte



4 novas faces

Um novo corte irá expor quatro novas faces, totalizando mais 2 cm^2 de novas superfícies. Temos então: $6 + 2 \cdot 2 \Rightarrow 10 \text{ cm}^2$ de área total.

1 bilhão de cortes



Após 1 bilhão de cortes, os 7,8 g de ferro terão sido reduzidos a um pó muito fino, que terá uma área superficial total de: $6 + 1.000.000.000 \cdot 2 \Rightarrow \approx 2.000.000.000 \text{ cm}^2$ ou 200.000 m^2 , o que corresponde à área aproximada de 50 campos de futebol.

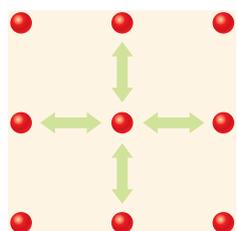
Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

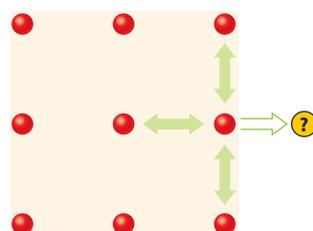
b) Forças de superfície

Na superfície das partículas existem forças especiais, que não são notadas na superfície do mesmo material em pedaços ou blocos maiores. A explicação da origem dessas forças não é simples e constitui um desafio que os cientistas estão procurando resolver em nossos dias. A seguir damos uma explicação muito rudimentar para esse fato. Imagine uma pequena partícula metálica, com seus átomos agrupados num reticulado cristalino:

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO



Um átomo que está no interior do reticulado tem suas forças de coesão e de repulsão perfeitamente equilibradas com os átomos vizinhos.



Um átomo que está na superfície do reticulado terá uma força para “fora” do reticulado, que poderá interagir com o meio externo (e em um pó muito fino a maior parte dos átomos está na superfície).

[Representações esquemáticas sem escala; cores-fantasia.]

Como resultado de sua grande área superficial e dessas forças “excedentes” na superfície, as partículas coloidais dão origem aos chamados **fenômenos de superfície**. Um dos mais importantes é a **adsorção**, que é a retenção de átomos, moléculas ou íons menores na superfície da partícula coloidal. É importante não confundir **adsorção** com **absorção**; assim, por exemplo, uma esponja **absorve** um volume de água, no máximo, igual ao seu próprio volume; no entanto, a platina em pó, por exemplo, **adsorve** um volume de gás hidrogênio cerca de 10.000 vezes maior que seu próprio volume.

Absorção é a retenção de um material **no interior** dos poros de um segundo material;
Adsorção é a retenção de um material **na superfície** de outro, por meio de forças de superfície.

Dois casos importantes de adsorção pelas partículas coloidais devem ser considerados:

- **Adsorção seletiva de íons** – dependendo de sua própria natureza, certas partículas coloidais podem adsorver preferencialmente íons positivos ou íons negativos. Tendo cargas elétricas de mesmo sinal, as partículas coloidais se repelem. Esse fato diminui a tendência dessas partículas de se aglomerar em partículas maiores, que acabariam precipitando (e não havendo precipitação, dizemos que o coloide é mais estável).

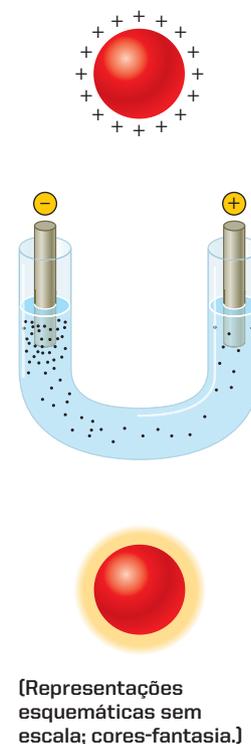
Outra consequência das cargas elétricas é quando uma solução coloidal é submetida a um campo elétrico. Nesse caso, **todas as partículas coloidais migram para o mesmo eletrodo**; esse fenômeno é denominado **eletroforese**, podendo ainda ser chamado de:

- **cataforese**, quando as partículas migram para o catodo (polo negativo);
- **anforese**, quando as partículas migram para o anodo (polo positivo).

A eletroforese é usada, por exemplo, para a separação de proteínas, em estudos de biologia, de bioquímica, ou de medicina.

- **Adsorção do dispersante** – que leva à formação de uma “película” de moléculas do dispersante em torno da partícula coloidal. Essa “película” é denominada **camada de solvatação** e evita o contato direto entre as partículas coloidais e, conseqüentemente, sua aglomeração e precipitação.

Desse modo, podemos chegar à seguinte conclusão quanto à estabilidade, isto é, a não precipitação dos coloides:



ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

<p>Partículas sem carga elétrica e sem camada de solvatação</p>	<p>Partículas com camada de solvatação</p>	<p>Partículas com cargas elétricas e com camada de solvatação</p>
	<p>Partículas com cargas elétricas (positivas ou negativas)</p>	
Estabilidade mínima	Estabilidade intermediária	Estabilidade máxima

Situação predominante nos coloides líófilos

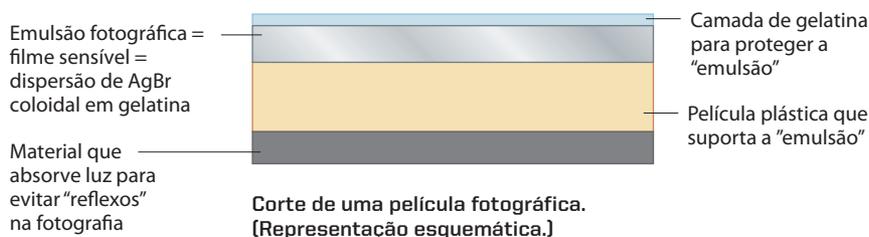
Situação predominante nos coloides líófilos

(Representações esquemáticas sem escala; cores-fantasia.)

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

Entendemos assim a razão do uso do chamado **coloide protetor**, que é um coloide líofilo que se adiciona a um coloide líofobo para aumentar a estabilidade deste último. Em nosso dia a dia, encontramos muitos exemplos de estabilização de coloides:

- quando lavamos roupa, as gotículas de gordura se dispersam na água, com o auxílio dos sabões ou detergentes;
- ação semelhante à dos detergentes tem a bile, que age em nossos intestinos solubilizando as gorduras e permitindo sua digestão e absorção pelo organismo;
- na fabricação de maionese, as gotículas de óleo de cozinha se dispersam no vinagre, “protegidas” por coloides existentes na gema do ovo;
- na fabricação de muitos alimentos são usados “emulsificantes” ou “estabilizantes” artificiais (como, por exemplo, fosfatos ou polifosfatos de sódio ou de potássio) para aumentar a durabilidade de alimentos que contêm ovos, leite, gelatina etc.;
- nos filmes fotográficos, o AgBr e os átomos de prata formados pela decomposição do AgBr quando o filme é exposto à luz ficam protegidos por dispersão na gelatina.



ADILSON SECCO

6 Precipitação dos coloides

Pelo explicado no item anterior concluímos que, para precipitar (coagular, flocular ou pectizar) um coloide, devemos:

- neutralizar as cargas elétricas das partículas**, o que normalmente é feito pela **adição de eletrólitos**; por exemplo, a adição de suco de laranja (ácido) pode coagular o leite; assim, se as partículas coloidais são positivas, é interessante que o eletrólito tenha íons negativos com a maior carga possível (PO_4^{3-} é mais eficiente que Cl^-); o contrário acontece com as partículas coloidais negativas;
- eliminar a camada de solvatação**, o que é feito, em geral, por **mudança de solvente**; por exemplo, o verniz tradicional é uma solução de goma-laca em álcool; despejando-o em água, há uma turvação, que indica a precipitação da goma-laca, que é insolúvel em água.



FABIO COLOMBINI

Muitas argilas, ao serem carregadas pelos rios, coagulam-se e precipitam quando a água doce encontra o sal (Na^+ e Cl^-) do mar; nos deltas dos rios, muitas ilhas se formam por esse processo, que chega a demorar milênios; foi assim, por exemplo, que se formaram a Ilha de Marajó (na foto, 2004), na foz do rio Amazonas, e as ilhas do delta do rio Nilo, no Egito.



MAURICIO SIMONETTI/PULSAR IMAGENS

É bastante comum, nas cidades grandes e industrializadas, o ar estar poluído pelo **smog**, expressão que é a junção das palavras inglesas **smoke** (fumaça coloidal) e **fog** (neblina coloidal). (São Paulo, Capital, 2007.)



Questões

Registre as respostas em seu caderno

- a) Onde são encontrados, naturalmente, os sistemas coloidais? Quando eles devem ser sintetizados?
- b) A adição de solutos a solventes pode originar três tipos de sistemas (dispersões):

Tipo de mistura	Efeito da luz	Sedimentação	Separação
I	Refletem a luz	Não sedimentam	Separáveis apenas por membrana semipermeável
II	Opacas	Sedimentam rapidamente	Separáveis por filtro
III	Transparentes	Não sedimentam	Não são separáveis por filtros ou por membrana semipermeável

- Qual das misturas representa uma solução?
 - Qual das misturas representa uma suspensão?
 - Indique uma mistura que representa um sistema coloidal.
- c) Explique o que é o fenômeno de adsorção e pesquise exemplos de aplicações que o envolvem.



Atividades práticas

Registre as respostas em seu caderno

ATENÇÃO

- Nenhum dos reagentes deve ter contato com a pele, boca e olhos, nem deve ser aproximado do nariz.
- Óculos de segurança, luvas e aventais protetores são obrigatórios.

1ª) Preparação de maionese

Material

- 1 copo
- 1 colher de sopa
- 1 xícara de chá
- Liquidificador
- 1 gema de ovo
- Limão ou vinagre
- Óleo comestível

Procedimento

- Coloque 1 gema de ovo e 1 colher de sopa de suco de limão (ou vinagre) em um copo. Misture bem. Anote suas observações.
- Transfira a mistura feita para um liquidificador e ligue-o em velocidade baixa.
- Adicione lentamente 1 xícara de óleo à mistura, com o liquidificador ainda ligado.
- Deixe o liquidificador por mais 2 minutos e então desligue-o. Observe a mistura formada e anote suas observações.
- Experimente a mistura obtida.

Perguntas

- a) Qual é o tipo de mistura formada entre o limão (ou vinagre) e o óleo?

- b) Qual é o tipo de mistura formada ao final do experimento?

- c) Qual é o papel da gema de ovo na mistura?

- d) Por que é necessário agitar tanto a mistura (liquidificador)?

2ª) Preparação de tintas

Material

- Almofariz e pistilo
- 2 béqueres
- Proveta de 50 mL
- 1 colher de sopa
- Bastão de vidro
- 1 pedaço de tijolo vermelho
- Água
- Ovo
- Giz colorido
- Cola branca

Procedimento

Tinta vermelha opaca

- No almofariz, com o auxílio do pistilo, macere (triture) bem o pedaço de tijolo.
- Adicione um pouco de água e termine de triturar o tijolo. Mexa até obter uma pasta (isso demora um pouco).

- Passe para um béquer duas colheres de sopa da pasta de tijolo que você acabou de preparar.
- No outro béquer, bata bem, com um bastão de vidro, uma gema de ovo.
- Adicione a gema de ovo batida à pasta de tijolo e misture muito bem. A tinta está pronta para ser utilizada.

Tinta brilhante

- No almofariz, com o auxílio do pistilo, triture dois bastões de giz coloridos.
- Coloque 50 mL de água em um béquer.

- Adicione o pó de giz ao béquer com água.
- Adicione à mistura de pó de giz e água uma colher de sopa de cola branca. Misture bem.

Perguntas

- Qual material é utilizado como pigmento no primeiro procedimento?
- Qual material é utilizado como pigmento no segundo procedimento?
- Qual material é o dispersante e qual é o emulsificante em cada um dos procedimentos realizados?

Exercícios básicos

Registre as respostas em seu caderno

- (UEPG-PR) Qual é a alternativa que **não** caracteriza solução coloidal.
 - aerossol — nuvens
 - aerossol — fumaça de cigarro
 - espuma — espuma de sabão
 - emulsão — maionese
 - suspensão — água barrenta
- Em relação às afirmações:
 - Sol é uma dispersão coloidal na qual o dispersante e o disperso são sólidos.
 - Gel é uma dispersão coloidal na qual o dispersante é sólido e o disperso é líquido.
 - A passagem de sol para gel é chamada peptização.
 - A passagem de gel a sol é chamada peptização.
 São corretas as afirmações:
 - 1 e 2.
 - 2 e 3.
 - 1, 3 e 4.
 - 2, 3 e 4.
 - todas.
- (USC-SP) A característica que melhor diferencia soluções verdadeiras de dispersões coloidais e de suspensões é:
 - ação da gravidade sobre as partículas.
 - visibilidade das partículas ao microscópio comum.
 - ação de filtro comum sobre as partículas.
 - dimensão das partículas.
 - ação de ultracentrifugadores sobre as partículas.
- Qual é a resposta **falsa**. Relativamente aos coloides, podemos afirmar que:
 - um coloide tem velocidade de difusão inferior ao cloreto de sódio.
 - não se consegue preparar soluções coloidais de substâncias sólidas insolúveis.
 - alguns coloides são constituídos de moléculas bem-definidas.
 - de maneira geral um coloide se cristaliza com dificuldade.
- (Mackenzie-SP) O efeito Tyndall é observado quando:
 - um eletrólito é adicionado a uma solução coloidal.
 - uma corrente elétrica atravessa uma solução ou dispersão coloidal.
 - um feixe luminoso atravessa uma solução coloidal.
 - aquecemos um sol.
 - aquecemos um gel.
- As partículas de um coloide hidrófobo podem ser separadas de uma dispersão aquosa (sol) por todos os métodos abaixo, exceto:
 - adição à solução de um eletrólito apropriado.
 - filtração através de papel de filtro comum.
 - ultracentrifugação.
 - coagulação.
 - diálise.
- (PUC-SP) Concernente a uma solução coloidal líquida é **incorreto** dizer que:
 - é heterogênea.
 - pode ser desdobrada por processos mecânicos especiais.
 - sob a ação de um campo elétrico, parte das partículas vai para o polo positivo e outra para o polo negativo.
 - o disperso pode ser representado por moléculas.
 - é sensível, em geral, à mudança do solvente.

Exercícios complementares

Registre as respostas em seu caderno

8. (Fuvest-SP) Azeite e vinagre, quando misturados, separam-se logo em duas camadas. Porém, adicionando-se gema de ovo e agitando-se a mistura, obtém-se a maionese, que é uma dispersão coloidal. Nesse caso, a gema de ovo atua como um agente:

- a) emulsificador.
- b) hidrolisante.
- c) oxidante.
- d) redutor.
- e) catalisador.

9. (UEL-PR)

Os sistemas coloidais estão presentes, no cotidiano, desde as primeiras horas do dia, na higiene pessoal (sabonete, xampu, pasta de dente e creme de barbear), na maquiagem (alguns cosméticos) e no café da manhã (manteiga, cremes vegetais e geleias de frutas). No caminho para o trabalho (neblina e fumaça), no almoço (alguns temperos e cremes) e no entardecer (cerveja, refrigerante ou sorvetes). Os coloides estão ainda presentes em diversos processos de produção de bens de consumo como, por exemplo, o da água potável. São também muito importantes os coloides biológicos tais como o sangue, o humor vítreo e o cristalino.

Adaptado de JAFELICI J., M., VARANDA, L. C. O mundo dos coloides. *Química Nova na Escola*. n. 9, 1999, p. (9-13.)

Com base no texto e nos conhecimentos sobre coloides, é correto afirmar:

- a) A diálise é um processo de filtração no qual membranas especiais não permitem a passagem de solutos, mas sim de coloides que estão em uma mesma fase dispersa.
- b) As partículas dos sistemas coloidais são tão pequenas que a sua área superficial é quase desprezível.
- c) As partículas coloidais apresentam movimento contínuo e desordenado denominado movimento browniano.
- d) O efeito Tyndall é uma propriedade que se observa nos sistemas coloidais e nos sistemas de soluções, devido ao tamanho de suas partículas.
- e) Os plásticos pigmentados e as tintas são excluídos dos sistemas coloidais.

10. (ITA-SP) Durante a utilização de um extintor de incêndio de dióxido de carbono, verifica-se formação de um aerossol esbranquiçado e também que a temperatura do gás ejetado é consideravelmente menor do que a temperatura ambiente. Considerando que o dióxido de carbono seja puro, qual é a opção que indica a(s) substância(s) que torna(m) o aerossol visível a olho nu.

- a) Água no estado líquido.
- b) Dióxido de carbono no estado líquido.
- c) Dióxido de carbono no estado gasoso.
- d) Dióxido de carbono no estado gasoso e água no estado líquido.
- e) Dióxido de carbono no estado gasoso e água no estado gasoso.

7 A explosão da nanociência e da nanotecnologia

Nos últimos 40 anos, a ciência e a tecnologia têm caminhado para a **miniaturização** dos mais diversos equipamentos e aparelhos. Um exemplo interessante aconteceu (e acontece) no campo da computação. Os computadores tornaram-se menores, com muito mais recursos e menor consumo de energia. Além de trazer mais comodidade aos usuários, essa tendência é ecologicamente correta por representar menor gasto de matéria, maior economia de energia e menor geração de resíduos.



1,2 MB
(1980)



1,44 MB
(1987)



700 MB
(1997)



256 GB
(2009)

Evolução dos dispositivos removíveis de armazenamento de dados nos últimos anos.

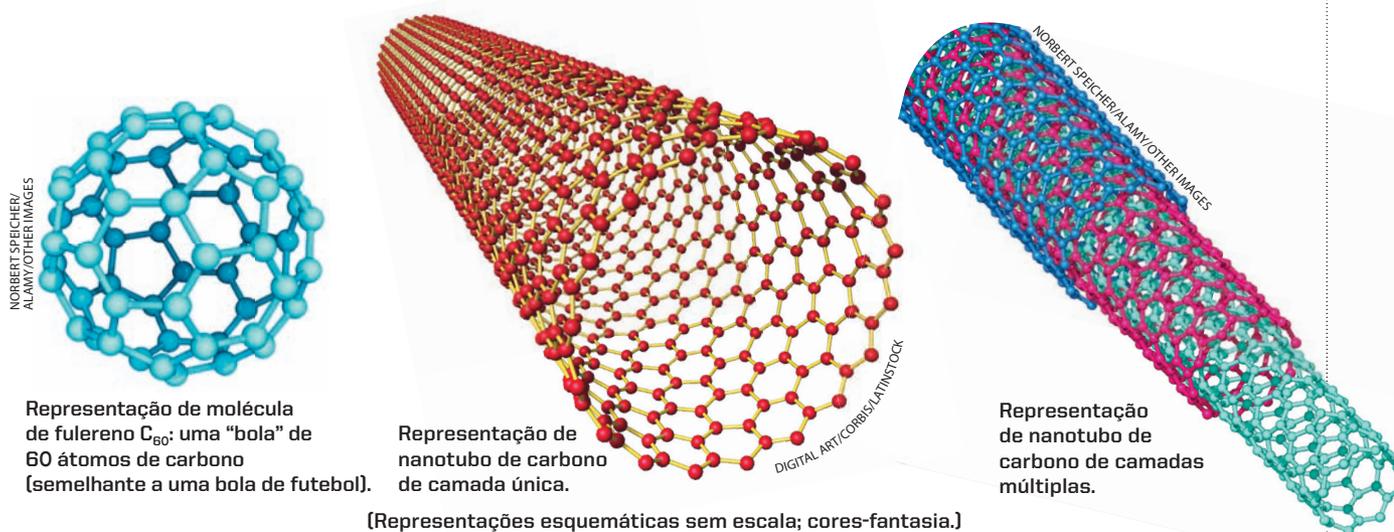
Coincidentemente tem havido, nesse período, um grande aumento do conhecimento científico e do desenvolvimento tecnológico com respeito às partículas de tamanho nanométrico – as chamadas **nanopartículas** – especialmente na região de 1 a 100 nanômetros. Recordemos que: 1 nanometro = 1 nm = 10^{-9} metros. O prefixo **nano** vem do grego e significa “anão” e deu origem a várias palavras da língua portuguesa, como nanico, nanismo etc.

O grande desenvolvimento da nanociência e da nanotecnologia contou com conhecimentos trazidos da Química, da Física, da Biologia, das Ciências dos Materiais e, evidentemente, da Ciência Coloidal. Na realidade, ocorreu uma “fusão” de conhecimentos entre essas várias disciplinas, de modo que, atualmente, podemos dizer que a nanociência e a nanotecnologia são áreas de conhecimento multi e interdisciplinares.

Por isso, costuma-se dizer que **no universo nanométrico todas as ciências se encontram**. É uma área em rápido desenvolvimento, em todo o mundo, e nela trabalham muitos cientistas de renome. É também uma área em que foram criados aparelhos e equipamentos especiais, que nem seriam imaginados há algumas décadas. Por fim, note como todo esse movimento nos mostra como a **ciência evolui** e como **novas áreas de conhecimento** acabam surgindo na atualidade.

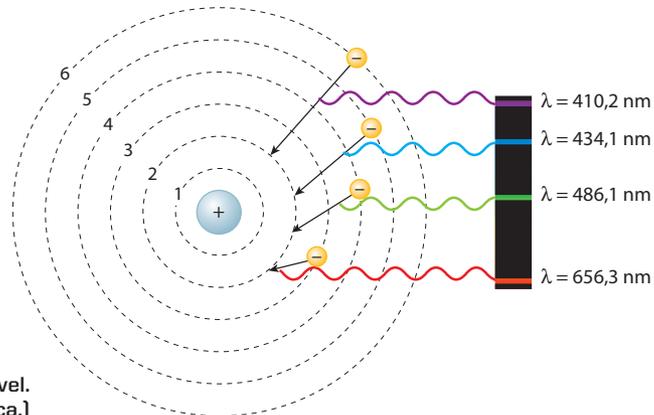
Vamos então citar alguns pontos importantes dessa evolução:

- A **Química Experimental** evoluiu enormemente. Atualmente, pelos processos de **análise**, conhecemos a estrutura tridimensional exata de moléculas muito complexas. Pelos processos de **síntese**, conseguimos “montar” moléculas “sob medida”. Houve também a descoberta de novas estruturas, que apresentam propriedades físicas e químicas totalmente novas; dois exemplos importantes foram as descobertas dos fulerenos e dos nanotubos de carbono.



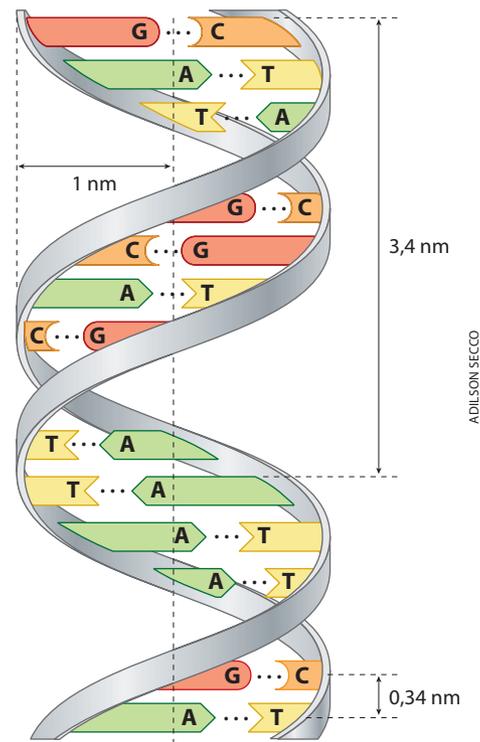
Os fulerenos foram descobertos em 1985 pelos cientistas Robert Curl (1933-), Richard Smalley (1943-2005) e Harold Kroto (1939-), que em 1996 receberam o Prêmio Nobel de Química por essa descoberta. Os nanotubos de carbono foram descobertos em 1991 pelo físico japonês Sumio Iijima; são tubos formados por “folhas” enroladas de átomos de carbono dispostos em forma hexagonal, semelhante à do grafite. Os nanotubos de carbono têm de 2 a 3 nm de diâmetro, de modo que são necessários milhares desses tubos, lado a lado, para atingir a espessura de um fio de cabelo.

- A **Química Computacional** já expandiu o seu domínio para a nanoescala. Além de prever estruturas moleculares e níveis de energias com altíssima precisão, tem sido possível projetar moléculas capazes de interagir especificamente com os sítios ativos de biomoléculas bastante complexas, como as proteínas. De fato, todo o planejamento de fármacos atualmente vem sendo conduzido com o apoio da Química Computacional. Essa mesma abordagem está sendo utilizada no planejamento de catalisadores mais eficientes, de polímeros condutores, materiais luminescentes e nanoestruturas complexas.
- A **Física** tem enfrentado grandes desafios. Propriedades novas e inesperadas surgem quando se chega à escala nanométrica. A natureza e as movimentações dos elétrons, por exemplo, escapam às leis da Física Clássica. Somente a Física Quântica tenta explicar os novos fenômenos que fogem à lógica dos fatos convencionais.



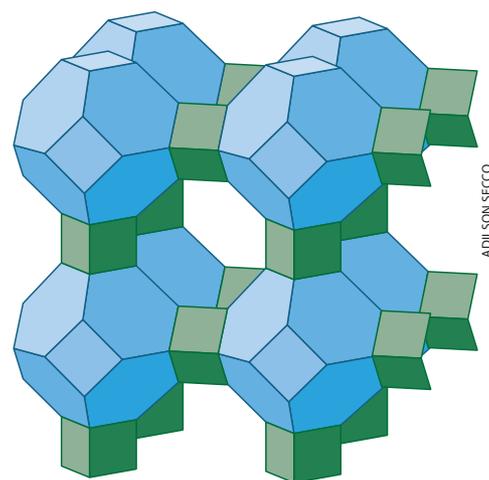
- A **Biologia Molecular** desvendou a estrutura de muitas das chamadas “moléculas da vida” – proteínas, enzimas, DNA etc. As moléculas de DNA se “replicam”, isto é, produzem outras moléculas semelhantes a si próprias. Além disso, elas agem como “moldes” na produção de proteínas, enzimas etc., com estruturas muito bem definidas. Enfim, as “moléculas da vida” atuam em harmonia, criando e mantendo em funcionamento a “máquina biológica” que caracteriza cada organismo vivo. Se olharmos minuciosamente os processos biológicos, vamos ver que a maioria tem lugar em sistemas organizados, em que as moléculas se comunicam, realizam ações coordenadas no espaço e no tempo. Essas moléculas ou biomoléculas, como as proteínas e enzimas, trabalham como nanomáquinas, produzindo compostos químicos, convertendo energia e realizando trabalho. Na natureza, esse caminho já foi trilhado pela evolução química ao longo de milhões de anos, até chegar aos seres vivos. Atualmente, máquinas moleculares *artificiais* já estão sendo produzidas nos laboratórios de Química, e algum dia poderão substituir grande parte da parafernália eletrônica existente atualmente, por dispositivos orgânicos, como os constituintes do sistema mais perfeito já concebido, o ser humano. Enfim, os cientistas estão estudando todo o processo envolvido no funcionamento dos seres vivos e tentando imitá-los – esta é a área de pesquisa da chamada **Química Supramolecular**. Atualmente, ela é considerada o caminho natural para o desenvolvimento da **Nanotecnologia Molecular**, em que as unidades de montagem são as moléculas.

- A **Ciência dos Materiais** estudou muitos materiais da natureza, suas propriedades, e procurou também copiá-los. Um exemplo é dado pelas **zeólitas**. As zeólitas naturais são aluminossilicatos hidratados, como por exemplo $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 3 \text{SiO}_2 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$, que se originaram da reação de rochas vulcânicas com águas alcalinas do subsolo. Elas têm estruturas espaciais dotadas de poros, cavidades e canais da ordem de 50 nm. Nesses poros ficam alojados íons de metais alcalinos e alcalino terrosos, que podem sofrer “troca iônica” com outros íons – daí o uso de zeólitas na purificação de “águas duras”, isto é, águas com excesso de íons Ca^{2+} e Mg^{2+} . Atualmente, são fabricadas grandes quantidades de zeólitas sintéticas, que são usadas na agricultura, em detergentes e como “peneiras moleculares” na separação e purificação de misturas gasosas e de soluções aquosas.



Estrutura do DNA. (Representação esquemática; cores-fantasia.)

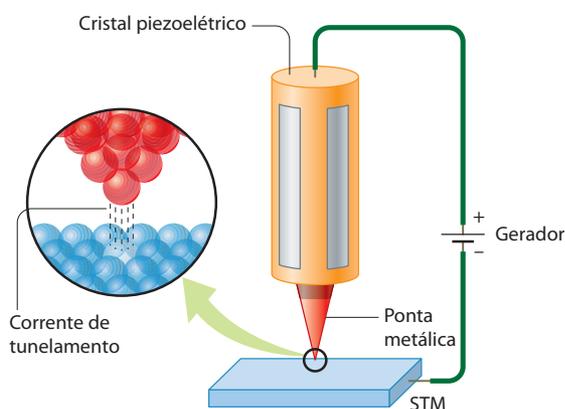
ADILSON SECCO



Estrutura de uma zeólita. (Representação esquemática sem escala; cores-fantasia.)

ADILSON SECCO

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.



Esquema simplificado do funcionamento de um microscópio eletrônico de tunelamento. (Representação sem escala; cores-fantasia.)

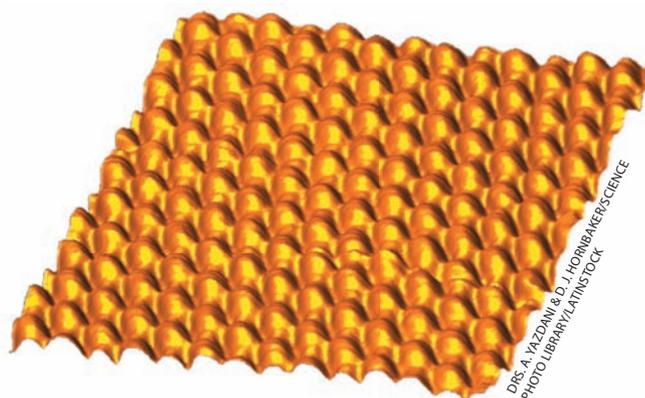
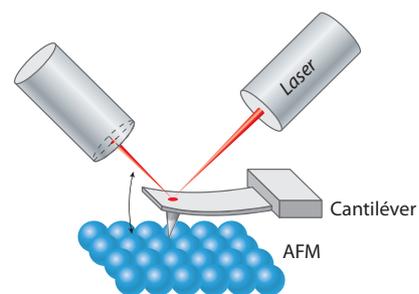


Imagem colorizada, obtida por microscópio de tunelamento, mostrando os átomos de uma superfície de cobre.

- **Microscópio de força atômica (AFM – Atomic Force Microscope):** de certa forma é uma variante do anterior, no qual um raio *laser* reflete-se na base da sonda, reproduzindo seus movimentos com maior sensibilidade e precisão.

As sondas são também usadas como “canetas-tinteiro” para escrever palavras, depositando átomos ou moléculas, um a um, sobre superfícies planas. Em 1989, dois engenheiros – Don Eigler e Erhard Schweizer – escreveram o logotipo da empresa em que trabalhavam pousando 35 átomos de xenônio sobre uma superfície de níquel.



Esquema simplificado do funcionamento de um microscópio de força atômica. (Representação sem escala; cores-fantasia.)

- **A evolução dos computadores (*hardware*) e dos programas dos computadores (*softwares*)** foi fundamental para as pesquisas em nanociência e nanotecnologia. Por exemplo, é importante entender que os microscópios descritos na página anterior não permitem “ver” átomos e moléculas, na acepção usual da palavra. Na verdade, as imagens são “montadas” nas telas dos computadores a partir dos cálculos das medidas realizadas pelo “microscópio”. Pode-se até mesmo ter imagens diferentes do mesmo objeto, em função das medidas investigadas, como, por exemplo, condutividade elétrica, interações magnéticas, forças de atrito etc.

8 >>> A nanofabricação

Atualmente consegue-se produzir partículas, tubos, peneiras e outros materiais nanométricos com tamanhos controlados e estruturas bem definidas. Consegue-se também “prender”, na superfície ou no interior das partículas, moléculas com finalidades específicas, como medicamentos, corantes etc.

Os processos de produção de materiais nanométricos costumam ser classificados em:

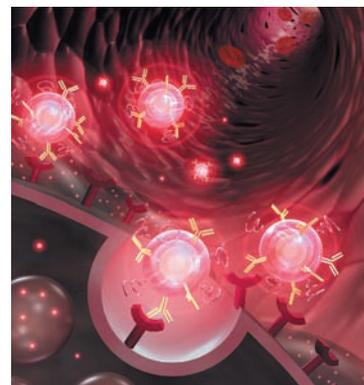
a) **processos de miniaturização ou “cima para baixo”** (*top-down*), que partem de estruturas maiores e as reduzem até o tamanho nanométrico (lembram a ideia dos processos de fragmentação dos coloides que vimos à página 73). Por exemplo:

- a produção de nanotubos de carbono por meio de descargas elétricas entre dois eletrodos de grafite (outro processo de produção de nanotubos é por decomposição de gases que contêm carbono, como metano, acetileno etc., em altas temperaturas);
- o uso do microscópio de força atômica como “caneta” para montar as mais diversas estruturas;
- o uso de técnicas derivadas da fabricação de microprocessadores de silício (usados em computadores) para produzir estruturas de tamanho inferior a 100 nm.

Principalmente essas últimas técnicas são caras, demoradas e ainda não se prestam à produção em escala.

b) **processos de montagem ou “baixo para cima”** (*bottom-up*), nos quais moléculas são reunidas em sequências bem definidas para se chegar a “aglomerados” nanométricos (que lembram os processos de aglomeração dos coloides, que vimos à página 73) – é a chamada **nanotecnologia molecular**. Nesses processos criam-se moléculas com estruturas apropriadas, capazes de “reconhecer” e “atrair” seletivamente outras moléculas de modo a formar estruturas cada vez maiores (é o campo da chamada **Química Supramolecular**). Por exemplo:

- *quantum dots* (pontos de luz) são cristais formados por apenas algumas dezenas de átomos, como por exemplo de CdSe, e que são estabilizados por substâncias orgânicas. Eles são usados como **marcadores biológicos**, pois se ligam a proteínas e ácidos nucleicos das células vivas e tornam-se fluorescentes ao receber luz de comprimento de onda apropriado.
- No entanto, o grande “sonho” dos cientistas é conseguir imitar as “nanomáquinas biológicas”. De fato, as células vivas funcionam como “fábricas” de grande precisão; nelas ocorrem processos inteligentes nos quais as moléculas se reproduzem, crescem, geram energia e movimento e fabricam todo o tipo de novas moléculas necessárias à manutenção da vida. E tudo isso em escala nanométrica e com o máximo de economia em matéria e energia.



Representação de nanopartículas de *quantum dots* sendo fixadas em um tumor na parede de um vaso sanguíneo.

KENNETH EDWARD/PR/LATINSTOCK

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

UM POUCO DE HISTÓRIA

Em 1960, o físico estadunidense Richard P. Feynman (1918-1988), Prêmio Nobel de Física de 1965, pronunciou um discurso intitulado “Há muito espaço lá embaixo”, em que fez previsões sobre as grandes possibilidades existentes em um novo mundo, extraordinariamente pequeno. Falou-se na possibilidade de escrever todo o conteúdo dos 30 volumes da *Enciclopédia Britânica* na cabeça de um alfinete. Aventou-se também a possibilidade de construir equipamentos eletrônicos do tamanho do dedo mínimo. Abria-se, assim, o caminho para a miniaturização dos equipamentos eletrônicos modernos.

Em 1974, Norio Taniguchi (1912-1999), da Universidade de Tóquio, propôs o nome **nanotecnologia** para designar os processos de trabalho em escala nanométrica. Desse modo, estabeleceu a distinção entre os trabalhos em microescala (como se trabalhava, na ocasião, com microprocessadores eletrônicos) e um novo campo de trabalho, em escala ainda menor. Taniguchi previu ainda a fabricação de sistemas materiais pela montagem átomo a átomo e molécula a molécula.



Richard P. Feynman.

SHELLEY GAZIN/CORBIS/LATINSTOCK

Em 1981, o engenheiro estadunidense Eric Drexler ampliou e generalizou o termo nanotecnologia e visualizou um futuro com a criação de engrenagens, motores, robôs etc. de tamanho nanométrico e até computadores inteiros do tamanho das células vivas. Como consequência, surgiram ideias que lembram a ficção científica, como por exemplo:

- o “construtor molecular universal” – dispositivo que poderia construir qualquer sistema nanométrico, a partir de átomos ou moléculas isoladas;
- a construção de “nanorrobôs autorreplicantes” que se multiplicariam automática e indefinidamente, escapando ao controle humano.

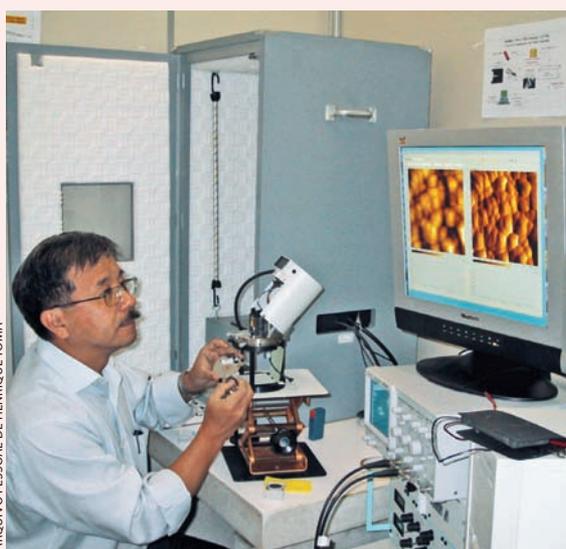
A propósito: O filme de ficção científica *Viagem fantástica*, de 1966, conta a história de um cientista que é miniaturizado e injetado na corrente sanguínea de um paciente para esclarecer as causas de sua doença.



PETER MENZEL/SCIENCE PHOTO LIBRARY/LATINSTOCK

Eric Drexler.

Henrique Eisi Toma



ARQUIVO PESSOAL DE HENRIQUE TOMA

Professor titular e coordenador do Laboratório de Química Supramolecular e Nanotecnologia da Universidade de São Paulo (USP). Graduado em Química, doutorou-se na USP em 1974 e foi pesquisador visitante no California Institute of Technology em 1980. Publicou cerca de 300 artigos científicos em periódicos internacionais, acumulando mais de 4 mil citações até hoje. Orientou 60 teses de mestrado e doutorado e é autor de 8 livros, entre os quais *O mundo nanométrico – a dimensão do novo século*, publicado em 2004. É membro da Academia Brasileira de Ciências. Recebeu cerca de 15 prêmios nacionais e internacionais, incluindo a Comenda Grã-Cruz da Ordem Nacional do Mérito Científico, outorgada pela Presidência da República.

Professor Henrique Toma no Laboratório de Nanotecnologia da Universidade de São Paulo.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

9 >>> Aplicações da nanotecnologia

Os materiais nanométricos têm atualmente uma quantidade enorme de aplicações, que aumentam diariamente num ritmo muito grande. Isso decorre do fato de esses materiais apresentarem propriedades físicas, químicas e biológicas totalmente novas e diferentes dos materiais tradicionais. Calcula-se que as aplicações dos materiais nanométricos atinjam a cifra de 1 trilhão de dólares até 2015. Vejamos alguns exemplos:

- é bom recordar que, ao fotografar e revelar fotos com os filmes fotográficos tradicionais, estamos aproveitando a formação de partículas coloidais de prata sobre a película;



Negativos e revelações fotográficas coloridas.

EDUARDO SANTALIES TRACID

- a adição de nanopartículas a tecidos pode torná-los mais leves, flexíveis, confortáveis, afastando bactérias e sujeiras e permitindo a melhor transpiração de nosso organismo;



DANIEL MUNOZ/REUTERS/LATINSTOCK

Lisbeth Trickett, recordista mundial dos 100 metros nado livre nas eliminatórias para os Jogos Olímpicos de Beijing, China, 2008, usando maiô cujo tecido contém nanopartículas.

- na área de cosméticos, cremes com nanopartículas penetram na pele de forma controlada e ajudam a remover a sujeira e a oleosidade, mantendo a pele mais hidratada. Protetores solares com nanopartículas de TiO_2 retêm mais eficientemente as radiações ultravioleta;
- películas de nanopartículas sobre o vidro evitam o reflexo da luz em óculos, mostradores em automóveis etc., sem comprometer a transparência do vidro;
- catalisadores, do tipo das zeólitas, são usados para acelerar e “dirigir” muitas reações químicas nas refinarias de petróleo e indústrias petroquímicas;
- peneiras moleculares separam moléculas de poluentes de misturas gasosas (como o ar atmosférico) e de águas residuais das indústrias;
- nanopartículas incorporadas ao papel permitem melhor fixação das tintas, produzindo impressões de melhor qualidade;
- a adição de nanopartículas de argila aos plásticos aumenta sua resistência e leveza e permite, por exemplo, a fabricação de garrafas plásticas que proporcionam maior vida útil às bebidas nelas contidas;
- nanopartículas melhoram o desempenho de lubrificantes, possibilitando o funcionamento, por exemplo, de turbinas de aviões, em temperaturas mais elevadas;
- artigos esportivos como raquetes de tênis, bolas de futebol etc. adquirem melhor qualidade quando fabricados com nanomateriais;



ALEX PARLIN/PROJECTION EMERGING NANOTECHNOLOGIE

Bloqueador solar infantil e adulto elaborado com nanopartículas.



JOSÉ CORDEIRO/AGÊNCIA ESTADO

Geladeira fabricada com nanotecnologia, que inibe a formação de micro-organismos.



EDUARDO SANTALESTRA/CID



EDUARDO SANTALESTRA/CID



EDUARDO SANTALESTRA/CID

Essa bola de futebol, a raquete e o tênis foram produzidos com nanotecnologia.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

- em medicina, tenta-se criar nanopartículas contendo fármacos que seriam liberados lentamente e apenas em determinados locais do organismo (estômago, intestinos etc.) – é a chamada *drug delivery*. Estuda-se até o uso de nanopartículas magnéticas que poderiam chegar apenas a células cancerosas; a aplicação de um campo magnético externo e oscilante agitaria essas nanopartículas e elevaria a temperatura dessas células para 42–44 °C, destruindo-as.



SÉRGIO DOTTA JR./CID

Antibiótico que tem em sua composição nanopartículas de prata.

Questões

Registre as respostas em seu caderno

Leia o texto e responda às questões a seguir:

Ouro se torna magnético em nanoescala

Dois grupos de cientistas, trabalhando de forma independente, anunciaram importantes descobertas sobre o comportamento do ouro em nanoescala. O ouro é um dos elementos mais utilizados pela nanotecnologia devido à sua estabilidade física e química — e as minúsculas quantidades empregadas não tornam o custo uma questão proibitiva. As descobertas são tanto teóricas, obtidas por simulação computacional, quanto práticas, verificadas experimentalmente em laboratório.

Ouro magnético

A equipe do Dr. Uzi Landman, do Instituto de Tecnologia da Geórgia, nos Estados Unidos, relata que as nanopartículas de ouro podem se tornar magnéticas por meio de sua oxigenação quando eles estão em formato de nanofios. Esta oxigenação significa a adição de átomos de oxigênio e não de moléculas de oxigênio (O₂). A descoberta foi feita por meio de simulações computadorizadas.

Ouro condutor ou isolante

Depois que recebem o oxigênio, esses nanofios se comportam como um fio metálico qualquer, capaz de conduzir eletricidade — o ouro em macroescala é um dos melhores condutores de eletricidade que existem. Mas, quando o nanofio cresce além de uma determinada dimensão, ele simplesmente passa a se comportar como um isolante.

Transição metal-isolante

Essa é a primeira vez que se descobre uma transição de metal para isolante em nanoescala, em decorrência unicamente da alteração das dimensões do material, sem qualquer mudança química.

Essa descoberta deverá ter grandes implicações no projeto de circuitos eletrônicos, sistemas microeletromecânicos

(MEMS) e nanomáquinas, já que um nanofio de ouro terá comportamentos opostos dependendo de suas dimensões. Por exemplo, um minúsculo poderá se transformar em uma chave, deixando passar ou impedindo a passagem de uma corrente, apenas pela ação de seu esticamento ou encolhimento.

Utilizando um processo químico, os cientistas demonstraram que não apenas os átomos de ouro mas também os de prata e de cobre podem tornar-se magnéticos. O magnetismo aparece quando essas nanopartículas estão se formando e são circundados por determinadas moléculas orgânicas.

O magnetismo é permanente e tem uma força considerável mesmo à temperatura ambiente. O comportamento magnético foi observado em nanopartículas dos três metais com diâmetros de 2 nanômetros.

Menores magnetos do mundo

Essas nanopartículas podem ser consideradas os menores magnetos já construídos pelo homem. O fato de que o magnetismo se mantém à temperatura ambiente pode significar que essa descoberta fundamental — a magnetização de átomos que são não magnéticos em macroescala — poderá ter importantes implicações tecnológicas no futuro.

Adaptado de *Inovação tecnológica*, 5 mar. 2008. Disponível em: <www.inovacaotecnologica.com.br>. Acesso em: jan. 2010.

- Por que o grupo de cientistas citado no texto optou por trabalhar com o ouro, apesar do preço?
- Segundo o texto, quando o ouro pode tornar-se um isolante?
- Quais outros metais, de acordo com dados experimentais do grupo de cientistas, podem tornar-se magnetos? Como esses metais são classificados segundo a reatividade química?

Exercícios básicos

Registre as respostas em seu caderno

- (Unimar-SP) Nano é um prefixo usado para designar estruturas com um bilionésimo de metro. A nanotecnologia é um ramo da ciência que trabalha com moléculas dessa dimensão. Com 120 patentes de nanoproductos, o Brasil avança a passos largos, sem trocadilhos, nessa área. (Revista *Veja*, 13 Jul. 2005.)

Podemos afirmar que um bilionésimo de metro representa:

- 10⁻⁶.
- 10⁶.
- 10⁻⁹.
- 10⁹.
- 10⁻³.

12. (IES/Funcec-MG) “Nada de ficção científica ou joguinhos sem graça. A NanoAventura, instalada no Parque Portugal, em Campinas, ensina os principais conceitos da nanociência sem subestimar a inteligência das crianças. Elas exploram laboratórios, criam nanocircuitos, desenvolvem medicamentos [...]. Evitamos a solução simplória de usar a ficção científica para aproximar as crianças da nanociência e da nanotecnologia, e mostramos o que os cientistas fazem na vida real. [...] A ETC Group, ONG que combatia ferozmente o plantio de alimentos transgênicos, tem uma nova bandeira, a luta contra os produtos da nanotecnologia, que não estão sujeitos a nenhuma rotulagem ou regulamentação.” (Adaptado de *Época*, dez. 2005.)

A respeito da nanotecnologia, **não** podemos afirmar:

- a) O surgimento de nanobiossensores para monitorar o comportamento das pessoas em lugares públicos ou no trabalho poderá trazer dilemas éticos.
 b) Ainda são necessárias pesquisas que avaliem em profundidade os riscos e benefícios da nanotecnologia.
 c) A regulamentação internacional é uma necessidade que pode evitar o mau uso da nanotecnologia.
 d) A nanotecnologia ainda é uma ciência incompatível com o mundo real, podendo ser aplicada em um futuro próximo de 10 anos.
13. (Unicamp-SP modificada) Os anos 90 constituem a década em que o impacto das chamadas novas tecnologias sobre o trabalho, a vida e a cultura se fez sentir de modo incontornável. Com a disseminação dos computadores e da Internet, com os avanços da biotecnologia e as promessas da nanotecnologia, ficava patente que as inovações tecnológicas não se encontravam apenas nos laboratórios, mas faziam parte do cotidiano das massas urbanas. O acesso à tecnologia tornou-se tão vital que hoje a inclusão social e a própria sobrevivência passam obrigatoriamente pela capacidade que as pessoas têm de se inserir no mundo das máquinas e de acompanhar as ondas da evolução tecnológica. (Adaptado de Laymert Garcia dos Santos, *Politizar as novas tecnologias. O impacto sócio-técnico da informação digital e da genética*. São Paulo: Editora 34, 2003, p. 9-10.) Identifique três das novas tecnologias citadas no texto e aponte um uso para cada uma delas.

14. (UEL-PR) Sistemas em escala nanométrica (1 nanômetro = $1 \cdot 10^{-9}$ metro) representam uma grande evolução na área tecnológica. A “língua eletrônica”, desenvolvida por pesquisadores no Brasil, é um sensor gustativo para avaliação de líquidos. Ela é formada por um conjunto de eletrodos de ouro coberto por uma finíssima camada nanométrica de diversos polímeros inteligentes (plásticos sensíveis às substâncias presentes no líquido).

A língua humana só identifica o doce e o salgado a partir das concentrações 10 mmol/L e 30 mmol/L, respectivamente, enquanto a língua eletrônica é capaz de reconhecer substâncias doces e salgadas a partir da concentração 5 mmol/L. Uma solução aquosa de glicose ($C_6H_{12}O_6$) foi preparada, dissolvendo-se 3 mol do açúcar em 5 litros de solução (Solução A).

Qual é a alternativa que contém a solução cuja concentração de açúcar é sensível às línguas eletrônica e humana, simultaneamente.

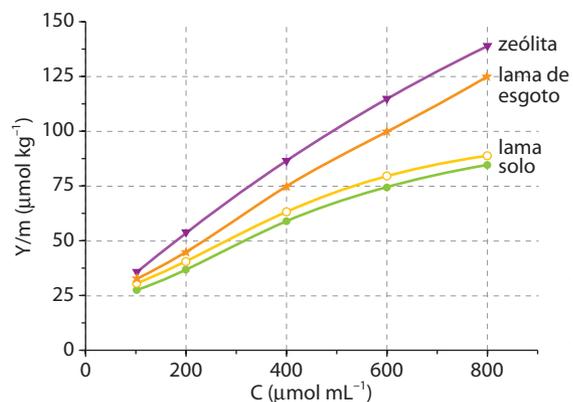
- a) Solução preparada pela transferência de 1 mL da Solução A em um balão volumétrico de 100 mL e o volume completado com água.
 b) Solução preparada pela transferência de 1 mL da Solução A em um balão volumétrico de 1.000 mL e o volume completado com água.

- c) Solução preparada pela transferência de 2 mL da Solução A em um balão volumétrico de 200 mL e o volume completado com água.
 d) Solução preparada pela transferência de 2 mL da Solução A em um balão volumétrico de 500 mL e o volume completado com água.
 e) Solução preparada pela transferência de 1 mL da Solução A em um balão volumétrico de 50 mL e o volume completado com água.

15. (Unifesp) A nanotecnologia é a tecnologia em escala nanométrica ($1\text{nm} = 10^{-9}\text{m}$). A aplicação da nanotecnologia é bastante vasta: medicamentos programados para atingir um determinado alvo, janelas autolimpantes que dispensam o uso de produtos de limpeza, tecidos com capacidade de suportar condições extremas de temperatura e impacto são alguns exemplos de projetos de pesquisas que recebem vultuosos investimentos no mundo inteiro. Vidro autolimpante é aquele que recebe uma camada ultrafina de dióxido de titânio. Essa camada é aplicada no vidro na última etapa de sua fabricação. A espessura de uma camada ultrafina constituída somente por TiO_2 uniformemente distribuído, massa molar 80 g/mol e densidade $4,0\text{g/cm}^3$, depositada em uma janela com dimensões de $50 \cdot 100\text{cm}$, que contém $6 \cdot 10^{20}$ átomos de titânio (constante de Avogadro = $6 \cdot 10^{23}\text{mol}^{-1}$) é igual a:

- a) 4 nm. c) 40 nm. e) 100 nm.
 b) 10 nm. d) 80 nm.

16. (Unicamp-SP) O boro é um micronutriente para plantas com importante papel no processo de germinação e na formação de frutos, de grãos e de sementes. A solubilidade dos sais de boro em água constitui um problema para a correção de deficiência desse elemento, que é facilmente “arrastado” pela chuva. Esse problema pode ser contornado pelo uso de materiais que adsorvem os sais de boro, liberando-os lentamente para a umidade do solo. O gráfico abaixo mostra a quantidade de boro adsorvido (Y/m) por alguns materiais em função da concentração do boro em solução aquosa.



De acordo com o gráfico:

- a) Dos materiais em questão, qual é o mais eficiente para a retenção do boro? Justifique sua resposta.
 b) Para uma concentração de boro de $600\ \mu\text{mol}^{-1}$, quanto o material do item a adsorve a mais que o solo em μmol de boro por tonelada?
 c) Entre as concentrações de 300 e $600\ \mu\text{mol mL}^{-1}$, as adsorções podem ser descritas, aproximadamente, por retas. Levando isso em conta, estabeleça, para o caso da lama de esgoto, a equação da reta que correlaciona Y/m com C .



AS PERSPECTIVAS DA NANOTECNOLOGIA

A nanotecnologia e as nanociências estão se desenvolvendo com uma velocidade sem precedentes, impulsionadas pelas perspectivas de inovação em quase todas as áreas do conhecimento, com uma previsão de mercado acima de um trilhão de dólares já na próxima década. Um dos lemas que têm sido ventilados é que: *a nanotecnologia faz mais, com menos*. Por exemplo, toneladas de catalisadores poderão ser substituídos por quilogramas ou gramas de nanocatalisadores, sem perda de área superficial (vide página 77), reduzindo custo e diminuindo a produção de rejeitos.

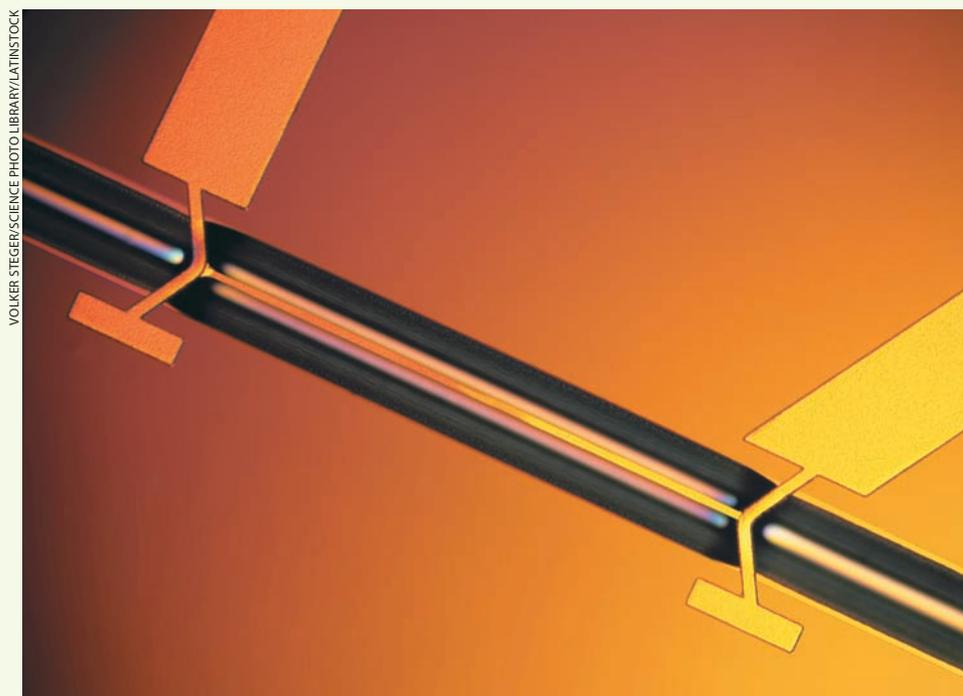
Especialistas costumam apontar quatro fases de desenvolvimento da nanotecnologia:

1ª fase: de nanopartículas “passivas”, que desempenham uma única função simples. É a fase que já está presente nas indústrias atuais. É representada, por exemplo, por nanopartículas dispersas em produtos como papel, plásticos, cosméticos, tintas etc.;

2ª fase: de nanoestruturas “ativas” como as nanopartículas que “carregam” medicamentos até pontos específicos de nosso organismo ou então sensores que “avisam” sobre alterações de propriedades (temperatura, pH etc.) que venham a ocorrer no meio em que se encontram;

3ª fase: de nanossistemas obtidos pela “aglomeração” de centenas de átomos ou moléculas, formando sistemas de componentes agindo coordenadamente e desempenhando funções específicas, como as de cunho robótico;

4ª fase: de nanossistemas moleculares que desempenham funções especiais e que procuram “imitar” o complexo mecanismo das “moléculas na vida”.



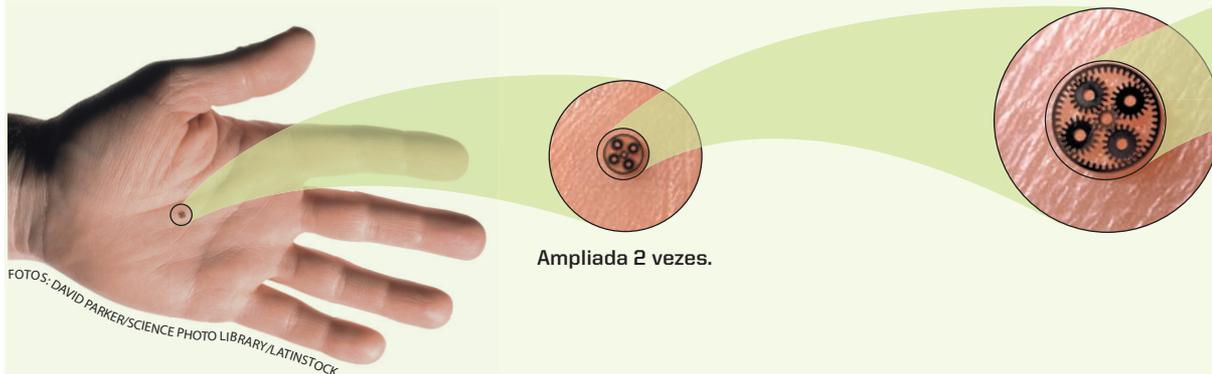
Detector de condutividade térmica em miniatura, utilizando nanotecnologia. Imagem ampliada cerca de 3.400 vezes.

Considerando que ainda não se conhecem os efeitos globais e a longo prazo dos nanomateriais sobre o meio ambiente (e, em particular, sobre as pessoas, animais e vegetais), há uma corrente de cientistas preocupada com as ameaças e perigos que possam ser decorrentes da nanotecnologia. Afinal, dizem os filósofos que “tudo que traz grandes benefícios pode trazer também grandes malefícios”. Como exemplos dessas preocupações podemos citar:

- Cada organismo vivo já está programado para interagir com uma série de biomoléculas “conhecidas”. Como o organismo irá reagir diante de partículas “estranhas” que venham a invadir suas células?
- Nanotubos “embebidos” com DNA ou outras biomoléculas podem acarretar riscos para a saúde humana e a dos animais?
- Nanopartículas magnéticas, formadas por óxidos de ferro, podem interferir no desenvolvimento de células nervosas?
- Se nanotubos chegarem aos pulmões poderão dar origem a doenças semelhantes à silicose provocada por poeira de sílica?
- Existirão efeitos colaterais provocados por cosméticos com nanopartículas? Se chegarem à corrente sanguínea, essas partículas poderão produzir novos tipos de alergia?
- Como o meio ambiente (ar, solo, águas subterrâneas etc.) será afetado caso venha a ocorrer algum acidente em indústrias que produzem nanopartículas?

Preocupada com problemas desse tipo, a Academia de Ciências do Reino Unido consultou organismos da área de nanotecnologia para criar um “código de conduta”, visando estabelecer um modo de trabalho responsável, no campo da nanotecnologia (é o chamado “Responsible Nanocode”). Nos Estados Unidos existe o “Centro para uma nanotecnologia responsável” (Center for Responsible Nanotechnology), que dispõe do *site*: www.crnano.org (acesso em: mar. 2010).

Como sempre acontece, os avanços científicos e tecnológicos trazem benefícios e ameaças. Veja, porém, que, na maior parte das aplicações nanotecnológicas, os nanomateriais e nanocomponentes são parte inerente do produto, e não estão presentes como partículas isoladas. Um exemplo é o pneu. Nele há grandes quantidades de nanopartículas de carbono interligando as cadeias orgânicas, para dar resistência à borracha, e elas não vazam para o ambiente, pois não estão soltas. A quantidade de nanopartículas de carbono que vem da fuligem dos escapamentos e da poluição urbana é muito maior, e não tem origem nos nanomateriais que formam o pneu. É importante compreender esse aspecto.



Microengrenagem para o Sistema Micro Elétrico (MEMS), criada pelo professor Henry Guckel, da Universidade de Wisconsin, EUA.

Entretanto, existem aplicações em que as nanopartículas e os nanotubos atuam diretamente em contato com o indivíduo. É o caso dos medicamentos e dos cosméticos. Nessa situação, a preocupação não pode ser diferente daquela dirigida aos produtos químicos. Toda nova espécie deve ser pesquisada em termos dos níveis toxicológicos e ambientais, antes de ser colocada em uso. Nanopartículas e nanocápsulas apresentam dimensões próximas de muitas biomoléculas e podem, em princípio, ser transportadas para o interior da célula, se não forem reconhecidas pelo sistema imunológico. Da mesma forma que os medicamentos, esse risco existe e não pode ser ignorado. Entretanto, se forem bem utilizadas, as nanocápsulas também podem transportar princípios ativos importantes para o interior da célula, e ajudar no processo de tratamento. Infelizmente, da mesma forma como os produtos químicos são utilizados para fins bélicos, a nanotecnologia também pode tornar-se uma ameaça, quando concebida com esse propósito. Nanopartículas de metais como ferro, magnésio, alumínio e outros sofrem combustão espontânea quando entram em contato com o ar, e podem ser usadas em bombas incendiárias de grande poder destrutivo. Na área biológica, ainda é difícil prever os efeitos de nanopartículas e nanotubos estranhos, no interior da célula, ou saber se provocarão câncer de pulmão, como acontece com as fibras de amianto, que são fontes de doenças ocupacionais. Todos esses aspectos decorrem do próprio desenvolvimento, e precisam ser pesquisados pela ciência e, principalmente, pela Química.

▶ **Questões sobre a leitura** ▶ Registre as respostas em seu caderno

17. Quais benefícios a nanotecnologia pode trazer para nossas vidas?
18. Cite quais são as principais vantagens das nanopartículas sobre os materiais particulados usuais.
19. Quais seriam a menor e a maior “ameaça” das nanopartículas?
20. Qual é a meta, a longo prazo, almejada pela nanociência e pela nanotecnologia?

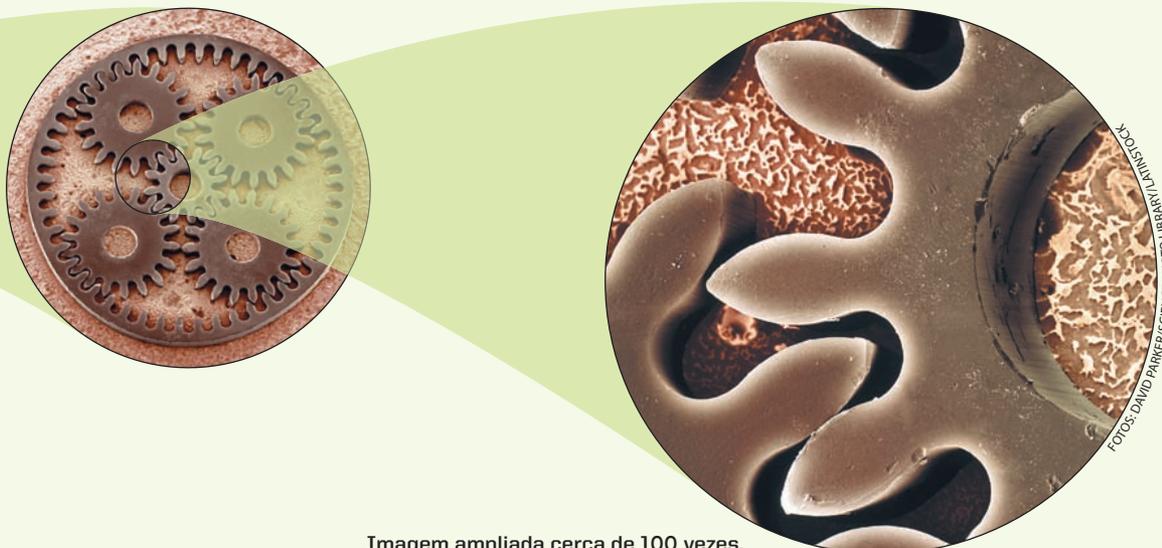


Imagem ampliada cerca de 100 vezes.

Solutos presentes em uma solução alteram as propriedades e o comportamento do solvente.

+

TÓPICOS DO CAPÍTULO

1

INTRODUÇÃO

2

DETALHANDO AS MUDANÇAS DE ESTADO FÍSICO

3

OS EFEITOS COLIGATIVOS

4

A LEI DE RAULT

5

O EFEITO OSMÓTICO

6

AS PROPRIEDADES COLIGATIVAS NAS SOLUÇÕES IÔNICAS

LEITURA: OSMOSE REVERSA

Entrando numa fria

O peixe-gelo é um vertebrado que consegue viver nas águas geladas da Antártida graças a adaptações impressionantes.

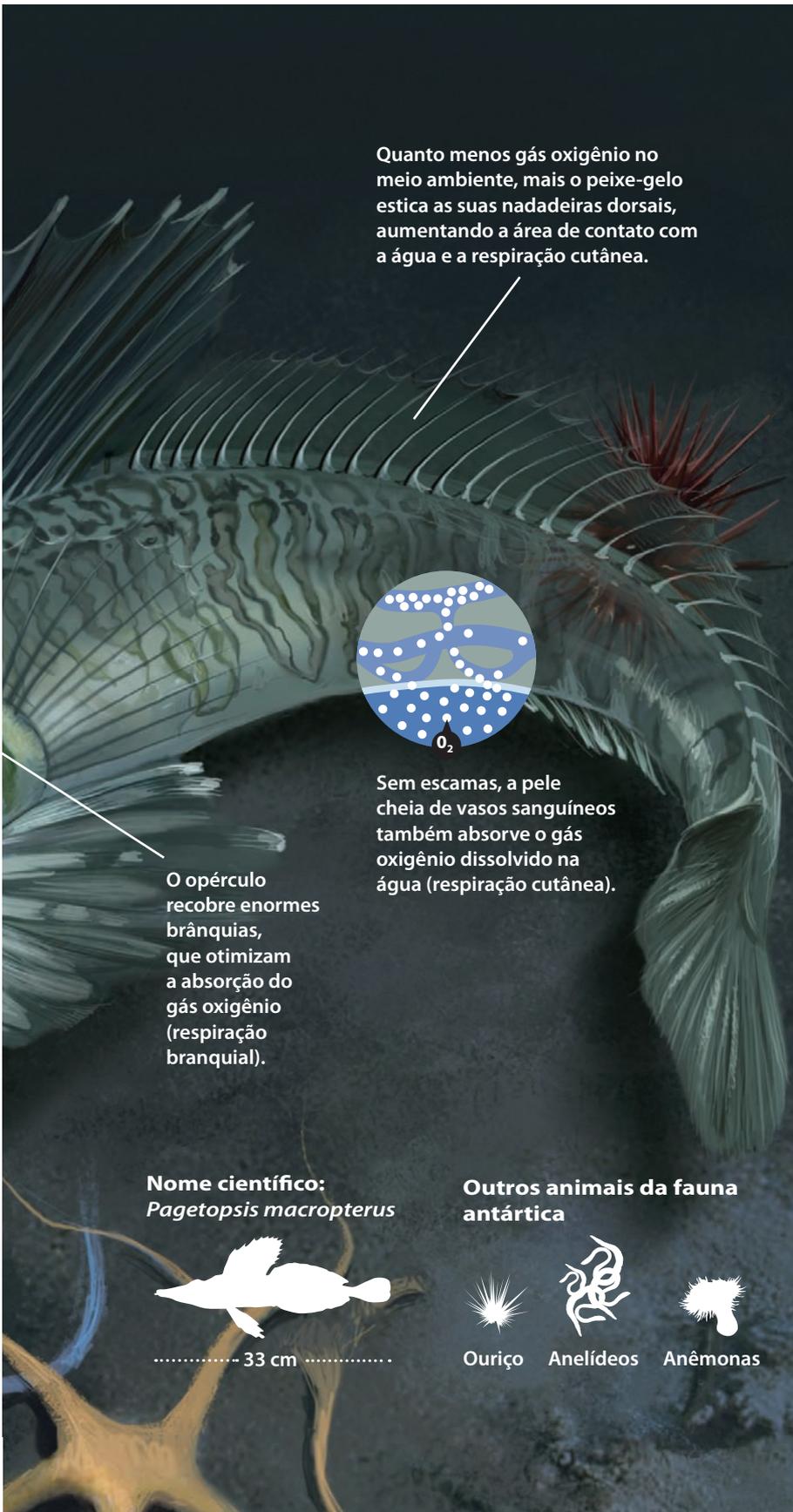
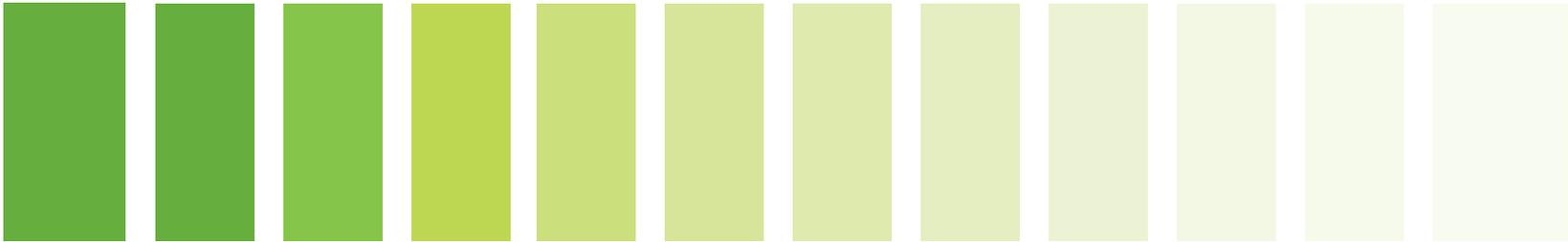
O peixe-gelo

A viscosidade da maioria dos líquidos, incluindo o sangue, aumenta com o resfriamento. Isso faz com que o transporte do sangue pelo corpo seja mais difícil. O peixe-gelo sobrevive a essa situação pela ausência de glóbulos vermelhos, o que deixa seu sangue mais fluido, poupando energia e o coração. Entretanto, seu plasma consegue carregar apenas 10% do gás oxigênio encontrado na circulação de peixes com glóbulos vermelhos.

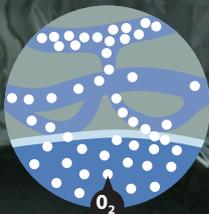
Sem hemácias, o peixe-gelo só pode viver no congelante mar antártico, rico em gás oxigênio, pois águas mais frias retêm mais gases.

O coração e os vasos sanguíneos do peixe-gelo são maiores que os de outros peixes, compensando com maior circulação a baixa oxigenação do plasma sanguíneo.

ILUSTRAÇÕES: SATTU



Quanto menos gás oxigênio no meio ambiente, mais o peixe-gelo estica as suas nadadeiras dorsais, aumentando a área de contato com a água e a respiração cutânea.



Sem escamas, a pele cheia de vasos sanguíneos também absorve o gás oxigênio dissolvido na água (respiração cutânea).

O opérculo recobre enormes brânquias, que otimizam a absorção do gás oxigênio (respiração branquial).

Nome científico:
Pagetopsis macropterus



..... 33 cm

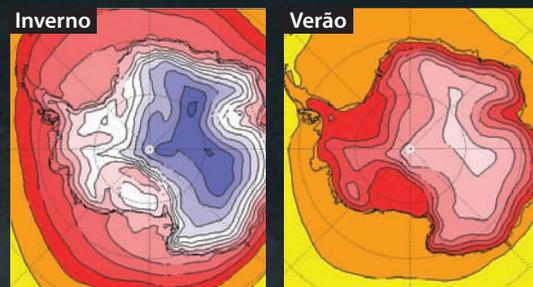
Outros animais da fauna antártica



Ouriço Anelídeos Anêmonas

Antártida – Temperaturas superficiais

Dentro da água, a temperatura chega perto dos -2°C . É bem mais quente que na superfície, mas, mesmo assim, muito fria para a maioria dos animais do planeta.



Temperatura de solidificação de soluções

0°C	$-0,5^{\circ}\text{C}$	$-1,0^{\circ}\text{C}$	$-1,9^{\circ}\text{C}$
Água pura	Sangue humano	Sangue dos peixes	Água do mar antártico

Com a formação de gelo na superfície, aumenta a salinidade da parte líquida, diminuindo seu ponto de congelamento. Em situações assim, a água pode ficar ainda mais fria sem congelar.

REFLETINDO

É comum, em mercados e peixarias, colocar gelo sobre os peixes em exposição. Informe o porquê desse procedimento e cite os fenômenos que explicam essa ação.

ILUSTRAÇÕES: SATTU

1 >>> Introdução

Neste capítulo vamos entender vários fenômenos que ocorrem em nosso dia a dia. Vejamos alguns exemplos.



FERNANDO FAVORETTO/CID

Por que o combustível líquido "sai" na forma gasosa de um isqueiro "a gás"?



DAVID PRINCE/BOTANICA/OTHER IMAGES

Por que as flores se mantêm viçosas por algum tempo enquanto seus caules estão mergulhados em água?



KIM KARPELES/ALAMY/OTHER IMAGES

Por que os patins deslizam com tanta facilidade no gelo?



RICARDO A ZOURY/OLHAR IMAGEM

Por que o peixe fresco se estraga facilmente, enquanto o bacalhau se "conserva" no sal?



JACEK IWANICKI/KINO

Por que os alimentos são cozidos mais rapidamente numa panela de pressão?

Vários desses fenômenos têm uma explicação comum e bastante simples:

- sabemos que as substâncias puras têm propriedades físicas bem definidas. A água pura, por exemplo, congela-se a 0 °C e ferve a 100 °C, ao nível do mar;
- constata-se, porém, que a adição de um soluto altera as propriedades de um líquido. Assim, por exemplo, dissolvendo-se sal comum em água, ela passa a congelar-se em temperatura mais baixa e a ferver em temperatura mais alta, em relação à água pura.

Essas alterações que os solutos causam aos solventes são denominadas **propriedades coligativas** e são o tema deste capítulo.

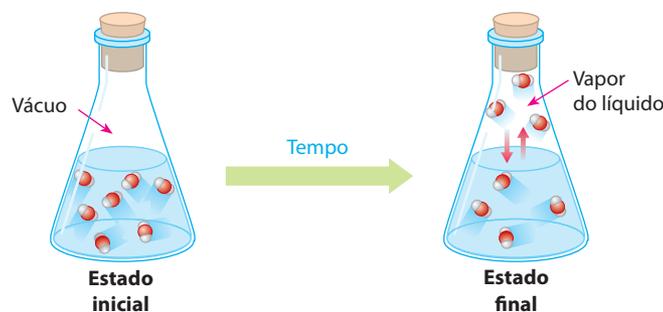
Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

2 >>> Detalhando as mudanças de estado físico

2.1. A evaporação dos líquidos puros

Você já notou que uma poça d'água acaba evaporando, depois de um certo tempo. Essa evaporação ocorre porque, em qualquer temperatura, as moléculas da água (ou de qualquer líquido) estão sempre em movimento. Algumas moléculas, porém, têm velocidades maiores do que outras e, por isso, conseguem “escapar” do líquido, passando para a atmosfera – esse é o fenômeno da **evaporação**.

Vamos imaginar agora uma experiência, com o líquido colocado em um recipiente fechado, no qual inicialmente existia vácuo. Notamos que, de início, o líquido evapora rapidamente; depois, evapora cada vez mais devagar; e, por fim, **para** (ao menos aparentemente) de evaporar.



(Representação esquemática sem escala; cores-fantasia.)

O que aconteceu?

Assim como no caso da poça d'água, as partículas no recipiente também “escapam” do líquido e passam para a **fase de vapor**. Ocorre, porém, que o recipiente está fechado, e conseqüentemente as partículas “não têm para onde fugir”. Na fase gasosa, as partículas se movimentam em alta velocidade, chocam-se entre si e contra as paredes do recipiente e algumas **retornam** à fase líquida. A partir de um certo instante, o número de partículas que “escapam” se iguala ao número de partículas que retornam ao líquido, por unidade de tempo. Então, a partir desse instante, tudo se passa como se a evaporação tivesse parado. Na verdade, porém, continua ocorrendo **evaporação** e **condensação**, acontecendo apenas que a **velocidade de evaporação do líquido torna-se igual à velocidade de condensação de seus vapores**.

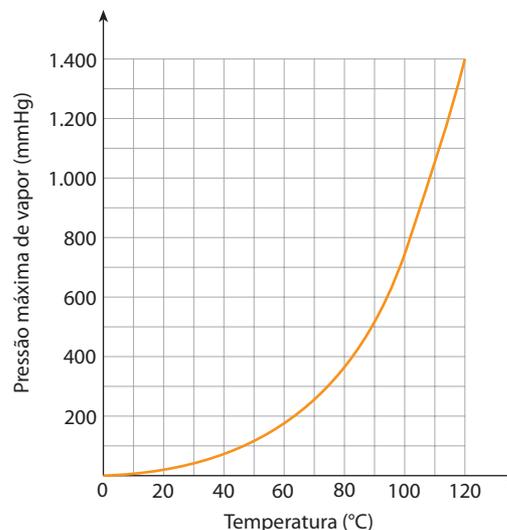
Nesse instante, dizemos que se estabeleceu um **equilíbrio dinâmico** entre o líquido e seus vapores. Dizemos, também, que os vapores do líquido chegaram ao estado de **vapores saturados** (ou vapores **saturantes**) e que foi alcançada a pressão (ou tensão) máxima de vapor do líquido, na temperatura da experiência.

Dessas observações, surge a definição:

Pressão (ou tensão) máxima de vapor de um líquido é a pressão exercida por seus vapores quando estes estão em equilíbrio dinâmico com o líquido (**vapores saturados**).

A pressão máxima de vapor depende do **próprio líquido** e da **temperatura da experiência**. Para a água, por exemplo, o gráfico ao lado nos dá a **variação da pressão máxima de vapor em função da temperatura**.

Líquidos **mais voláteis** do que a água têm curvas situadas **acima** da curva da água. Por outro lado, os líquidos **menos voláteis** que a água têm curvas situadas **abaixo** da curva da água.

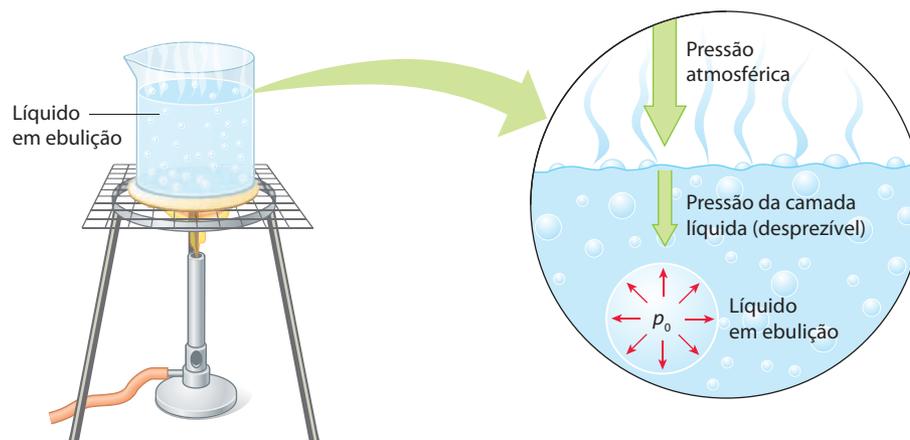


2.2. A ebulição dos líquidos puros

Quando uma substância passa do estado líquido para o estado gasoso, o fenômeno é denominado **vaporização do líquido**, e pode ocorrer de duas maneiras:

- por **evaporação**, que é uma vaporização calma e ocorre somente na superfície do líquido;
- por **ebulição**, que é uma vaporização turbulenta, com a formação de bolhas em todo o interior do líquido.

Na ebulição, representada na figura seguinte, muitas bolhas de vapor se formam no interior do líquido, se expandem, sobem e “explodem” na superfície.

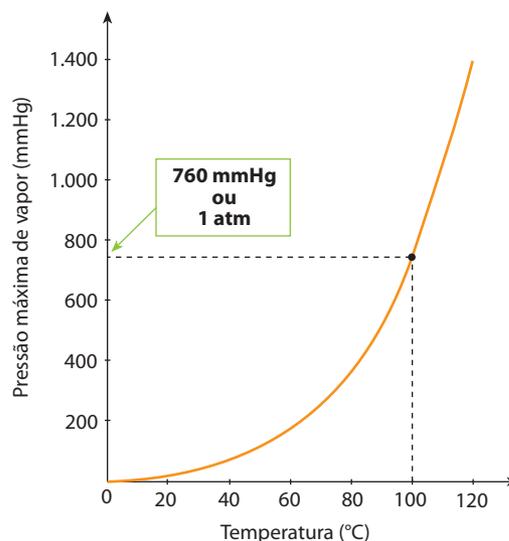


[Representação esquemática sem escala; cores-fantasia.]

Para que a ebulição aconteça, é necessário que a **pressão do vapor** (p_0) existente no interior de cada bolha seja igual (ou ligeiramente superior) à pressão externa – que, no caso de um recipiente aberto, é a **pressão atmosférica local**.

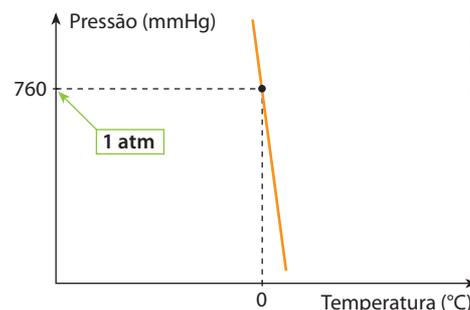
Ao nível do mar (pressão de 1 atm ou 760 mm de mercúrio), a água pura ferve a 100 °C. Esse fato é registrado no gráfico, mostrado ao lado, que é o mesmo gráfico da página anterior. Segundo ainda o mesmo gráfico, podemos concluir que:

- em pressões maiores que 1 atm, a água ferverá acima de 100 °C. É o que acontece nas panelas de pressão, que, por esse motivo, cozinham os alimentos mais rapidamente;
- em pressões menores que 1 atm, a água ferverá abaixo de 100 °C. É o que acontece em regiões muito altas; no monte Everest (altitude de 8.850 m), por exemplo, a água ferve, aproximadamente, a 70 °C.



2.3. O congelamento dos líquidos puros

A água pura congela a 0 °C, sob pressão de 1 atm. Ao contrário do que acontece com a temperatura de ebulição, a temperatura de congelamento varia muito pouco com a variação da pressão externa. Sendo assim, o gráfico da variação da temperatura de congelamento com a pressão externa é uma reta quase vertical, como mostramos ao lado.



ADILSON SECCO

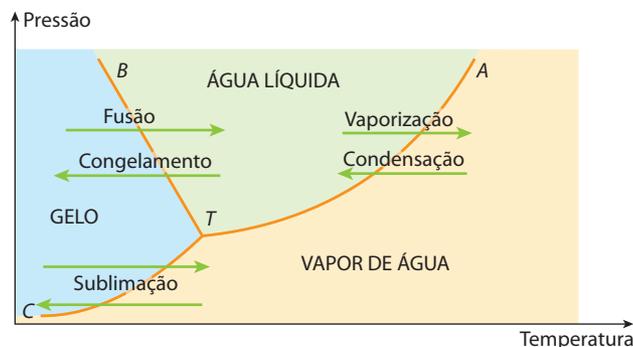
ADILSON SECCO

ADILSON SECCO

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

2.4. Diagrama de fases ou diagrama de estados

Reunindo os gráficos dos itens anteriores, chegamos a um gráfico geral, que é mostrado a seguir.



Nesse gráfico, é importante destacar:

- as **três regiões**, nas quais a água se apresenta ora no estado sólido (gelo), ora no estado líquido, ora na forma de vapor;
- as **três linhas** ou **fronteiras** que dividem essas regiões:
 - *AT*, que marca a passagem da água líquida para a forma de vapor e vice-versa;
 - *BT*, que marca a passagem do gelo para a água líquida e vice-versa;
 - *CT*, que marca a passagem do gelo diretamente para a forma de vapor e vice-versa;
- o **ponto T**, que indica as condições em que coexistem, simultaneamente, gelo, água líquida e vapor de água, e que por isso é chamado de **ponto triplo** da água (pressão de 4,579 mmHg e temperatura de 0,0098 °C).

O gráfico acima nos mostra as **mudanças de estado** da água, sendo chamado então de **diagrama de fases** ou **diagrama de estados**. Além da água, existem gráficos semelhantes para todas as demais substâncias.



Questões

Registre as respostas em seu caderno

- Considere a água e o álcool comum ($\text{H}_3\text{C} - \text{CH}_2 - \text{O} - \text{H}$) a uma mesma temperatura. Qual dessas duas substâncias apresenta maior pressão de vapor? Justifique.
- É possível ferver água à temperatura ambiente? Explique.
- Um brasileiro, natural de Recife, estava morando em La Paz e resolveu fazer uma receita de macarrão de sua terra natal. O tempo de cozimento do macarrão, na receita original, era de 6 minutos. Ele seguiu o tempo descrito na receita e não obteve o resultado esperado, pois o macarrão ficou extremamente duro. Explique o que ocorreu.

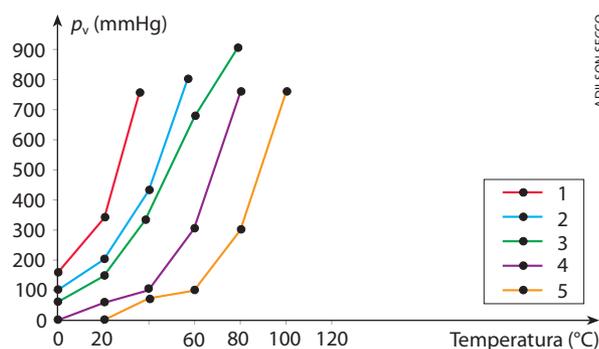


Exercícios básicos

Registre as respostas em seu caderno

- (UFPE) O gráfico ao lado mostra a variação da pressão de vapor de algumas substâncias (p_v , em mm de Hg, no eixo das ordenadas) em relação à temperatura, em graus Celsius, no eixo das abscissas. Qual entre essas substâncias é a mais volátil?

- 1
- 2
- 3
- 4
- 5



2. (PUC-Minas) Tendo em vista o momento em que um líquido se encontra em equilíbrio com seu vapor, leia atentamente as afirmativas a seguir:

- I. A evaporação e a condensação ocorrem com a mesma velocidade.
- II. Não há transferência de moléculas entre o líquido e o vapor.
- III. A pressão de vapor do sistema se mantém constante.
- IV. A concentração do vapor depende do tempo.

Das afirmativas acima, identifique as incorretas.

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

3. (Unifei-SP) Em um cilindro de aço de capacidade máxima de 4 litros, previamente evacuado, munido de um êmbolo móvel, coloca-se 1 litro de água pura. Uma vez atingido o equilíbrio, a uma dada temperatura, a pressão de vapor de água é registrada no manômetro instalado no cilindro.

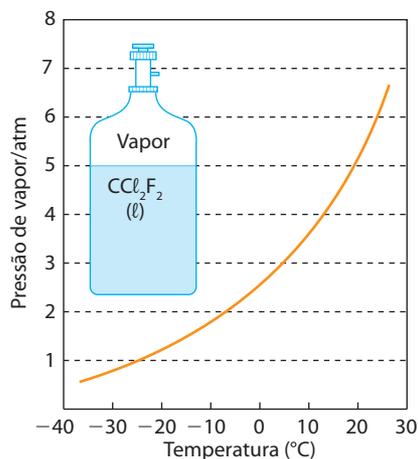
Relativamente às proposições:

1. a pressão de vapor da água pura não depende da quantidade de vapor entre a superfície líquida e as paredes do êmbolo móvel;
2. a pressão de vapor da água pura não depende da quantidade de líquido presente no cilindro;
3. o aumento da temperatura acarreta um aumento na pressão de vapor da água pura;
4. ao substituirmos a água por igual quantidade de éter puro, no cilindro, mantendo a mesma temperatura, a pressão de vapor do éter puro registrada no manômetro resulta a mesma da água pura.

Das proposições acima, identifique quais são verdadeiras.

- a) Apenas a 3.
 b) Apenas 3 e 4.
 c) Apenas 1, 2 e 4.
 d) Apenas 1, 3 e 4.
 e) Apenas 1, 2 e 3.

4. (Ceeteps-SP) O gráfico abaixo mostra a variação da pressão de vapor, em função da temperatura, para o dicloro-diflúor-carbono.

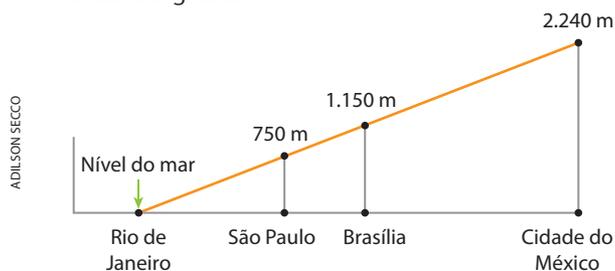


A temperatura de ebulição, em °C, do CCl_2F_2 no nível do mar é de aproximadamente:

- a) 0 c) 25 e) -13
 b) 20 d) -25

5. (UFRRJ) A pressão atmosférica varia com a altitude. Como a pressão atmosférica corresponde ao peso da coluna de ar sobre a área correspondente, ao subirmos do nível do mar para um local montanhoso, o peso da coluna de ar e a pressão atmosférica diminuem.

Observe o gráfico:

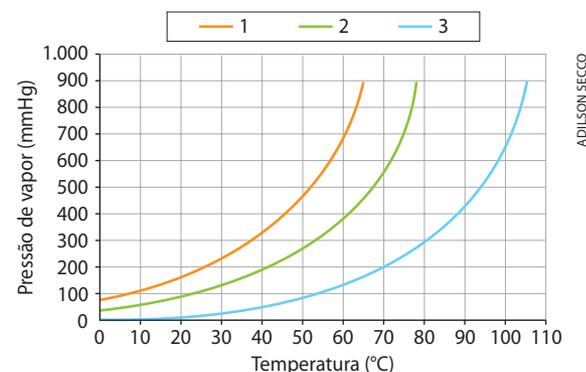


a) Comparando-se o ponto de ebulição da água em São Paulo e na Cidade do México, onde ele é maior?
 b) Justifique.

6. (Unesp) Comparando duas panelas, simultaneamente sobre dois queimadores iguais de um mesmo fogão, observa-se que a pressão dos gases sobre a água fervente na panela de pressão fechada é maior que aquela sobre a água fervente numa panela aberta. Nessa situação, e se elas contêm exatamente as mesmas quantidades de todos os ingredientes, podemos afirmar que, comparando com o que ocorre na panela aberta, o tempo de cozimento na panela de pressão fechada será:

- a) menor, pois a temperatura de ebulição será menor.
- b) menor, pois a temperatura de ebulição será maior.
- c) menor, pois a temperatura de ebulição não varia com a pressão.
- d) igual, pois a temperatura de ebulição independe da pressão.
- e) maior, pois a pressão será maior.

7. (FMTM-MG) O gráfico apresenta, para os líquidos 1, 2 e 3, as curvas de pressão de vapor em função da temperatura.



Considere que os três líquidos estão no mesmo local e analise as seguintes afirmações:

- I. No mesmo local no qual o líquido 3 entra em ebulição a 90 °C, o líquido 1 entra em ebulição a 50 °C.
- II. Na temperatura de ebulição, a pressão de vapor do líquido 1 é maior que a do líquido 2.
- III. A 25 °C, o líquido 1 é o mais volátil.
- IV. As forças intermoleculares no líquido 3 são mais fortes.

Das afirmações anteriores, identifique as corretas.

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

8. (UFMG) Um balão de vidro, que contém água, é aquecido até que esta entre em ebulição.

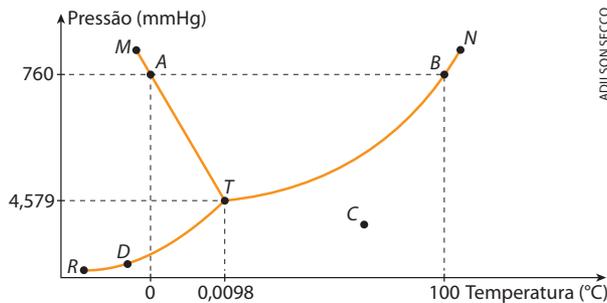
Quando isso ocorre,

- desliga-se o aquecimento e a água para de ferver;
- fecha-se, imediatamente, o balão; e, em seguida,
- molha-se o balão com água fria; então,
- a água, no interior do balão, volta a ferver por alguns segundos.

Assim sendo, é **correto** afirmar que, **imediatamente após o balão ter sido molhado**, no interior dele:

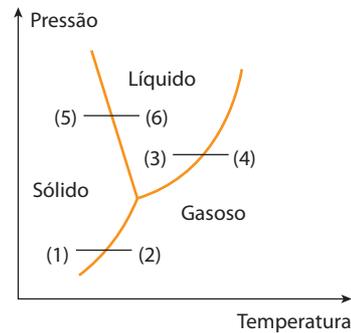
- a) a pressão de vapor da água aumenta.
- b) a pressão permanece constante.
- c) a temperatura da água aumenta.
- d) a temperatura de ebulição da água diminui.

9. (Mackenzie-SP) Relativamente ao diagrama de fases da água pura abaixo, é **incorreto** afirmar que, no ponto:



- a) A, tem-se o equilíbrio entre água sólida e água líquida.
- b) B, tem-se o equilíbrio entre água líquida e vapor.
- c) C, tem-se, somente, água na fase vapor.
- d) T, as três fases coexistem em equilíbrio.
- e) D, coexistem as fases vapor e líquida.

10. (UFRGS-RS) Considere o diagrama que representa o equilíbrio entre fases da água pura.

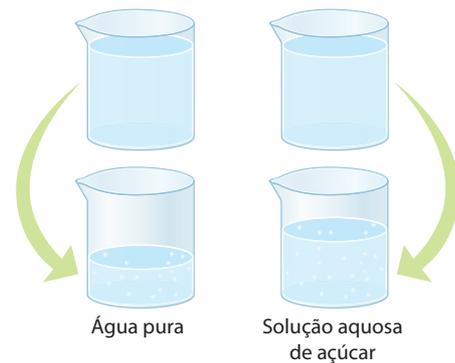


A linha que representa o fenômeno da formação de granizo é:

- a) (1) — (2)
- b) (2) — (1)
- c) (4) — (3)
- d) (5) — (6)
- e) (6) — (5)

3 Os efeitos coligativos

Você pode observar que a água pura evapora mais rapidamente que uma solução concentrada de açúcar. Isso acontece porque a água pura tem pressão de vapor maior que a solução de açúcar. Em geral, a presença de um soluto altera as propriedades do solvente. Algumas dessas alterações são denominadas **efeitos coligativos** ou **propriedades coligativas**. É o que vamos estudar agora.



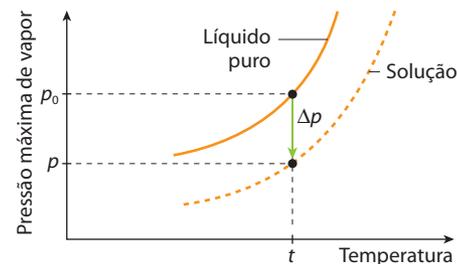
3.1. O efeito tonométrico

Quando se dissolve um **soluto não volátil** em um líquido, observa-se que a **pressão máxima dos vapores do líquido diminui**. Isso significa que, no gráfico da pressão máxima de vapor do líquido em função da temperatura (como o gráfico da página 97, referente à água), a curva correspondente à solução ficará **“rebaixada” em relação à do líquido puro** (gráfico ao lado).

Nesse gráfico, notamos as seguintes medidas:

- p_0 é a pressão máxima de vapor do líquido puro, à temperatura t ;
- p é a pressão máxima de vapor da solução, à mesma temperatura t ;
- $p_0 - p = \Delta p$ é o **abaixamento absoluto** da pressão máxima de vapor da solução;

- $\frac{p_0 - p}{p_0} = \frac{\Delta p}{p_0}$ é o **abaixamento relativo** da pressão máxima de vapor da solução (é o chamado **efeito tonoscópico** ou **efeito tonométrico**).



Podemos dar também a seguinte definição:

Tonoscopia ou **tonometria** é o estudo do abaixamento da pressão máxima de vapor de um líquido, ocasionado pela dissolução de um soluto não volátil, a uma mesma temperatura.

É importante notar que esse fenômeno só irá ocorrer da maneira explicada se o soluto **não for volátil**. Caso contrário, o fenômeno se torna mais complexo, devido à evaporação simultânea do solvente e do soluto.

3.2. O efeito ebuliométrico

Quando se dissolve um **soluto não volátil** em um líquido, observa-se que a **temperatura de ebulição do líquido aumenta**. Esse fato é uma consequência do abaixamento da pressão máxima dos vapores, como vimos acima. Do mesmo gráfico, resulta então a seguinte medida (acompanhe pelo gráfico ao lado):

$\Delta t_e = t_e - t_0 =$ elevação da temperatura de ebulição da solução (é o chamado **efeito ebulioscópico** ou **efeito ebuliométrico**).

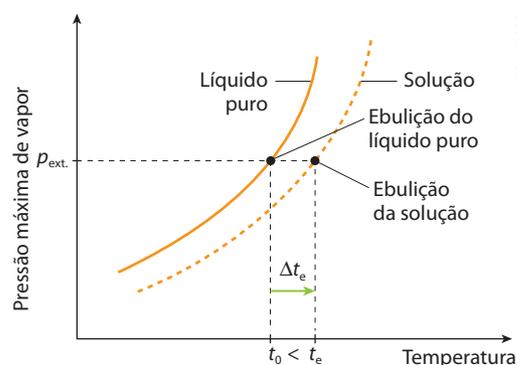
Em outras palavras, podemos dizer que:

Elevação da temperatura de ebulição da solução (Δt_e) é a diferença entre a temperatura inicial de ebulição da solução (t_e) e a temperatura de ebulição do líquido puro (t_0), sob mesma pressão externa.

Note que devemos dizer “temperatura **inicial** de ebulição da solução” porque, à medida que a solução ferve, o solvente vai evaporando, a concentração da solução vai aumentando e sua temperatura de ebulição (t_e) também aumenta. Essa preocupação não existe em relação ao líquido puro, pois durante toda a ebulição sua temperatura (t_0) **se mantém constante**.

Podemos dar, ainda, a seguinte definição:

Ebulioscopia ou **ebuliometria** é o estudo da elevação da temperatura de ebulição de um líquido, ocasionada pela dissolução de um soluto não volátil, sob mesma pressão externa.



O caso do café requentado

Se requentarmos o café em fogo direto e o deixarmos ferver, ele ficará com um “gosto ruim”. Por esse motivo, costuma-se reaquecê-lo em banho-maria – exatamente como é feito em bares e padarias. E qual é a vantagem desse procedimento?

Depois de preparado, o café constitui uma solução aquosa de muitas substâncias; logo, essa solução somente ferve a uma temperatura superior ao ponto de ebulição da água pura. Desse modo, sendo aquecido em banho-maria, o café nunca irá ferver, conservando um pouco melhor seu aroma e sabor. O mesmo acontece com o leite.

Em muitos bares e padarias, o café é mantido aquecido em banho-maria.

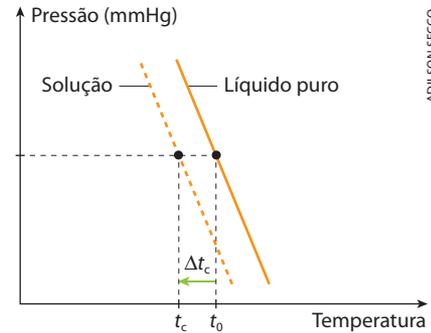


FERNANDO FAVORETTO/CI

3.3. O efeito criométrico

Quando se dissolve um **soluto não volátil** em um líquido, observa-se que a **temperatura de congelamento ou de congelação do líquido diminui**. Do gráfico ao lado, que é parte do diagrama de fases (ver página 99), resulta então a seguinte medida:

$\Delta t_c = t_0 - t_c =$ abaixamento da temperatura de congelamento da solução (é o chamado **efeito crioscópico** ou **efeito criométrico**).



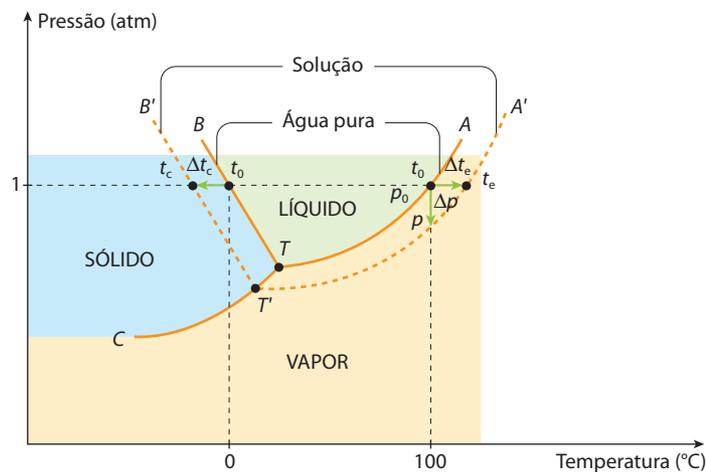
Que pode ser expressa deste modo:

Abaixamento da temperatura de congelamento da solução (Δt_c) é a diferença entre a temperatura de congelamento do solvente puro (t_0) e a temperatura **de início** de congelamento do solvente na solução (t_c), a uma mesma pressão externa.

Temos, ainda, a seguinte definição:

Crioscopia ou **criometria** é o estudo do abaixamento da temperatura de congelamento de um líquido, provocado pela dissolução de um soluto não volátil, sob mesma pressão externa.

Para finalizar, mostramos abaixo como o diagrama de fases (ou de estados) da **água** é alterado pela presença de um **soluto não volátil**:



OBSERVAÇÕES

- 1ª Imagine uma solução **diluída** de água e sal comum, que está sendo resfriada; as primeiras porções de gelo que se formam são de **gelo puro** (sem sal); somente numa solução **concentrada** é que teremos formação de **gelo salgado** (lembre-se de que o gelo formado a partir da água do mar **não é salgado**). De modo geral, isso acontece com todas as outras soluções, aquosas ou não. Na criometria sempre supomos que **as soluções são diluídas**, de modo que, **no início do congelamento, se solidifique apenas o solvente puro**.
- 2ª Exatamente pelo fato de o solvente puro congelar é que o restante da solução se concentra, de modo que a temperatura de congelamento da solução (t_c) cai gradativamente; por esse motivo, devemos medir a temperatura **no início do congelamento da solução**.

3ª O fenômeno criométrico tem várias aplicações práticas:

- as fábricas de sorvete adicionam sal comum à água para poder resfriá-la muito abaixo de 0 °C, sem que ela se solidifique; você mesmo poderá misturar gelo picado e sal comum e verificar como a temperatura diminui consideravelmente;
- em países frios, no inverno coloca-se sal comum (ou o cloreto de cálcio) em pontos perigosos de rodovias, para evitar o acúmulo de gelo;
- em locais muito frios, durante o inverno, colocam-se **anticongelantes** (como, por exemplo, etilenoglicol, HOCH₂ — CH₂OH) na água dos radiadores dos automóveis para evitar que, durante a noite, com o carro estacionado, a água se congele no motor, arrebatando o radiador ou outras partes do motor (lembre-se de que a água, ao congelar, **umenta de volume**). Com uma quantidade adequada de etilenoglicol, a água chega a congelar a 37 °C abaixo de zero. Pequenos animais, como aranhas e borboletas, que vivem em países frios, também dispõem de “anticongelantes” em seus organismos, para sobreviver em temperaturas baixas.

4 >>> A Lei de Raoult

Pelo que vimos no item anterior, os três efeitos – **tonométrico**, **ebuliométrico** e **criométrico**, chamados em conjunto de **efeitos coligativos** ou **propriedades coligativas** – estão tão relacionados entre si que devem obedecer a uma única lei. De fato, no século XIX, o cientista francês François Marie Raoult estudou os efeitos coligativos e chegou à conclusão de que:

Dissolvendo-se **1 mol** de qualquer **soluto, não volátil e não iônico**, em **1 kg de solvente**, observa-se sempre o mesmo efeito tonométrico ou ebuliométrico ou criométrico.

A “quantidade, em mols, do soluto presente em 1 kg de solvente” é uma forma especial de expressar a concentração de uma solução que recebeu o nome de **molalidade** (W) da solução (não confundir com molaridade, já vista à página 41). Com esse conceito, a Lei de Raoult também pode ser expressa desta forma:

Numa solução de soluto não volátil e não iônico, o efeito coligativo é proporcional à molalidade da solução.

Podemos, então, escrever:

$$\frac{\Delta p}{p_0} = K_t \cdot W$$

$$\Delta t_e = K_e \cdot W$$

$$\Delta t_c = K_c \cdot W$$

Neste ponto, é importante observar que os efeitos coligativos só dependem da **molalidade da solução, não dependendo**, pois, da **natureza do soluto**, desde que este seja não volátil e não iônico.

François Marie Raoult

Físico e químico francês, nasceu em 1830 e faleceu em 1901. Foi professor de Química na Universidade de Grenoble. Estudou as pilhas elétricas e as propriedades coligativas. O estudo dessas propriedades representou, no século XIX, um caminho importante para a determinação das massas moleculares das substâncias químicas.



No tocante à molalidade, podemos ainda considerar:

$$\text{Seja } \begin{cases} n_1 = \text{quantidade em mols do soluto} \\ m_1 = \text{massa do soluto (g)} \\ M_1 = \text{massa molar do soluto (g/mol)} \\ m_2 = \text{massa do solvente (g) ou } \left(\frac{m_2}{1.000}\right) \text{ em kg} \end{cases} \quad n_1 = \frac{m_1}{M_1}$$

Assim, para a molalidade, temos:

$$W = \frac{n_1}{\frac{m_2}{1.000}} \Rightarrow W = \frac{\left(\frac{m_1}{M_1}\right)}{\left(\frac{m_2}{1.000}\right)} \Rightarrow W = \frac{1.000 \cdot m_1}{m_2 \cdot M_1}$$

Desse modo, as fórmulas dos efeitos coligativos podem ser reescritas da seguinte maneira:

$$\frac{\Delta p}{p_0} = K_t \cdot \frac{1.000 \cdot m_1}{m_2 \cdot M_1} \quad \Delta t_e = K_e \cdot \frac{1.000 \cdot m_1}{m_2 \cdot M_1} \quad \Delta t_c = K_c \cdot \frac{1.000 \cdot m_1}{m_2 \cdot M_1}$$

As três constantes, K_t , K_e , K_c , são diferentes entre si, **só dependem do solvente** e recebem nomes decorrentes dos efeitos coligativos:

- K_t é a constante tonométrica molal do solvente;
- K_e é a constante ebuliométrica molal do solvente;
- K_c é a constante criométrica molal do solvente.

Nas fórmulas acima, podemos notar que, quando a solução é **1 molal** ($W = 1$), o efeito coligativo se torna igual ao valor da constante K correspondente. Podemos então dizer que o significado físico das constantes K é “o efeito coligativo verificado numa solução 1 molal”.

Por fim, dizemos que existem fórmulas que permitem calcular os valores dessas constantes K , a saber:

- $K_t = \frac{M_2}{1.000}$, em que M_2 é a massa molar do solvente.
- $K_e = \frac{R \cdot T_0^2}{1.000 \cdot L_v}$, em que $\begin{cases} R = \text{constante universal dos gases perfeitos } \left(R = 2 \frac{\text{cal}}{\text{K} \cdot \text{mol}}\right). \\ T_0 = \text{temperatura absoluta de ebulição do solvente puro (K)}. \\ L_v = \text{calor latente de vaporização do solvente puro (cal/g)}. \end{cases}$
- $K_c = \frac{R \cdot T_0^2}{1.000 \cdot L_f}$, em que $\begin{cases} R = \text{constante universal dos gases perfeitos } \left(R = 2 \frac{\text{cal}}{\text{K} \cdot \text{mol}}\right). \\ T_0 = \text{temperatura absoluta de congelamento do solvente puro (K)}. \\ L_f = \text{calor latente de fusão do solvente puro (cal/g)}. \end{cases}$

➔ Questões

- Coloca-se a mesma quantidade de água em dois copos e adiciona-se em um deles pequena quantidade de açúcar.
 - O que será observado após alguns dias em relação ao nível do líquido?
 - Faça um esboço de um gráfico contendo as curvas de pressão de vapor referentes à água pura e à água com açúcar.
- Por que se colocam certos aditivos na água dos radiadores de carros?
- Por que, numa solução aquosa e diluída, podemos considerar a molalidade praticamente igual à molaridade?

Atividade prática

Registre as respostas em seu caderno

ATENÇÃO

- Para evitar acidentes, pois será preciso manipular objetos quentes, podendo haver riscos de queimaduras, recomendamos que o experimento seja realizado na presença e sob a supervisão do(a) professor(a). Jamais cheire ou coloque na boca substâncias utilizadas em experimentos.
- Óculos de segurança, luvas e aventais protetores são obrigatórios.

Ebulição de uma solução

Material

- Bico de Bunsen
- Tripé
- Tela para aquecimento
- Tenaz
- 1 béquer de 250 mL
- Balança
- Papel ou vidro relógio para pesagem
- Espátula
- Termômetro
- Açúcar
- Água destilada

Procedimento

- Reserve 180 g de açúcar.
- Coloque cerca de 100 mL de água destilada no béquer e leve-o ao fogo até ferver.
- Meça a temperatura de ebulição da água e anote.
- Adicione cuidadosamente ao béquer contendo água fervente 180 g de açúcar.
- Observe o que ocorre e anote.
- Meça a temperatura de ebulição dessa solução e anote.

Perguntas

- O que ocorreu quando se colocou açúcar na água em ebulição? Tente explicar.
- O que ocorre com a temperatura de ebulição de um líquido puro quando se adiciona a ele um soluto não volátil? Tente explicar.

Exercícios básicos

Registre as respostas em seu caderno

Exercício resolvido

11. A pressão máxima de vapor da água pura, a 20 °C, é 17,54 mmHg. Dissolvendo-se 36 g de glicose (massa molar = 180 g/mol) em 500 g de água, quais serão os abaixamentos relativo e absoluto da pressão máxima de vapor da solução?

Resolução

- Cálculo do abaixamento relativo da pressão máxima de vapor da solução

$$\frac{\Delta p}{p_0} = K_t \cdot \frac{1.000 \cdot m_1}{m_2 \cdot M_1}$$

Considerando que o solvente é a água (massa molecular = 18 u), sua constante tonométrica vale:

$$K_t = \frac{M_2}{1.000} \Rightarrow K_t = \frac{18}{1.000}$$

Substituindo esse valor e os dados do problema na primeira fórmula, temos:

$$\frac{\Delta p}{p_0} = \frac{18}{1.000} \cdot \frac{1.000 \cdot 36}{500 \cdot 180} \Rightarrow \frac{\Delta p}{p_0} = 0,0072$$

(esse resultado é um número adimensional e não depende da temperatura)

- Cálculo do abaixamento absoluto da pressão máxima de vapor da solução
Tendo sido dada, no problema, a pressão máxima de vapor da água pura ($p_0 = 17,54$ mmHg), obtemos do resultado anterior:

$$\frac{\Delta p}{p_0} = \frac{\Delta p}{17,54} = 0,0072 \Rightarrow \Delta p = 0,1263 \text{ mmHg}$$

12. Qual é a pressão máxima de vapor, a 100 °C, de uma solução de 1,71 g de sacarose (massa molecular = 342) em 100 g de água?

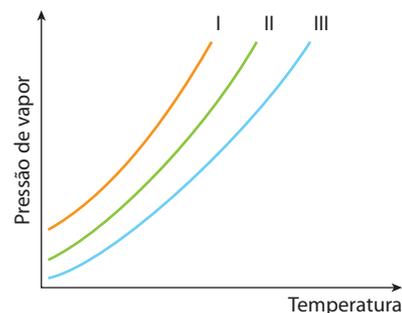
Observação: Lembramos que, a 100 °C, a pressão máxima de vapor da água pura é 1 atm ou 760 mmHg.

13. (Faap-SP) Determine a massa molecular de um certo açúcar, sabendo que a uma dada temperatura a dissolução de 20,0 g desse composto em 500 g de água causa um abaixamento relativo da pressão máxima de vapor igual a 0,004.

14. Qual é o abaixamento relativo da pressão máxima de vapor numa solução aquosa milimolar de um soluto não volátil e não iônico?

Observação: Essa solução é tão diluída que podemos considerar o valor da molalidade praticamente igual ao da molaridade.

15. (UFSCar-SP) As curvas de pressão de vapor, em função da temperatura, para um solvente puro, uma solução concentrada e uma solução diluída são apresentadas na figura a seguir.

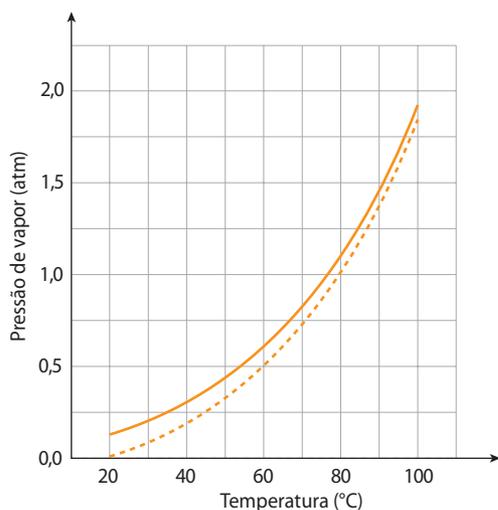


ADILSON SECCO

Considerando que as soluções foram preparadas com o mesmo soluto não volátil, pode-se afirmar que as curvas do solvente puro, da solução concentrada e da solução diluída são, respectivamente:

- a) I, II e III. c) II, III e I. e) III, II e I.
b) I, III e II. d) II, I e III.

16. (UFSCar-SP) Um líquido puro e a solução de um soluto não volátil neste líquido têm suas pressões de vapor em função da temperatura representadas pelas curvas contidas no gráfico mostrado abaixo.



ADILSON SECCO

- a) Associe as curvas do gráfico (linhas contínua ou tracejada) com o líquido puro e a solução. Justifique.
b) Determine o ponto de ebulição aproximado ($\pm 1^\circ\text{C}$) do líquido puro ao nível do mar. Justifique.

Exercício resolvido

17. Dez gramas de uma substância, de massa molar 266 g/mol, foram dissolvidos em 500 g de tetracloreto de carbono. Qual a temperatura de ebulição da solução, sob pressão normal? [Dados relativos ao tetracloreto de carbono puro: temperatura de ebulição = $77,0^\circ\text{C}$ (sob pressão normal); calor latente de vaporização = 46 cal/g .]

Resolução

- Cálculo da constante ebuliométrica molal do solvente (tetracloreto de carbono)

$$K_e = \frac{R \cdot T_0^2}{1.000 \cdot L_v}$$

$$K_e = \frac{2 \cdot (77 + 273)^2}{1.000 \cdot 46}$$

$$K_e \approx 5,33\text{ K} \cdot \text{kg} \cdot \text{mol}^{-1}$$

- Cálculo da temperatura de ebulição da solução

$$\Delta t_e = t_e - t_0 = K_e \cdot \frac{1.000 \cdot m_1}{m_2 \cdot M_1}$$

$$t_e - 77,0 = 5,32 \cdot \frac{1.000 \cdot 10}{500 \cdot 266}$$

$$t_e = 77,4^\circ\text{C}$$

18. (UEL-PR) Uma solução aquosa de glicose apresenta concentração 0,50 molal. Calcular a elevação do ponto de ebulição da água, em graus Celsius (constante ebulioscópica molal da água = $0,52^\circ\text{C/molal}$).

- a) 5,2 c) 0,52 e) 0,13
b) 2,6 d) 0,26

19. Qual é a temperatura de ebulição, sob pressão normal, de uma solução de 4,7 g de fenol ($\text{C}_6\text{H}_6\text{O}$) em 500 g de álcool comum? (Massas atômicas: H = 1; C = 12; O = 16; constante ebuliométrica molal do álcool = $1,22^\circ\text{C} \cdot \text{kg} \cdot \text{mol}^{-1}$; temperatura de ebulição do álcool puro, sob pressão normal = $78,52^\circ\text{C}$)

20. (Mackenzie-SP) 12,0 g de uma substância X, dissolvida em 500 g de água, sob pressão normal, entram em ebulição a $100,12^\circ\text{C}$ (dado: constante ebulioscópica da água = $0,52^\circ\text{C} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{kg}$).

A massa molecular de X é:

- a) 52. c) 41,6. e) 24.
b) 104. d) 12,47.

Exercício resolvido

21. Qual é a temperatura de congelamento de uma solução contendo 8,9 g de antraceno ($\text{C}_{14}\text{H}_{10}$) em 256 g de benzeno? (Temperatura de congelamento do benzeno puro = $5,42^\circ\text{C}$; constante criométrica molal do benzeno = $5,12^\circ\text{C}$; massas atômicas: H = 1; C = 12.)

Resolução

$$\Delta t_c = t_0 - t_c = K_c \cdot \frac{1.000 \cdot m_1}{m_2 \cdot M_1}$$

$$5,42 - t_c = 5,12 \cdot \frac{1.000 \cdot 8,9}{256 \cdot 178}$$

$$t_c = 4,42^\circ\text{C}$$

22. (UniFEI-SP) Qual é a temperatura de solidificação de uma solução que contém dissolvido 0,5 mol de um composto molecular em 1.500 g de benzeno?

- a) 0°C c) $-1,7^\circ\text{C}$ e) $7,2^\circ\text{C}$
b) $1,7^\circ\text{C}$ d) $3,8^\circ\text{C}$

Dados:

Temperatura de solidificação do benzeno: $5,5^\circ\text{C}$

Constante crioscópica do benzeno: $5,1^\circ\text{C} \cdot \text{molal}^{-1}$

23. (UFMT) Calcule o abaixamento da temperatura do ponto de congelamento de uma solução aquosa que contém 72 g de glicose dissolvida em 800 g de água, sabendo-se que a constante crioscópica da água é $1,86^\circ\text{C} \cdot \text{molal}^{-1}$.

24. Em países frios, se deixarmos um automóvel parado ao relento, durante uma noite de inverno, a água do radiador poderá solidificar-se, arrebentando o próprio radiador ou outras partes do sistema de arrefecimento. Para evitar que isso aconteça, costuma-se adicionar etilenoglicol ($\text{CH}_2\text{OH} - \text{CH}_2\text{OH}$) à água do radiador. Calcule a massa de etilenoglicol que deve ser adicionada, por quilo de água, para que ela só comece a solidificar-se a 10°C abaixo de zero (constante criométrica molal da água = $1,86^\circ\text{C}$; massas atômicas: H = 1; C = 12).

25. (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, com a mesma temperatura, vai congelar-se primeiro a fôrma que contém 500 mL de quê?

- De água pura.
- De solução, em água, contendo 50 mL de suco de limão.
- De solução, em água, contendo 100 mL de suco de limão.
- De solução, em água, contendo 50 mL de suco de limão e 50 g de açúcar.
- De solução, em água, contendo 100 mL de suco de limão e 50 g de açúcar.

Exercícios complementares

Registre as respostas em seu caderno

26. (IME-RJ) Determine o abaixamento relativo da pressão de vapor do solvente quando 3,04 g de cânfora ($C_{10}H_{16}O$) são dissolvidos em 117,2 mL de etanol (C_2H_6O) a 25 °C.

Densidade do etanol: 0,785 g/mL.

27. (Fuvest-SP) Numa mesma temperatura, foram medidas as pressões de vapor dos três sistemas abaixo.

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)

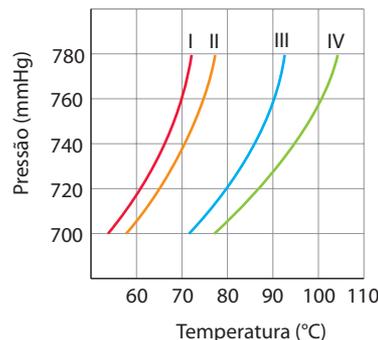
Os resultados, para esses três sistemas, foram: 105,0, 106,4 e 108,2 mmHg, não necessariamente nessa ordem. Tais valores são, respectivamente, as pressões de vapor dos sistemas:

	105,0	106,4	108,2
a)	x	y	z
b)	y	x	z
c)	y	z	x
d)	x	z	y
e)	z	y	x

28. (Cesgranrio-RJ) Determinou-se o ponto de fusão de uma substância X, encontrando-se um valor menor que o tabelado para essa substância. Isso pode significar o quê?

- Que a quantidade de substância utilizada na determinação foi menor do que o necessário.
- Que a quantidade de substância utilizada na determinação foi maior do que o necessário.
- Que uma parte da substância não fundiu.
- Que a substância contém impurezas.
- Que a substância está 100% pura.

29. (Vunesp-adaptado) No gráfico a seguir, as curvas I, II, III e IV correspondem à variação da pressão de vapor em função da temperatura de dois líquidos puros e das respectivas soluções de mesma concentração de um mesmo sal nesses dois líquidos. O ponto de ebulição de um dos líquidos é 90 °C.



ADILSON SECCO

Utilizando os números das curvas respectivas:

- Quais curvas correspondem aos líquidos puros? Entre os dois, qual é o líquido mais volátil? Justifique.
 - Quais curvas correspondem às soluções? Justifique.
30. O sulfeto de carbono puro se congela a $-108,65$ °C e tem constante crioscópica molal igual a $3,83$ °C. Uma solução de 12,8 g de enxofre em 766 g de sulfeto de carbono se congela a $-108,90$ °C.
- Qual é a massa molecular do enxofre?
 - Qual é a atomicidade do enxofre, sabendo-se que sua massa atômica vale 32?
31. (UFPE) Por que a adição de certos aditivos na água dos radiadores de carros evita que ocorra o superaquecimento da mesma e também o seu congelamento, quando comparada com a da água pura?
- Porque a água mais o aditivo formam uma solução que apresenta pontos de ebulição e de fusão maiores que os da água pura.
 - Porque a solução formada (água + aditivo) apresenta pressão de vapor maior que a água pura, o que causa um aumento no ponto de ebulição e de fusão.
 - Porque o aditivo reage com a superfície metálica do radiador, que passa então a absorver energia mais eficientemente, diminuindo, portanto, os pontos de ebulição e de fusão quando comparados com a água pura.
 - Porque o aditivo diminui a pressão de vapor da solução formada com relação à água pura, causando um aumento do ponto de ebulição e uma diminuição do ponto de fusão.
 - Porque o aditivo diminui a capacidade calorífica da água, causando uma diminuição do ponto de fusão e de ebulição.

5 >>> O efeito osmótico

Se mergulharmos o caule de uma flor em água, ela se mantém viçosa por algum tempo. Por quê? Porque a água penetra pelo caule, sobe até a flor e a mantém intumescida.



EDUARDO SANTALÍESTRA/CID

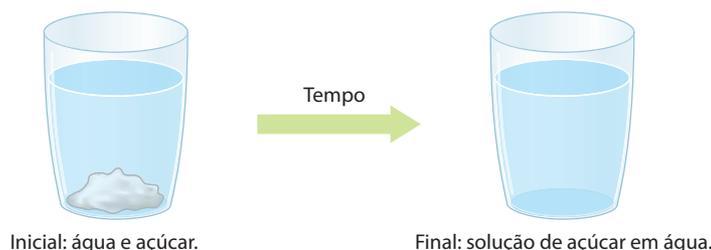


EDUARDO SANTALÍESTRA/CID

Se mergulharmos o caule de uma flor em água com sal, ela irá murchar rapidamente. Por quê? Porque a água presente naturalmente na flor tende a “escapar” em direção à água salgada.

Fatos como os descritos acima são muito frequentes e importantes nos seres vivos e são chamados de **efeitos** (ou **fenômenos**) **osmóticos**. É o que explicaremos neste item.

5.1. Conceitos gerais



Inicial: água e açúcar.

Final: solução de açúcar em água.

ADILSON SECCO

Colocando um pouco de açúcar num copo de água, verificamos que inicialmente o açúcar vai para o fundo. No entanto, com o passar do tempo, **mesmo que a água não sofra agitação**, notamos que **o açúcar se dissolve e se distribui uniformemente por toda a solução**. A esse movimento **espontâneo** do açúcar, dissolvendo-se e distribuindo-se por toda a solução, dá-se o nome de **difusão** (evidentemente, a difusão se torna “mais visível” se, em lugar do açúcar, usarmos uma substância colorida, como KMnO_4 , $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$ etc.).

Difusão é o movimento espontâneo entre partículas de substâncias diferentes, que se misturam dando origem a uma solução.

VOCÊ JÁ PAROU PARA PENSAR ?

A difusão é apenas um aspecto particular da **tendência geral, que existe na natureza, de igualar e uniformizar todas as coisas**:

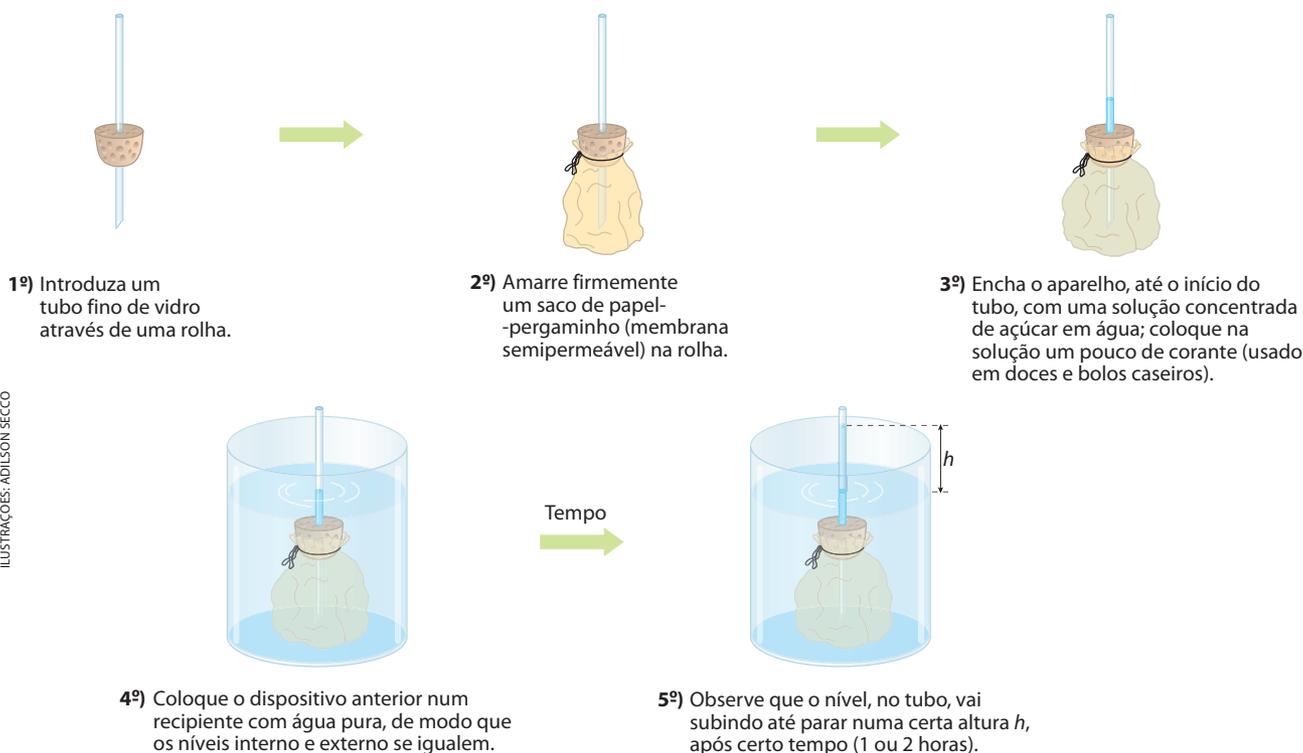
- os gases se misturam e se distribuem uniformemente num recipiente;
- nos vasos comunicantes, os líquidos se movimentam até que os níveis se igualem;
- o calor passa de um corpo quente a um corpo frio até que as temperaturas se igualem;
- a eletricidade flui de um corpo para outro até que os potenciais elétricos se igualem;
- analogamente, na experiência anterior, o açúcar se difunde através da água até que sua concentração se torne igual em todos os pontos da solução.

Retomando a solução de água e açúcar, vamos supor agora a existência de uma película ou membrana que impeça a passagem do açúcar, mas não impeça a passagem da água – é o que se chama de **membrana semipermeável**, que pode ser exemplificada por tripas de animais (como as que envolvem linguiças, salsichas), bexigas de animais, papel vegetal, papel-pergaminho, películas de acetato de celulose etc.

Membrana semipermeável ideal é a que permite a passagem do solvente e impede a passagem do soluto.

(Vale destacar que não existe uma membrana semipermeável perfeita; todas acabam deixando passar moléculas e íons menores, retendo apenas os solutos formados por partículas maiores.)

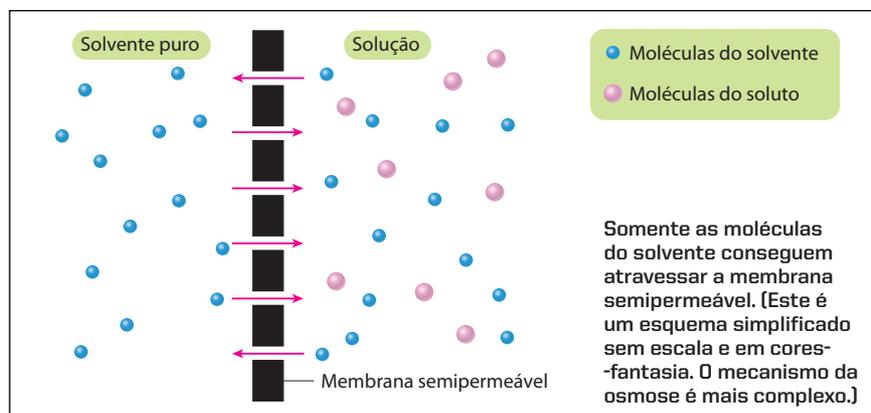
O que acontece quando uma membrana semipermeável impede a difusão do açúcar através da água? Muito simples: já que o açúcar não pode “procurar” a água, é a água que “procura” o açúcar. Uma verificação rudimentar desse fato pode ser feita do seguinte modo:



ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

O que aconteceu nesse experimento? O papel-pergaminho (membrana semipermeável) não permitiu a passagem das moléculas de açúcar do “lado da solução” para o “lado do solvente puro”, **impedindo assim que o açúcar se difundisse por todo o solvente**; ocorreu, então, o movimento contrário, isto é, a água atravessou o pergaminho, entrando na solução e determinando a subida do nível no tubo de vidro. Esse movimento da água chama-se **osmose**. A pressão que impede a água chama-se **pressão osmótica**. E o aparelho anterior, embora rudimentar, é um **osmômetro** (do grego *osmos*, que significa “impulso”).

Osmose é o movimento do solvente através de uma membrana semipermeável.



ADILSON SECCO

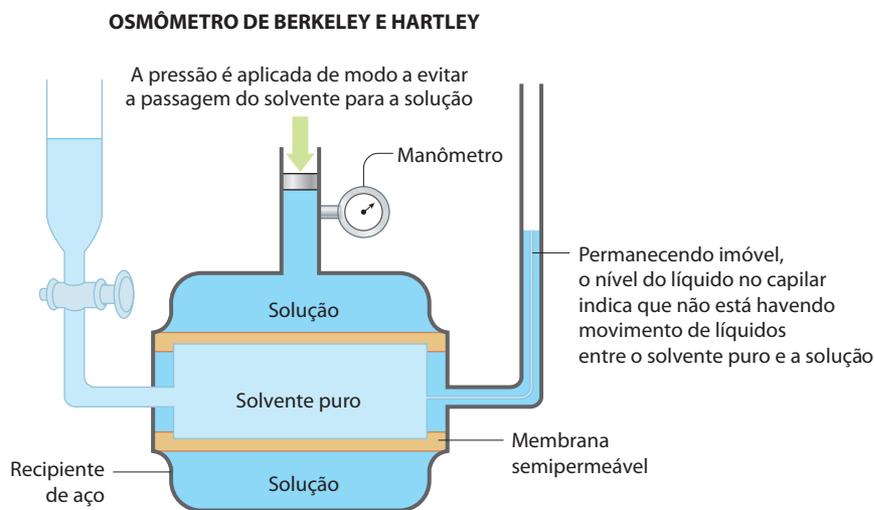
Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

De fato, a água tanto pode entrar na solução – **endosmose** – como pode sair da solução – **exosmose**. No início do experimento da página anterior, a velocidade de endosmose é maior que a velocidade de exosmose; por isso, o nível do líquido, no tubo, vai subindo. Depois de certo tempo, o peso da coluna líquida (h) cria uma pressão hidrostática que contrabalança a pressão osmótica; nesse instante, as velocidades de endosmose e exosmose se igualam, e o nível do líquido no tubo estaciona (5ª etapa – página anterior).

Observamos os mesmos fenômenos se, no lugar da água pura, colocamos uma solução aquosa de açúcar, mais diluída que a existente no interior do saco de papel-pergaminho; continua valendo aqui a **tendência universal** que as soluções têm de procurar uniformizar as concentrações em todos os pontos do sistema.

Voltamos a insistir, porém, que os fenômenos só ocorrerão como acabamos de descrever quando a membrana for **semipermeável**. Se, pelo contrário, a membrana deixar passar soluto e solvente (membrana permeável), não notaremos nenhum fenômeno de natureza osmótica.

Observe ainda que, no experimento feito com o tubo de vidro e o saco de papel-pergaminho, a água, ao entrar na solução, vai diluí-la. Os osmômetros modernos evitam essa diluição, aplicando uma pressão mecânica sobre a solução. É o que ocorre, por exemplo, no osmômetro de Berkeley e Hartley, esquematizado abaixo. Nesse osmômetro, a membrana semipermeável é uma placa porosa (semelhante às velas de filtro de água), impregnada de uma substância gelatinosa, que pode ser ferrocianeto cúprico, $\text{Cu}_2[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, ou acetato de celulose especial.



[Representação esquemática sem escala; cores-fantasia.]

A partir do funcionamento dos osmômetros modernos chega-se à definição atual de pressão osmótica:

Pressão osmótica é a pressão exercida sobre a solução para impedir sua diluição pela passagem do solvente puro através de uma membrana semipermeável.

É interessante notar que, se a pressão mecânica sobre a solução for exagerada, o fenômeno normal se inverterá, isto é, o solvente passará da solução para o lado do solvente puro; é o que se denomina **osmose reversa**, empregada em processos de dessalinização da água do mar, para obtenção de água potável.

Define-se também:

Osmometria é o estudo e a medição da pressão osmótica das soluções.

5.2. Leis da osmometria

As leis da osmometria foram determinadas experimentalmente por Van't Hoff. Esse cientista comprovou que, em soluções diluídas de solutos não iônicos, a pressão osmótica independe do soluto e obedece, fundamentalmente, a duas leis:

Primeira Lei da Osmometria

Em temperatura constante, a pressão osmótica é diretamente proporcional à molaridade da solução.

Matematicamente:

$$\pi = k\eta \quad \text{ou} \quad \pi = k \frac{n_1}{V}$$

Em particular, para um número fixo (n_1) de mols do soluto, a pressão osmótica será inversamente proporcional ao volume da solução.

Segunda Lei da Osmometria

Em molaridade constante, a pressão osmótica é diretamente proporcional à temperatura absoluta da solução.

Matematicamente:

$$\pi = k'T$$

Note que essas leis são semelhantes às leis dos gases perfeitos: a primeira traduz a ideia da Lei de Boyle-Mariotte; e a segunda, a Lei de Charles Gay-Lussac. Experiências posteriores levaram a concluir que **a equação fundamental da osmometria, para soluções moleculares e diluídas, é idêntica à equação dos gases perfeitos:**

$$\pi V = n_1 RT \quad \text{ou} \quad \pi V = \frac{m_1}{M_1} RT$$

ou, ainda:

$$\pi = \frac{n_1}{V} RT \quad \text{ou} \quad \pi = \eta RT$$

Nessas expressões: $\left\{ \begin{array}{l} \pi = \text{pressão osmótica da solução (atm);} \\ V = \text{volume da solução (L);} \\ T = \text{temperatura absoluta da solução (K);} \\ n_1 = \text{quantidade em mols do soluto;} \\ R = \text{constante universal dos gases} \\ \text{perfeitos} = 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}. \end{array} \right.$

Portanto, podemos dizer que: “a pressão osmótica de uma solução é igual à pressão que o **soluto** exerceria se fosse gasoso e se estivesse ocupando o volume todo da solução, na mesma temperatura da solução”.

Desse modo, a pressão osmótica pode atingir valores bastante elevados. Por exemplo, 1 mol de um soluto não iônico, presente em 1 L de solução, exerce a 0 °C uma pressão osmótica igual a 22,4 atm!

Jacobus Henricus Van't Hoff

Físico-químico holandês, nasceu em 1852 e faleceu em 1911. Foi professor nas universidades de Amsterdã e de Berlim e contribuiu muito para o desenvolvimento da Físico-Química, com seus trabalhos na Osmometria, na Termodinâmica e na Cinética Química. Desenvolveu também a Teoria do Carbono Tetraédrico, de grande importância na explicação da estrutura dos compostos orgânicos. Por seus trabalhos, Van't Hoff foi agraciado, em 1901, com o primeiro Prêmio Nobel atribuído à Química.



AKG/LATINSTOCK

5.3. Classificação das soluções

Tendo duas soluções, à mesma temperatura, com pressões osmóticas π_A e π_B , dizemos que:

- a solução A é **hipertônica** em relação à B, quando $\pi_A > \pi_B$;
- a solução A é **isotônica** em relação à B, quando $\pi_A = \pi_B$;
- a solução A é **hipotônica** em relação à B, quando $\pi_A < \pi_B$.

Duas soluções isotônicas são também denominadas **soluções isosmóticas** ou **soluções de igual tonicidade**.

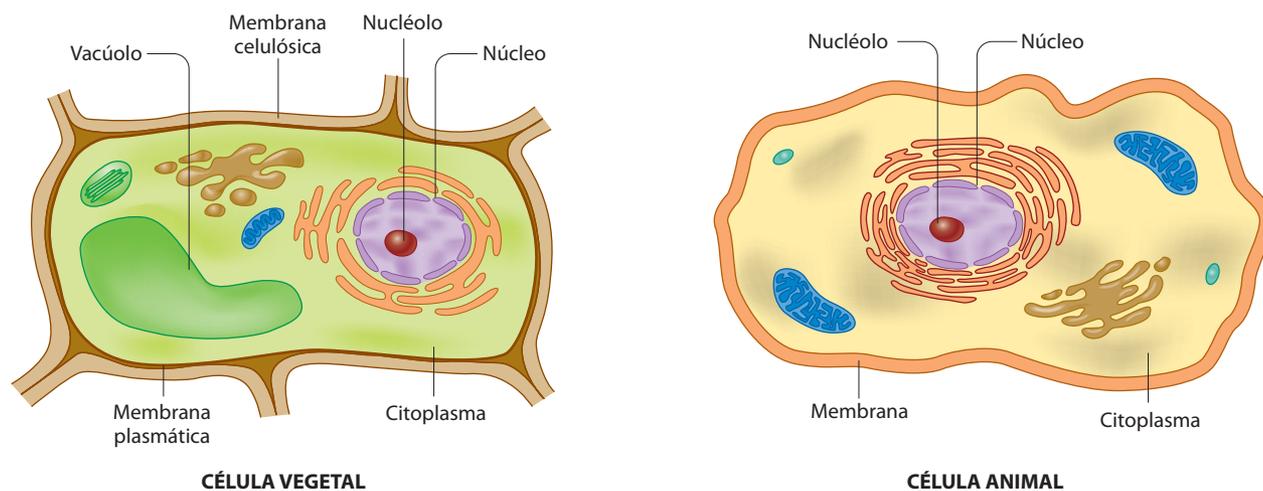
5.4. Determinação de massas moleculares

A pressão osmótica é um efeito coligativo muito mais pronunciado que os efeitos tonométrico, ebuliométrico e criométrico. Sendo assim, a pressão osmótica pode ser determinada com precisão, constituindo um excelente método para determinar as massas moleculares dos solutos.

Também é interessante acrescentar que, em uma solução coloidal, os efeitos tonométrico, ebuliométrico e criométrico são imperceptíveis; a pressão osmótica, contudo, pode ser medida e constitui um dos métodos de determinação da **massa média** das partículas coloidais (também chamada de **massa micelar média**).

5.5. A pressão osmótica e os seres vivos

Todas as células vivas, vegetais e animais, são envolvidas por membranas semipermeáveis. Essa semipermeabilidade, porém, tem caráter seletivo, isto é, a membrana da célula “reconhece” e deixa entrar as moléculas dos alimentos, deixa sair as moléculas finais do metabolismo, mas não permite a saída das moléculas constituintes da própria célula.



[Representações esquemáticas sem escala; cores-fantasia.]

A água, que é um constituinte fundamental dos seres vivos, entra e sai das células, atravessando a membrana celular, trazendo e levando inúmeras substâncias. Das diferenças de concentração entre as soluções aquosas existentes dentro e fora da célula, resultam fenômenos biológicos de grande importância, como os descritos a seguir.

- a) O sangue humano tem várias substâncias dissolvidas, que lhe conferem uma **pressão osmótica** da ordem de 7,8 atm (não confunda com a **pressão arterial**, que é a pressão mecânica do sangue medida nos consultórios médicos). Sendo assim, os glóbulos vermelhos do sangue, por exemplo, estão calibra-

dos para viver nessa pressão osmótica de 7,8 atm. Se um glóbulo vermelho for colocado em água pura, a água começará a penetrar através da membrana, e o glóbulo vermelho irá “inchando” até “explodir”. Se, pelo contrário, colocarmos um glóbulo vermelho numa solução aquosa com bastante sal, ele irá “murchar”, devido à saída de água de seu interior.



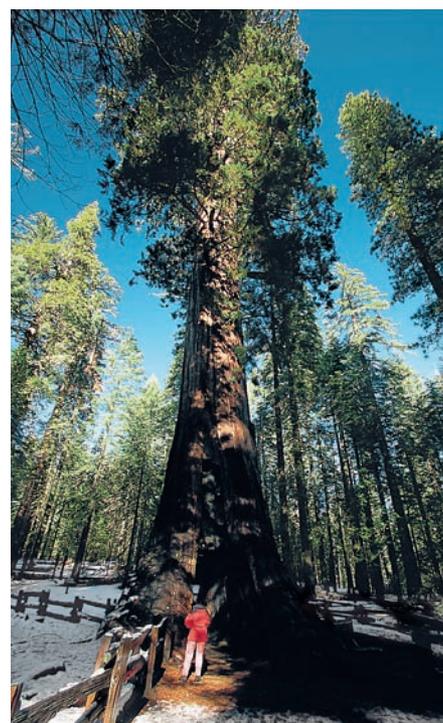
ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

Por esse motivo, o **soro fisiológico** injetado nas veias dos pacientes **deve ser isotônico em relação ao sangue**, isto é, deve ter sais dissolvidos em quantidade (equivalente a 0,9% de NaCl) tal que a pressão osmótica do soro seja também 7,8 atm, igual à do sangue.

b) A pressão osmótica é também muito importante para os vegetais:

- as flores recém-cortadas se mantêm viçosas quando seus caules são mergulhados em água; isso acontece porque a água penetra pelo caule e chega até as pétalas das flores, mantendo-as inturgescidas;
- analogamente, as frutas secas, como a ameixa-preta, incham quando colocadas em água;
- pelo contrário, as verduras cruas murcham mais rapidamente após serem temperadas com sal, porque este retira água das células das verduras, por efeito osmótico;
- a pressão osmótica é também a principal responsável pela subida da seiva, desde a terra até a parte mais alta das árvores; e não se esqueça de que existem árvores com 50 m de altura e até mais.

c) A pressão osmótica contribui também para a conservação dos alimentos. A **carne salgada** e as **frutas cozidas em calda muito doce** não se estragam com facilidade. Nesse caso, o excesso de sal ou de açúcar faz as células dos micro-organismos que poderiam deteriorar esses alimentos perderem água por osmose, num processo que acaba por matá-los.



A seiva chega até mesmo nas partes mais altas das árvores (como nessa sequoia gigante) devido à pressão osmótica. (King's Canyon, Califórnia, Estados Unidos.)

RICHARD PACKWOOD/OXFORD SCIENTIFIC/OTHER IMAGES

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

5.6. Conclusões

Neste capítulo, estudamos quatro fenômenos, denominados **efeitos coligativos** ou **propriedades coligativas**, a saber:

Propriedade coligativa	Estudada pela
Diminuição ou abaixamento da pressão máxima de vapor do solvente	Tonoscopia ou tonometria
Aumento ou elevação da temperatura de ebulição do solvente	Ebulioscopia ou ebuliometria
Diminuição ou abaixamento da temperatura de congelamento do solvente	Crioscopia ou criometria
Pressão osmótica	Osmoscopia ou osmometria

Das leis de Raoult e de Van't Hoff decorre também que a intensidade desses fenômenos **depende apenas do número de partículas** existente na solução, e **não da natureza dessas partículas**. Assim, por exemplo, se x moléculas de açúcar, dissolvidas em 1 L de água, provocam o aumento da temperatura de ebulição da água de 100 °C para 101 °C, iremos verificar que outras x moléculas de qualquer substância, não ionizada, irão provocar exatamente o mesmo efeito.

Desse fato, decorre a definição:

Propriedades coligativas das soluções são propriedades que dependem apenas do número de partículas dispersas na solução, independentemente da natureza dessas partículas.



Questões

Registre as respostas em seu caderno

- Cite qual é a limitação no uso das membranas semipermeáveis.
- Explique por que uma uva-passa (ou uma ameixa-preta) **incha** quando colocada em água durante algum tempo.
- Qual é uma das condições exigidas para que um soro fisiológico possa ser aplicado num paciente por via endovenosa?
- Cite quais são as quatro propriedades coligativas estudadas e de qual fator elas dependem.



Atividade prática

Registre as respostas em seu caderno

ATENÇÃO

Jamais cheire ou coloque na boca substâncias utilizadas em experimentos.

Efeito osmótico

Material

- Béquero
- Folha de alface
- Sal de cozinha
- Água

Procedimento

- Coloque cerca de 50 mL de água no béquero e adicione bastante sal.
- Pique a folha de alface com a mão.
- Coloque a alface picada no béquero com a água salgada e deixe em repouso. Observe o que ocorreu e anote.

Perguntas

- Qual o meio mais diluído?
- Existe membrana semipermeável no experimento?
- O que ocorreu com os pedaços de folha de alface?
- As pressões osmóticas da solução interna da folha de alface e da salmoura, no início do experimento, são iguais?
- Qual é o meio hipotônico?
- Ao final do experimento, o que ocorre com as concentrações e com as pressões osmóticas dos dois meios?
- Ao final do experimento, a salmoura é hipotônica, hipertônica ou isotônica em relação à solução contida na folha de alface?



Exercícios básicos

Registre as respostas em seu caderno

Observação: Nos exercícios e testes que virão a seguir, considere sempre conhecido o valor da constante universal dos gases perfeitos:

$$R = 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \quad \text{ou} \quad R = 62,3 \frac{\text{mmHg} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}}$$

- 32.** (Vunesp) Uma das formas de conseguir cicatrizar feridas, segundo a crença popular, é a colocação de açúcar ou pó de café sobre elas. O que estuda a propriedade coligativa que melhor explica a retirada de líquido, pelo procedimento descrito, favorecendo a cicatrização?
- osmometria
 - crioscopia
 - endoscopia
 - tonoscopia
 - ebuliometria

- 33.** (UFMT) A água de coco apresenta características isotônicas em relação ao sangue humano, não sendo necessário acrescentar nenhum eletrólito. Outro aspecto importante está relacionado com o envasamento da água, permitindo conservá-la em embalagens Tetra Pak, ou Longa Vida, como também em recipientes que mantêm a água a baixas temperaturas.

(Texto adaptado: <http://www.fotunecity.com/meltingpot/ethiopia/614/index.html>)

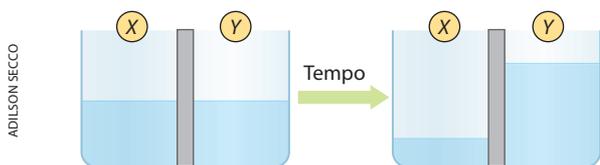
Em relação à água de coco, julgue as proposições.

- ① A água de coco é uma solução heterogênea que apresenta duas fases, uma sólida e outra líquida.
- ① Se a água de coco fosse uma solução hipotônica e a ela não fosse acrescentado nenhum eletrólito, ela poderia romper as hemácias do sangue.
- ② O fato de a água de coco e o sangue serem misturas isotônicas permite concluir que, quando em contato uma com a outra, a célula animal tende a se contrair, enrugando-se de modo a perder o formato original.
- ③ Pode-se definir pressão osmótica como a pressão externa que se deve exercer numa solução para impedir que, quando em contato com o solvente, ela se dilua, devido à passagem do mesmo, através de uma membrana semipermeável.
- 34.** (U. São Francisco-SP) Sabe-se que por osmose o solvente de uma solução mais diluída atravessa uma membrana semipermeável na direção da solução mais concentrada. Sabe-se, também, que um peixe de água doce é hipertônico em relação à água do rio e hipotônico em relação à água do mar. Se um peixe de água doce for colocado na água do mar, o que acontece com ele?
- a) Morre porque entra água do mar no seu corpo.
 b) Morre porque sai água do seu corpo.
 c) Morre porque entra sal no seu corpo.
 d) Morre porque sai sal do seu corpo.
 e) Sobrevive normalmente.

Exercícios complementares

Registre as respostas em seu caderno

- 39.** (PUC-PR) Volumes iguais de duas soluções, sendo uma de glicose (solução X) e outra de sacarose (solução Y), são postos em contato através de uma membrana semipermeável (permeável à água e não permeável à glicose e à sacarose).



Com o passar do tempo, houve alteração no nível de líquido dos compartimentos conforme mostrado nos esquemas acima. Com base nessas informações identifique a alternativa correta.

- a) a solução Y é hipotônica em relação à X.
 b) a solução Y é mais diluída que a X.
 c) a solução Y tem maior pressão osmótica que a X.
 d) a solução X é hipertônica em relação à Y.
 e) a solução X tem maior pressão osmótica que a Y.

Exercício resolvido

- 35.** Calcule a pressão osmótica, a 27 °C, de uma solução aquosa que contém 6 g de glicose ($M = 180 \text{ g/mol}$) em 820 mL de solução.

Resolução

$$\pi V = \frac{m_1}{M_1} RT$$

$$\pi \cdot 0,820 = \frac{6}{180} \cdot 0,082 \cdot 300$$

$$\pi = 1 \text{ atm}$$

- 36.** (UniFEI-SP) Adotando, para a constante universal dos gases ideais, o valor $0,082 \text{ L} \cdot \text{atm/mol} \cdot \text{K}$, qual a pressão osmótica de uma solução que contém 6,0 g de ureia (massa molecular = 60 u) em 2 litros de água, à temperatura de 20 °C?
- a) 6,60 atm
 b) 1,0 atm
 c) 1,20 atm
 d) 2,40 atm
 e) 72,00 atm
- 37.** Uma solução contendo 9 g de glicose ($M = 180 \text{ g/mol}$) em 200 mL de solução é isotônica de uma solução aquosa de ureia ($M = 60 \text{ g/mol}$). Qual a concentração da solução de ureia?
- 38.** (EEM-SP) Com 22,8 g de As_2S_3 prepara-se 1 L de solução coloidal dessa substância. O sistema obtido apresenta pressão osmótica igual a 7,6 mmHg a 27 °C (dados: $S = 32$; $As = 75$). Qual o número de moléculas de As_2S_3 que constituem a micela do coloide obtido?

Adicionando-se água a cada um desses medicamentos, obtiveram-se soluções que apresentaram as seguintes propriedades.

	Soluções de:
Solúveis no sangue	A, B, C
Iônicas	A, B
Moleculares	C, D
Pressão osmótica igual à do sangue	A, C
Pressão osmótica maior que a do sangue	B, D

Quais os medicamentos que poderiam ser injetados na corrente sanguínea sem causar danos?

- a) A, B, C e D.
- b) A, B e D.
- c) B, C e D.
- d) B e D.
- e) A e C.

43. (FMU/Fiam-Faam/Fisp-SP) Uma injeção endovenosa deve ser isotônica em relação ao sangue para não lesar os glóbulos vermelhos. Se o sangue possui pressão osmótica igual a 7,65 atm a 37 °C, que massa de glicose (C₆H₁₂O₆) deve ser utilizada para preparar 10 mL de uma injeção endovenosa?

- a) 0,45 g
- b) 0,54 g
- c) 2,7 g
- d) 4,54 g
- e) 5,4 g

Dado: massas atômicas em u: H = 1; C = 12; O = 16

44. (Vunesp) Isolou-se uma proteína de uma amostra de soro sanguíneo. Uma dispersão coloidal de 685 mg da referida proteína, em água suficiente para formar 10,0 mL de solução, tem uma pressão osmótica de 0,28 atm a 7 °C ($R = 0,082 \text{ L} \cdot \text{atm} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$). Considerando a proteína como sendo um composto covalente típico, qual é sua massa molecular?

- a) $5,6 \cdot 10^3 \text{ g/mol}$
- b) 685 g/mol
- c) $6 \cdot 10^{23} \text{ g/mol}$
- d) $12 \cdot 10^{-3} \text{ g/mol}$
- e) $12 \cdot 10^3 \text{ g/mol}$

6 >>> As propriedades coligativas nas soluções iônicas

Ainda no século XIX, Raoult e Van't Hoff já haviam percebido que, em concentrações idênticas, as soluções eletrolíticas apresentavam efeitos coligativos maiores que os das soluções não eletrolíticas. Por que acontece isso? A resposta veio com a Teoria da Dissociação Iônica de Arrhenius: "em soluções eletrolíticas, as partículas do soluto se dividem em íons". Ora, uma vez que as propriedades coligativas dependem do número de partículas dissolvidas, é evidente que um aumento do número de partículas acarreta um aumento nos efeitos coligativos. Por exemplo, colocando-se 100 moléculas de açúcar na água, resultarão exatamente 100 partículas dissolvidas; no entanto, colocando-se 100 partículas de NaCl na água, ocorrerá a dissociação $\text{NaCl (s)} \longrightarrow \text{Na}^+ \text{ (aq)} + \text{Cl}^- \text{ (aq)}$; e, uma vez que cada partícula de NaCl se divide em dois íons (Na^+ e Cl^-), teremos, no final, 200 partículas em solução. Com isso, é evidente que o efeito coligativo será duas vezes maior que o verificado na solução de açúcar – admitindo-se ambas dissolvidas em um mesmo volume de água. É por esse motivo que se verifica, experimentalmente, que uma solução aquosa 0,1 molal de NaCl se congela a $-0,372 \text{ }^\circ\text{C}$, enquanto uma solução aquosa 0,1 molal de açúcar se congela a apenas $-0,186 \text{ }^\circ\text{C}$.

Por essa razão, Van't Hoff propôs a criação de um fator de correção para as fórmulas das propriedades coligativas, que passou a ser chamado de **fator *i* de Van't Hoff**. Sendo assim, as fórmulas vistas anteriormente para os efeitos tonométrico ($\frac{\Delta p}{p_0}$), ebuliométrico (Δt_e) e criométrico (Δt_c) passam a ser escritas:

$$[\text{Efeito coligativo}] = K \cdot W \cdot i$$

Para o efeito osmótico, temos:

$$\pi V = n_1 RTi$$

ou

$$\pi = M RTi$$

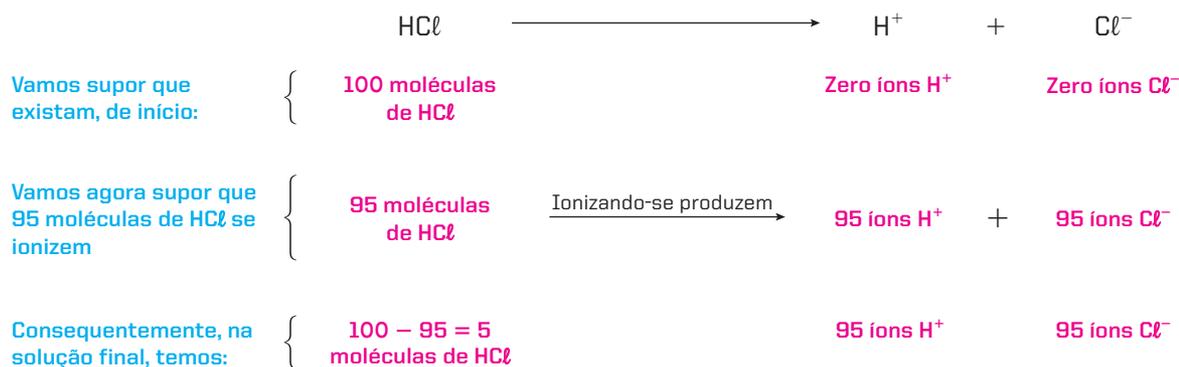
Na verdade, o fator i de Van't Hoff apenas traduz o aumento do número de partículas causado pela dissociação ou ionização, isto é:

$$i = \frac{\text{Número de partículas finais}}{\text{Número de partículas iniciais}}$$

No exemplo inicial do NaCl, temos:

$$i = \frac{2 \text{ partículas finais (Na}^+ \text{ e Cl}^-)}{1 \text{ "partícula" inicial (NaCl)}} \Rightarrow \boxed{i = 2}$$

E se a ionização não for total? Seja, por exemplo, o caso do HCl com os valores numéricos exemplificados abaixo:

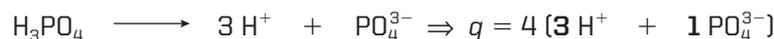
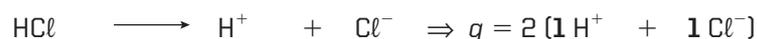


Portanto, temos na solução final: 5 HCl + 95 H⁺ + 95 Cl⁻ que resulta em 195 partículas ao todo. Isso significa que cada **100 moléculas iniciais de HCl** dão origem a **195 partículas finais**. Ora, se o número de partículas aumenta na proporção de $\frac{195}{100} = 1,95$, os efeitos coligativos são também 1,95 vez maiores do que seriam se não tivesse ocorrido a ionização do HCl.

Matematicamente, pode-se concluir que a fórmula genérica para o fator i de Van't Hoff é:

$$i = 1 + \alpha \cdot (q - 1)$$

Nessa expressão, α é o grau de ionização do soluto e q é o número de íons produzidos pela ionização de **uma** molécula do soluto. Vejamos o valor de q em alguns exemplos:



Variação do fator de Van't Hoff

Pela fórmula $i = 1 + \alpha \cdot (q - 1)$, concluímos que:

- quando $\alpha = 0$ (solução molecular) $\Rightarrow \boxed{i = 1}$
 - quando $\alpha = 1$ (solução totalmente ionizada) $\Rightarrow \boxed{i = q}$
- } Portanto: $1 \leq i \leq q$

Considere também que, sempre que uma solução vai sendo diluída, o valor de α tende a 100% e, em consequência, o valor de i tende a se igualar ao valor de q .

Veja que, no exemplo do HCl, $i = 1,95$. De fato, para o HCl o fator i só poderá situar-se no intervalo $1 \leq i \leq 2$, pois cada molécula de HCl, ao se dissociar, só produz 2 íons (H^+ e Cl^-).

Questões Registre as respostas em seu caderno

- Por que, em festas, costuma-se adicionar sal ao gelo onde estão as bebidas?
- Em algumas regiões em que o inverno é rigoroso, faz-se uso do cloreto de cálcio e não do cloreto de sódio nas rodovias cobertas de gelo. Justifique, por meio de propriedades coligativas, a preferência pelo uso de cloreto de cálcio nessas regiões.

Exercícios básicos Registre as respostas em seu caderno

A Tabela Periódica é material de consulta.

45. (UFRGS-RS) O sal é utilizado para provocar o derretimento de neve e de gelo nas estradas de países frios e também para conservar a carne, como no processamento do charque.

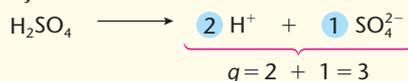
A utilização de sal nessas duas situações corresponde, respectivamente, aos seguintes efeitos coligativos:

- efeito crioscópico e pressão osmótica.
- pressão osmótica e pressão osmótica.
- efeito tonoscópico e efeito crioscópico.
- pressão osmótica e efeito tonoscópico.
- efeito crioscópico e efeito crioscópico.

Exercício resolvido

46. Em uma solução aquosa, o grau de ionização do ácido sulfúrico é 85%. Calcule o fator de Van't Hoff.

Resolução



$$i = 1 + \alpha \cdot (q - 1)$$

$$i = 1 + 0,85 \cdot (3 - 1) \Rightarrow i = 2,70$$

47. Em uma solução aquosa, o grau de dissociação aparente do sulfato de alumínio é 90%. Calcule o fator de Van't Hoff.

Exercício resolvido

48. (FEI-SP) Calcule a pressão de vapor a 30 °C de uma solução de cloreto de sódio, contendo 10,0 g de NaCl e 250,0 g de água. Admita o cloreto de sódio completamente dissociado (pressão máxima de vapor de água a 30 °C = 31,8 mmHg).

Resolução

- Cálculo do fator de Van't Hoff do NaCl

$$i = 1 + \alpha \cdot (q - 1)$$

$$i = 1 + 1 \cdot (2 - 1) \Rightarrow i = 2$$

- Cálculo da pressão de vapor da solução
Pela fórmula da tonometria, temos:

$$\frac{p_0 - p}{p_0} = K_t \cdot \frac{1.000 \cdot m_1}{m_2 \cdot M_1} \cdot i$$

$$\text{em que: } K_t = \frac{M_2}{1.000}$$

Sendo: M_1 = mol do soluto (NaCl) = 58,5 g

M_2 = mol do solvente (H_2O) = 18,0 g

Portanto:

$$\frac{31,8 - p}{31,8} = \frac{18}{1.000} \cdot \frac{1.000 \cdot 10}{250 \cdot 58,5} \cdot 2$$

$$p \approx 31,02 \text{ mmHg}$$

49. Em uma solução aquosa de concentração igual a 9,8 g/L, o ácido sulfúrico está 75% ionizado. Qual é o valor aproximado do abaixamento relativo da pressão máxima de vapor dessa solução? ($H = 1$; $S = 32$; $O = 16$).

Observação: Admita a densidade da solução como sendo praticamente igual a 1 g/mL.

50. (Ulbra-RS) Uma proteína da albumina do ovo é precipitada quando o ovo é cozido em água fervente.

Analise as seguintes afirmações a respeito do processo acima.

- Refere-se a uma reação química.
- O ovo cozinhará mais rápido no pico de uma montanha do que ao nível do mar.
- Estando em água fervente, o ovo cozinhará ao mesmo tempo no pico de uma montanha e ao nível do mar.
- A adição de uma pequena quantidade de sal à água acelerará o cozimento do ovo.
- A utilização de água do mar ou água pura não trará diferença no tempo de cozimento do ovo.

Estão corretas:

- I, II e V.
- III e IV.
- I, II e IV.
- I e IV.
- II e V.

Exercício resolvido

51. (Mackenzie-SP) Qual o grau de ionização de uma solução aquosa de NaCl cuja concentração é de 80 g/1.000 g e que ferve a 101,35 °C? (Constante ebuliométrica molal da água = 0,52 °C; massas atômicas: Na = 23; Cl = 35,5)

Resolução

- Cálculo do fator de Van't Hoff

$$\Delta t = t_e - t_0 = K_e \cdot \frac{1.000 \cdot m_1}{m_2 \cdot M_1} \cdot 1 \Rightarrow 101,35 - 100 = 0,52 \cdot \frac{1.000 \cdot 80}{1.000 \cdot 58,5} \cdot i \Rightarrow i = 1,898$$

- Cálculo do grau de ionização pedido

$$i = 1 + \alpha \cdot (q - 1) \Rightarrow 1,898 = 1 + \alpha \cdot (2 - 1) \Rightarrow \alpha = 0,898 \text{ ou } 89,8\%$$

52. (PUC-PR) Uma solução de 16 g de brometo de cálcio (CaBr₂) em 800 g de água eleva de 0,13 °C o ponto de ebulição dessa solução (K_e = 0,52; massas atômicas: Ca = 40; Br = 80). Qual o grau de dissociação do brometo de cálcio?

- a) 30% b) 45% c) 60% d) 68% e) 75%

53. (Unifor-CE) Sob a mesma pressão, uma solução aquosa de sal de cozinha (NaCl) ferve à mesma temperatura que uma solução aquosa, de mesma concentração em mol/L, de quê?

- a) De glicose (C₆H₁₂O₆). c) De sulfato de sódio (Na₂SO₄). e) De cloreto de magnésio (MgCl₂).
b) De sacarose (C₁₂H₂₂O₁₁). d) De sulfato de magnésio (MgSO₄).

Exercício resolvido

54. Qual será o abaixamento máximo da temperatura de congelamento de uma solução aquosa 0,03 molal de sulfato de crômio, Cr₂(SO₄)₃?

(Constante criométrica molal da água = 1,86 °C)

Resolução

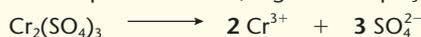
Numa solução iônica **de concentração fixa**, qualquer efeito coligativo atingirá seu **valor máximo** quando o fator de Van't Hoff também atingir seu **máximo**. Neste problema:

$$\Delta t_{c(\text{máx.})} = K_c \cdot W \cdot i_{\text{máx.}}$$

Já vimos na página 118 que $1 \leq i \leq q$ e que i atingirá o valor máximo (q) quando a dissociação do soluto for total ($\alpha = 1$). Conseqüentemente, neste problema teremos:

$$i = 1 + \alpha \cdot (q - 1) \Rightarrow i = 1 + 1 \cdot (5 - 1) \Rightarrow i_{\text{máx.}} = 5$$

Na verdade, esse cálculo nem precisaria ser feito se lembrássemos que todas as "moléculas" Cr₂(SO₄)₃ se dissociaram. Assim sendo, teremos um total de 5 partículas por "molécula", segundo a equação:



Portanto:

$$\Delta t_{c(\text{máx.})} = 1,86 \cdot 0,03 \cdot 5 \Rightarrow \Delta t_{c(\text{máx.})} = 0,279 \text{ °C}$$

55. (Vunesp) Qual é a solução aquosa que apresenta menor ponto de congelamento?

- a) CaBr₂ de concentração 0,10 mol/L. d) glicose (C₆H₁₂O₆) de concentração 0,50 mol/L.
b) KBr de concentração 0,20 mol/L. e) HNO₃ de concentração 0,30 mol/L.
c) Na₂SO₄ de concentração 0,10 mol/L.

56. (UFG-GO) Dois frascos com água, com capacidade de 500 mL cada um, foram colocados no congelador de um refrigerador doméstico. Em um, dissolveu-se 175,0 g de sal de cozinha. Por falha na vedação térmica da porta, a temperatura mínima obtida no congelador é de -5 °C. Considerando que a constante do ponto de congelamento da água (K_c) é de 1,86 K · kg · mol⁻¹, pergunta-se: os líquidos dos dois frascos irão solidificar? Justifique.

Exercício resolvido

57. Qual o abaixamento da temperatura de congelamento de uma solução que contém 2,44 g de ácido benzoico (M = 122 g/mol) em 500 g de benzeno, sabendo-se que nessa solução as moléculas do soluto estão totalmente associadas de duas em duas (C₆H₅COOH)₂? (Constante criométrica molal do benzeno = 5,12 °C)

Resolução

Já que as moléculas do soluto estão totalmente associadas de duas em duas, vamos considerar que a massa molecular do soluto é o dobro do normal:

$$\Delta t_c = K_c \cdot \frac{1.000 \cdot m_1}{m_2 \cdot M_1} \Rightarrow \Delta t_c = 5,12 = \frac{1.000 \cdot 2,44}{500 \cdot (122 \cdot 2)} \Rightarrow \Delta t_c = 0,1024 \text{ °C}$$

Note que o mesmo resultado seria obtido efetuando o cálculo com a massa molecular normal ($M = 122 \text{ g/mol}$) e dividindo o efeito final por 2, já que o número de partículas do soluto se reduz à metade, por efeito da associação.

58. Qual é a pressão osmótica máxima de uma solução aquosa de hidróxido de sódio, de concentração igual a 80 g/L, a 27 °C?

Exercício resolvido

59. (Faap-SP) Verifique se existe isotonia entre uma solução aquosa de NaCl 0,1 M, à temperatura de 27 °C, e uma solução aquosa de sacarose 0,2 M, à mesma temperatura.

Resolução

Uma das maneiras de relacionar os efeitos coligativos de duas soluções é comparar suas equações matemáticas (por exemplo, dividindo uma equação pela outra). Neste problema:

$$\left. \begin{array}{l} \bullet \text{ para a solução de NaCl: } \pi_1 = m_1 RT_1 i_1 \\ \bullet \text{ para a solução de sacarose: } \pi_2 = m_2 RT_2 i_2 \end{array} \right\} \frac{\pi_1}{\pi_2} = \frac{m_1 RT_1 i_1}{m_2 RT_2 i_2}$$

Nesse caso, cancelamos T_1 com T_2 , pois as duas soluções estão à mesma temperatura. Quanto aos fatores de Van't Hoff: na primeira solução, como não foi dado o valor de α , podemos supor o NaCl totalmente dissociado e que, portanto, $i_1 = q_1 = 2$; a segunda solução é molecular e, portanto, $i_2 = 1$ (nem teria sido necessário colocar i_2 na segunda fórmula). Consequentemente:

$$\frac{\pi_1}{\pi_2} = \frac{0,1 \cdot 2}{0,2 \cdot 1} = 1 \Rightarrow \pi_1 = \pi_2$$

Isso prova que as soluções são isotônicas.

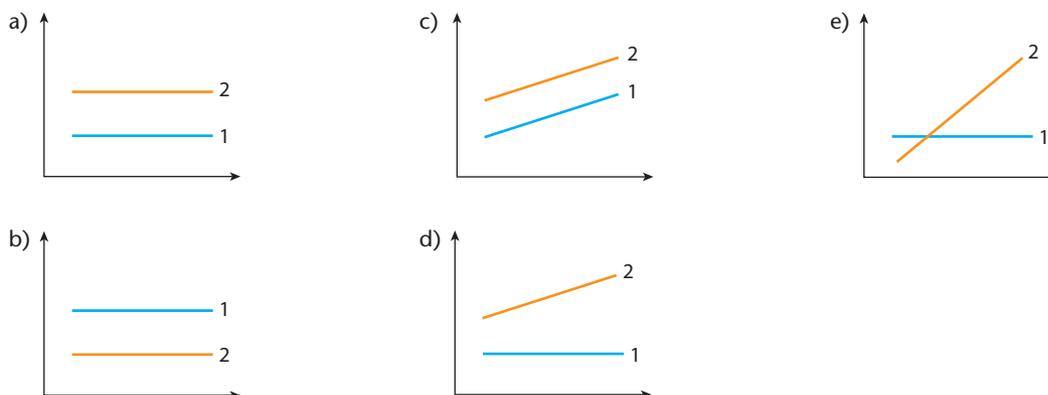
60. Uma solução aquosa 0,28 molar de glicose é isotônica a uma solução aquosa 0,10 molar de um cloreto de metal alcalino terroso, na mesma temperatura. Calcular o grau de dissociação aparente do sal.
61. (Vunesp) Injeções endovenosas de glicose são aplicadas em pessoas que estão alcoolizadas. A solução de glicose, que é injetada nas veias desses pacientes, deve ser isotônica em relação ao sangue, para não lesar os glóbulos vermelhos. Considerando que o sangue humano possui uma pressão osmótica (π) da ordem de 7,8 atmosferas:
- qual deve ser o valor da pressão osmótica da injeção endovenosa a ser aplicada no paciente alcoolizado?
 - demonstre através de cálculos que o soro fisiológico, utilizado nas injeções endovenosas, é solução com concentração $m_l = 0,16 \text{ mol/L}$ em cloreto de sódio (NaCl).

Considere: $R = 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$; $T = 298 \text{ K}$ e $\pi = m_l RT i$

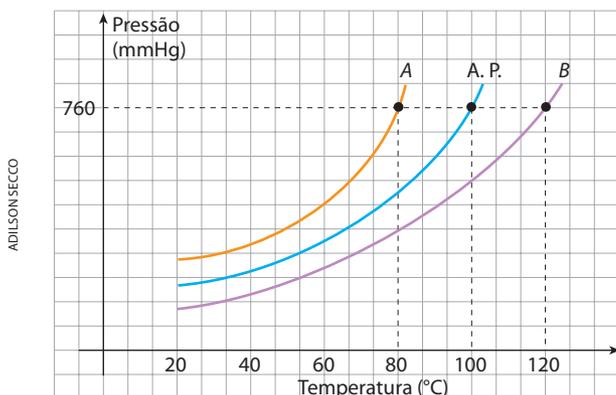
Exercícios complementares

Registre as respostas em seu caderno

62. (Mackenzie-SP) Dentre as soluções abaixo, identifique a que entra em ebulição em temperatura mais elevada.
- 0,2 mol/L de $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$
 - 0,1 mol/L de NaCl (cloreto de sódio)
 - 0,1 mol/L de $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ (glicose)
 - 0,4 mol/L de KNO_3
 - 0,2 mol/L de MgSO_4
63. (Fuvest-SP) Duas panelas abertas contêm líquidos em contínua ebulição: a panela 1 tem água pura e a panela 2 tem água salgada. Qual dos gráficos seguintes mais bem representa a variação das temperaturas dos líquidos em função do tempo?



64. (UFRGS-RS) Considere o gráfico abaixo, 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.



- O que se pode concluir em temperaturas iguais?
- A amostra A constitui-se de um líquido menos volátil que a água pura.
 - A amostra B pode ser constituída de uma solução aquosa de cloreto de sódio.
 - A amostra B constitui-se de um líquido que evapora mais rapidamente que a água pura.
 - A amostra A pode ser constituída de solução aquosa de sacarose.
 - As amostras A e B constituem-se de soluções aquosas preparadas com solutos diferentes.

65. (EEM-SP) Duas soluções aquosas de KOH e NH_4OH , de mesma molalidade, são submetidas a um esfriamento. Em qual das soluções a temperatura de início de congelamento da água é mais baixa? Por quê?

66. (ITA-SP) Considere os valores da temperatura de congelamento de soluções 1 milimol/L das seguintes substâncias:
- $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$
 - $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$
 - $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$
 - Na_2CrO_4
 - $\text{Al}(\text{NO}_3)_3 \cdot 9 \text{H}_2\text{O}$

Identifique a alternativa **correta** relativa à comparação dos valores dessas temperaturas.

- $\text{I} < \text{II} < \text{V} < \text{III} < \text{IV}$
 - $\text{I} < \text{V} < \text{II} \approx \text{III} \approx \text{IV}$
 - $\text{II} < \text{III} < \text{IV} < \text{I} < \text{V}$
 - $\text{V} < \text{II} < \text{III} < \text{IV} < \text{I}$
 - $\text{V} \approx \text{II} < \text{III} < \text{IV} < \text{I}$
67. (UFMT) A adição de qualquer sal à água provoca diminuição da sua temperatura de congelamento. A concentração molar que uma solução aquosa de cloreto de bário (BaCl_2) deve ter para que o abaixamento crioscópico seja o mesmo observado em uma solução aquosa preparada pela dissolução de 58,5 g de cloreto de sódio (NaCl) em 1 L de água é aproximadamente:
- 0,23.
 - 0,15.
 - 0,67.
 - 0,06.
 - 1,00.

68. (PUC-Campinas-SP) Comparam-se as seguintes soluções aquosas, à mesma temperatura e todas de igual concentração em mol/L:

- glicose;
- sacarose;
- cloreto de sódio;
- cloreto de cálcio.

Das resoluções acima, quais são isotônicas (exercem igual pressão osmótica)?

- I e II.
- I e III.
- I e IV.
- II e III.
- III e IV.

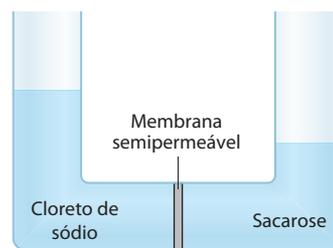
69. (Unifesp) Uma solução aquosa contendo 0,9% de NaCl (chamada de soro fisiológico) ou uma solução de glicose a 5,5% são isotônicas (apresentam a mesma pressão osmótica) com o fluido do interior das células vermelhas do sangue e são usadas no tratamento de crianças desidratadas ou na administração de injeções endovenosas.

- Sem calcular as pressões osmóticas, mostre que as duas soluções são isotônicas a uma mesma temperatura.
- O laboratorista preparou por engano uma solução de NaCl, 5,5% (em vez de 0,9%). O que deve ocorrer com as células vermelhas do sangue se essa solução for usada em uma injeção endovenosa? Justifique.

Dados: As porcentagens se referem à relação massa/volume.

Massas molares em g/mol:	
NaCl	58,5
Glicose	180

70. (UFRGS-RS) Uma solução aquosa diluída de sacarose é posta em contato com igual volume de uma solução aquosa diluída de cloreto de sódio, através de uma membrana semipermeável, resultando no equilíbrio representado abaixo.



A observação da figura permite afirmar que:

- a pressão osmótica da solução de sacarose é maior que a da solução de cloreto de sódio.
- a molalidade da solução de cloreto de sódio é maior que a da solução de sacarose.
- a solução de cloreto de sódio possui temperatura de ebulição inferior à da solução de sacarose.
- ambas as soluções, quando se encontrarem na mesma temperatura, apresentarão a mesma pressão de vapor.
- a solução de cloreto de sódio possui temperatura de normal congelamento inferior à da solução de sacarose.

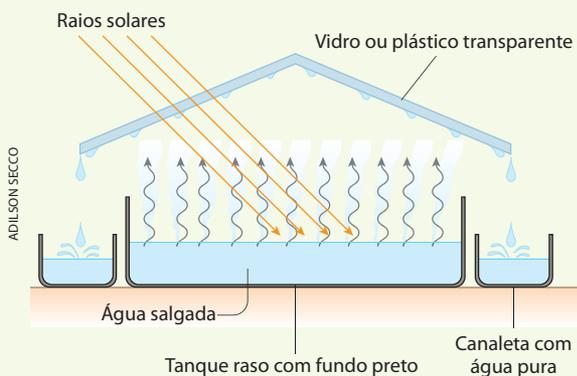


OSMOSE REVERSA

Há no mundo regiões que, apesar de situadas à beira-mar, têm pouca água potável; exemplos são as ilhas gregas, a ilha de Malta, a ilha de Páscoa, as ilhas Fernando de Noronha e os países desérticos do Golfo Pérsico. Nesses casos, seria interessante aproveitar a água do mar, tornando-a potável, tal como já se faz, por exemplo, em navios, plataformas marítimas etc. Por outro lado, encontramos em nosso planeta lugares onde existe água no subsolo, mas contendo muito sal (água salobra), como em certas regiões do Nordeste brasileiro.

Há vários processos de dessalinização da água, que atualmente permitem obter, em todo o mundo, cerca de 15 bilhões de litros de água potável por dia.

Um dos mais antigos é o processo de **evaporação**. Nesse caso, o modo mais simples é colocar a água salgada num tanque com fundo preto; esse tanque é coberto por um teto inclinado, feito de vidro ou de plástico transparente para deixar passar a luz solar; os vapores se condensam na parte interna do teto, e a água condensada escorre para canaletas de recolhimento. Esse processo é simples e barato, mas exige tanques que ocupam grandes áreas — e, evidentemente, só pode ser empregado onde há luz solar abundante. É possível também, embora seja muito mais cara e poluidora, a evaporação da água salgada por aquecimento por queima de carvão ou de petróleo, ou até mesmo com o uso da energia nuclear.



[Representação esquemática sem escala; cores-fantasia.]

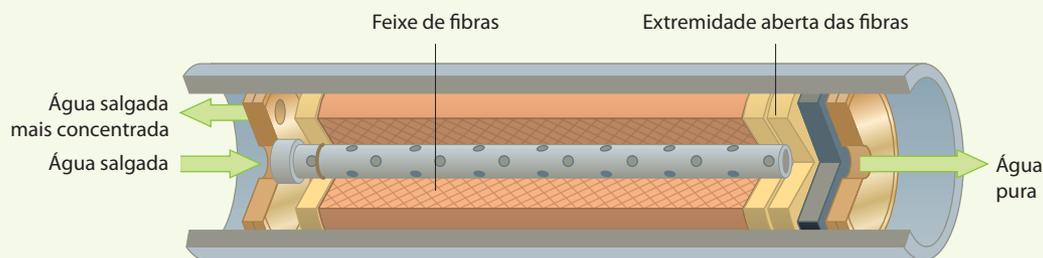
Outro processo possível de dessalinização seria o de **congelamento**. A água do mar é uma solução relativamente diluída; quando a resfriamos, produzimos “gelo puro”, isto é, sem sal, como

já foi explicado no estudo da criometria (página 103). Não se usa esse processo devido a inúmeras dificuldades técnicas. O curioso é que já houve até a ideia de arrastar *icebergs* de regiões frias para regiões que necessitam de água potável (por exemplo, do Polo Norte para a Califórnia).

De todos os processos de dessalinização da água do mar (e também das águas salobras), um dos mais promissores é o da **osmose reversa**. Quando falamos de osmose, dissemos que o fluxo normal é a passagem de água pura para a solução, através da membrana semipermeável. Comentamos também que, no osmômetro de Berkeley e Hartley (página 111), aplica-se uma pressão mecânica sobre a solução, para impedir a entrada de água pura. Se a pressão sobre a solução for bastante aumentada, vai ocorrer a passagem **da água da solução para a água pura**, isto é, no sentido contrário ao da osmose normal; é o que se denomina **osmose reversa**. Nesse processo, a maior dificuldade é fabricar membranas eficientes e de longa duração. Indústrias químicas já desenvolveram membranas adequadas à osmose reversa.

Uma delas usa membranas na forma de fibras plásticas ocas, com poros extremamente pequenos. Milhares dessas fibras são encapsuladas dentro de um tubo de aço, bastante resistente, conforme o desenho abaixo. A água salgada circula por fora das fibras a uma pressão de 40 a 50 atm (a pressão osmótica da água do mar é 24,8 atm); devido à pressão aplicada, a água pura atravessa a parede semipermeável das fibras, chega ao miolo oco de cada fibra e sai pelas extremidades abertas das fibras. A água salgada, agora mais concentrada, sai pela outra extremidade do tubo. Não é possível purificar a água salgada em uma única operação; sendo assim, ela deve atravessar uma bateria de tubos iguais ao descrito.





Sistema com membrana de fibra oca. (Representação esquemática sem escala; cores-fantasia.)

Outra indústria fabrica membranas em elementos enrolados em espiral. A água salgada é pressionada contra a membrana; a água pura atravessa a membrana e sai por um tubo colocado no centro do rolo. Também aqui é necessária uma bateria de elementos para obter uma boa purificação da água, como é mostrado na foto abaixo.



Unidade de dessalinização de água por osmose reversa para o abastecimento da rede pública em Tel Aviv, Israel, 2007.

Uma das maiores instalações mundiais de obtenção de água potável por osmose reversa está situada em Jubail, na Arábia Saudita. Praticamente 50% da água potável desse país é retirada da água do mar.

Atualmente já são vendidos aparelhos manuais de purificação de água por osmose reversa para uso de esportistas, principalmente em competições marítimas; são aparelhos pesando cerca de 3,5 kg e que podem produzir 4,5 litros de água potável por hora.



Purificador de água por osmose reversa. (Novo México, Estados Unidos, 2001.)

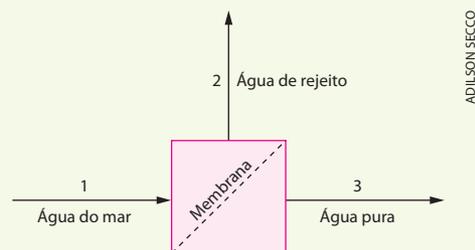
▶ Questões sobre a leitura ▶ Registre as respostas em seu caderno

A Tabela Periódica é material de consulta.

- 71.** Cite uma vantagem e uma desvantagem do processo de evaporação para a dessalinização da água.
- 72.** Explique o significado do nome “osmose reversa”.
- 73.** Pesquise se existe algum lugar no Brasil onde se obtém água potável por meio do processo de osmose reversa.
- 74.** (UFC-CE) 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.
Escolha a alternativa correta.
- O processo de reciclagem natural da água (chuvas) é representativo exclusivamente de um fenômeno químico.
 - A água é uma substância química de difícil purificação, pois entra em ebulição a 0 °C, a 1 atm de pressão.
 - A água proveniente das chuvas e de processos artificiais de purificação é sempre considerada uma mistura heterogênea de hidrogênio e oxigênio.
 - A água é considerada um líquido não volátil, pois, a 25 °C, não experimenta o processo de evaporação.
 - A água pura é constituída, quanto à massa, de 11,11% de hidrogênio e 88,89% de oxigênio.

- 75.** (Enem-MEC) Em nosso planeta a quantidade de água está estimada em $1,36 \cdot 10^6$ trilhões de toneladas. Desse total, calcula-se que cerca de 95% são de água salgada, e dos 5% restantes, quase a metade está retida nos polos e geleiras.
O uso de água do mar para obtenção de água potável ainda não é realidade em larga escala. Entre outras razões, por que isso acontece?
- Porque o custo dos processos tecnológicos de dessalinização é muito alto.
 - Porque não se sabe como separar adequadamente os sais nela dissolvidos.
 - Porque comprometeria muito a vida aquática dos oceanos.
 - Porque a água do mar possui materiais irremovíveis.
 - Porque a água salgada do mar tem temperatura de ebulição alta.

- 76.** (UFRJ) Água potável pode ser obtida pelo bombeamento de água do mar contra uma membrana semipermeável que permite somente a passagem de parte da água, de acordo com o diagrama a seguir.



Por esse processo, obtém-se uma corrente de água pura e outra de rejeito, concentrada em sal. Disponha as correntes aquosas 1, 2 e 3, em ordem crescente de temperaturas de congelamento à pressão atmosférica. Justifique sua resposta.

- 77.** (Unicamp-SP) No mundo do agronegócio, a criação de camarões, no interior do Nordeste brasileiro, usando águas residuais do processo de dessalinização de águas salobras, tem se mostrado uma alternativa de grande alcance social. A dessalinização consiste num método chamado de osmose inversa, em que a água a ser purificada é pressionada sobre uma membrana semipermeável, a uma pressão superior à pressão osmótica da solução, forçando a passagem de água pura para o outro lado da membrana. Enquanto a água dessalinizada é destinada ao consumo de populações humanas, a água residual (25% do volume inicial), em que os sais estão concentrados, é usada para a criação de camarões.
- Supondo que uma água salobra que contém inicialmente 10.000 mg de sais por litro sofre a dessalinização conforme descreve o texto, calcule a concentração de sais na água residual formada em mg L^{-1} .
 - Calcule a pressão mínima que deve ser aplicada, num sistema de osmose inversa, para que o processo referente ao item *a* acima tenha início. A pressão osmótica π de uma solução pode ser calculada por uma equação semelhante à dos gases ideais, onde n é o número de mols de partículas por litro de solução. Para fins de cálculo, suponha que todo o sal dissolvido na água salobra seja cloreto de sódio e que a temperatura da água seja de 27 °C. Dado: constante dos gases, $R = 8.314 \text{ Pa L K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$.
 - Supondo que toda a quantidade (em mol) de cloreto de sódio do item *b* tenha sido substituída por uma quantidade igual (em mol) de sulfato de sódio, pergunta-se: a pressão a ser aplicada na osmose à nova solução seria maior, menor ou igual à do caso anterior? Justifique sua resposta.

4 Termoquímica

Durante o cozimento de alimentos ou o funcionamento do corpo humano, de um computador ou do motor de um veículo ocorrem transformações químicas que sempre consomem ou liberam várias formas de energia. Dentre elas, o calor é a forma mais comum.

+ TÓPICOS DO CAPÍTULO

- 1 INTRODUÇÃO
- 2 A ENERGIA E AS TRANSFORMAÇÕES DA MATÉRIA
- 3 POR QUE AS REAÇÕES QUÍMICAS LIBERAM OU ABSORVEM CALOR?
- 4 FATORES QUE INFLUEM NAS ENTALPIAS (OU CALORES) DAS REAÇÕES
- 5 EQUAÇÃO TERMOQUÍMICA
- 6 CASOS PARTICULARES DAS ENTALPIAS (OU CALORES) DAS REAÇÕES
- 7 LEI DE HESS

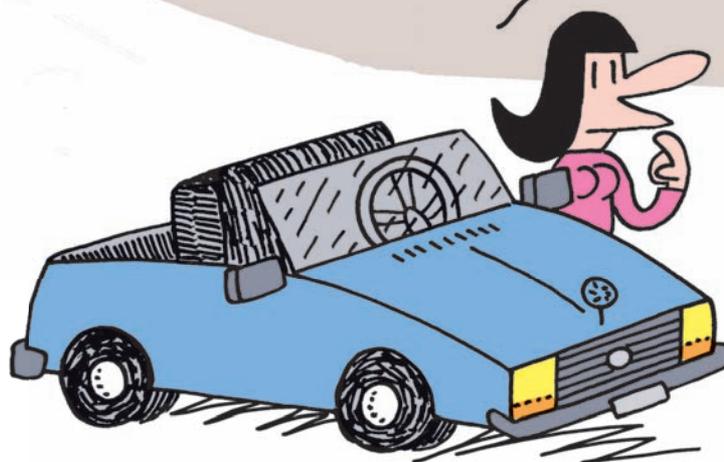
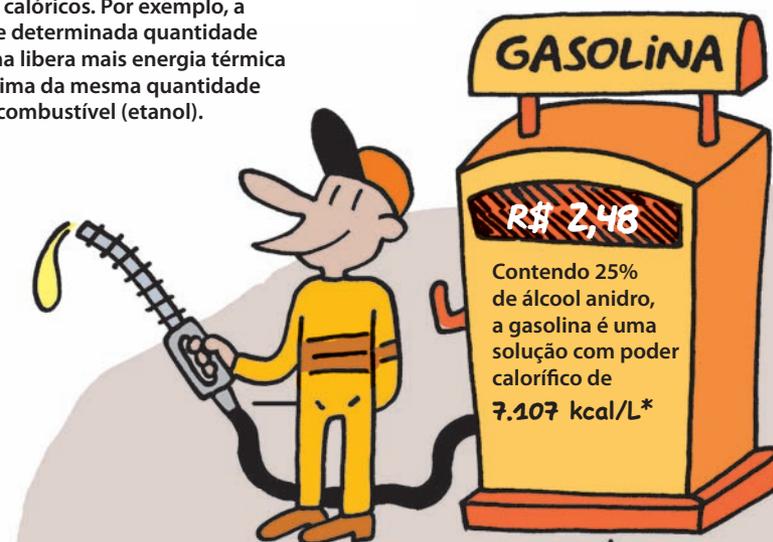
LEITURA: A PRODUÇÃO E O CONSUMO DE ENERGIA

Álcool ou gasolina?

Ao abastecer um carro bicombustível, o motorista pode comparar o custo de cada fonte de energia e escolher o combustível mais econômico.

PODER CALORÍFICO

Assim como ocorre com os alimentos, existem combustíveis mais calóricos ou menos calóricos. Por exemplo, a queima de determinada quantidade de gasolina libera mais energia térmica que a queima da mesma quantidade de álcool combustível (etanol).



ILUSTRAÇÕES: ADAO ITURRUSGARAI

* Quilocalorias por litro.

Fonte dos dados: Ministério de Minas e Energia, julho de 2009.



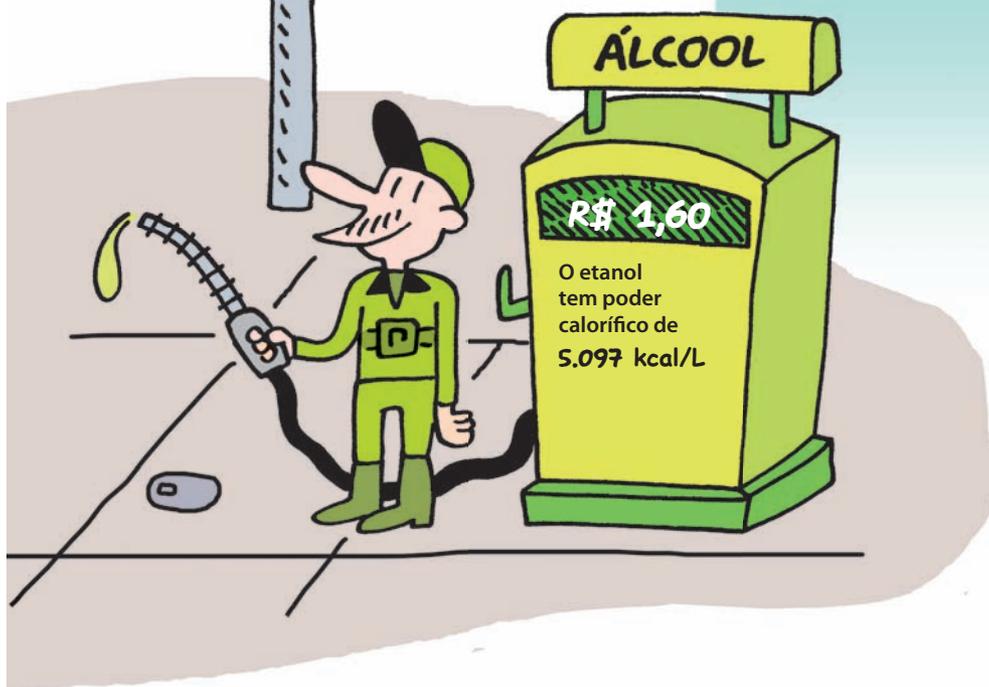
CUSTO AMBIENTAL

A queima completa de compostos orgânicos, como o etanol e a gasolina, gera como produtos CO_2 e H_2O , mais a energia liberada. Na queima da gasolina, o CO_2 emitido tem como origem o petróleo.

Na queima do etanol, o CO_2 emitido tem origem na cana-de-açúcar, que, por sua vez, fixa carbono do ar, na forma de CO_2 , durante seu desenvolvimento.



ILUSTRAÇÕES: ADAO ITURRUGARAI

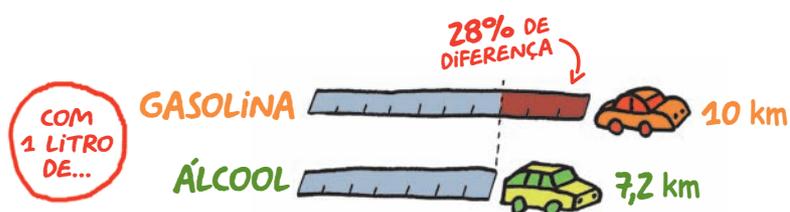


Outro fator revelante são os resíduos presentes nos combustíveis. O petróleo é uma mistura que contém compostos com outros elementos, como o enxofre e o nitrogênio, os quais, queimados, geram gases nocivos na atmosfera.

Os bilhões de toneladas de CO_2 lançados na atmosfera todos os anos geram altos custos ambientais com os quais, em algum momento, as sociedades terão que arcar.

RENDIMENTO

O potencial energético da queima do etanol é cerca de 28% menor que o da gasolina. Assim, um carro bicomustível que percorre 10 quilômetros consumindo um litro de gasolina, percorrerá 2,8 quilômetros a menos com um litro de etanol.



REFLETINDO

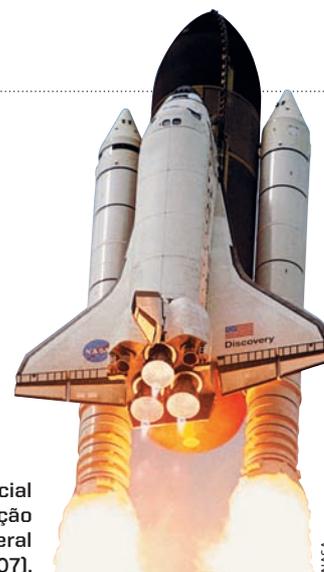
- 1 Comparando os preços dos combustíveis indicados na figura, é mais econômico abastecer com álcool ou com gasolina? Justifique sua resposta.
- 2 Explique a relação existente entre os preços e o poder calorífico desses dois combustíveis.

1 >>> Introdução

A energia acompanha a história da humanidade desde o domínio do fogo até as viagens espaciais.



OSVALDO SANCHES SEQUETIN



Lançamento do ônibus espacial Discovery a partir da Estação do Cabo Canaveral (Flórida, EUA, 2007).

NASA

Nos dias atuais, consomem-se quantidades cada vez maiores de energia em todas as atividades humanas – afinal, **energia** é sinônimo de **conforto**.

BEINO HANNINEN/ALAMY/OTHERIMAGES



Locomotiva elétrica puxando vagões de carga (Finlândia, 2007).

Energia elétrica



CRISTIANE MACHADO/HOJE EM DIA/FUTURA PRESS

Usina hidroelétrica Risoleta Neves (Rio Doce, MG, 2005).



Vista noturna da cidade do Rio de Janeiro (2003).

RICARDO AZOURY/OLHAR IMAGEM

A energia elétrica é uma das formas mais frequentes de energia que usamos – na iluminação, nos aparelhos domésticos, nos escritórios, nas indústrias, nos transportes, nos meios de comunicação etc. No Brasil, essa energia é produzida principalmente pelas hidroelétricas, mas essas usinas trazem preocupações como: as áreas inundadas pelas represas, a falta de chuva que poderia provocar futuros apagões etc. (Em toda essa área temos muitas aplicações da **Física**.)

FERNANDO FAVORETTO/CRIFAF IMAGEM



A queima da gasolina fornece energia para movimentar o carro.

Energia química



CELSONO ÁVILA/FUTURA PRESS

Plataforma de extração de petróleo (Bacia de Campos, 2004).



O combustível usado pelo avião também é derivado do petróleo.

RICARDO AZOURY/PULSAR IMAGENS

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

O petróleo é outra fonte importante de energia – nossos meios de transporte dependem fundamentalmente dele. Infelizmente, a maior parte do petróleo é apenas “queimada”, acentuando o efeito estufa no planeta. Seria mais interessante transformar o petróleo em produtos úteis, como plásticos, tecidos, corantes etc. E não podemos esquecer que o petróleo é um **recurso não renovável** – ou seja, no futuro, ele poderá acabar. (Note que nessa área temos aplicações da **Química**.)

Energia eletroquímica



A câmera digital usa a energia gerada pelas pilhas. (Berlim, Alemanha, 2006.)



Pilhas e baterias são dispositivos que fornecem energia.



O motor desta empilhadeira é acionado pela energia elétrica.

As pilhas e baterias representam uma “forma química” de produção de energia. Como podem ser transportadas com facilidade, elas são muito úteis em aparelhos portáteis como telefones celulares, máquinas fotográficas, *laptops* etc. O lado “ruim” é que contêm substâncias tóxicas, que podem contaminar o ambiente se o seu descarte não for criterioso. (Aqui também temos muitas aplicações da **Química**.)



A prática de esportes consome bastante energia.



Os alimentos são a fonte de energia do nosso organismo.



Estudar e trabalhar aumenta o consumo de energia.

O corpo humano é uma das máquinas mais perfeitas que conhecemos. No entanto, ele também exige combustível (são os alimentos) para sua formação e crescimento (sem engordar ou emagrecer em demasia), para o fornecimento da energia necessária aos nossos movimentos, à manutenção da temperatura corpórea dentro de limites rígidos etc. Até para pensar gastamos energia: o cérebro consome cerca de 20% de nossa energia total. (Aqui funciona uma das **Químicas mais precisas** que conhecemos.)

A Química está muito ligada ao conceito de energia, pois, como sabemos, essa Ciência estuda “a matéria, as transformações da matéria e a **energia** envolvida nessas transformações”.

Além disso, o tema que agora iniciamos é muito importante para respondermos a algumas das perguntas mais cruciais de nossos dias:

- **Do ponto de vista científico-tecnológico:** como produzir mais energia e de modo mais eficiente? Como construir aparelhos (motores, geladeiras etc.) que consumam menos energia?
- **Do ponto de vista político-econômico:** como evitar a falta de energia, no futuro?
- **Do ponto de vista ambiental:** como produzir e consumir energia, sem degradar o meio ambiente?

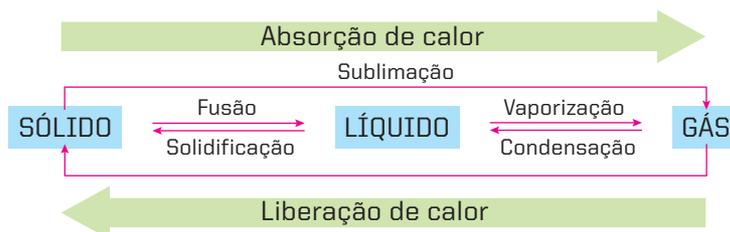
2 >>> A energia e as transformações da matéria

2.1. Conceitos gerais

As transformações físicas e as reações químicas são quase sempre acompanhadas por liberação ou absorção de calor, e vários fenômenos conhecidos ilustram bem esse fato. Sabemos, por exemplo, que precisamos **fornecer** calor (energia) para que a água se aqueça e se vaporize; e que, no sentido inverso – isto é, quando o vapor de água se condensa –, ele **libera** o calor (energia) que havia recebido anteriormente.

A importância de conhecer (e controlar) essas trocas de calor é imensa. A energia térmica do vapor de água, por exemplo, era a energia utilizada nas antigas locomotivas a vapor, e, em nossos dias, é empregada para acionar modernas turbinas – em usinas termoelétricas, na propulsão de grandes navios etc.

No esquema a seguir, mostramos a associação da energia (calor) com os fenômenos físicos denominados **mudanças do estado de agregação** da matéria.



Analogamente, as transformações químicas também são acompanhadas por liberação ou absorção de energia, conforme exemplificamos nesta tabela:

Reações químicas que liberam energia	Reações químicas que absorvem energia
A queima do carvão libera calor (energia térmica).	Devemos fornecer calor para o cozimento dos alimentos.
A queima de uma vela produz luz (energia luminosa).	O Sol fornece a luz (energia luminosa) necessária à fotossíntese clorofiliana nos vegetais.
A reação química em uma pilha produz energia elétrica.	Com a energia elétrica, pode-se provocar a reação de cromagem de peças de um automóvel.
No motor de um automóvel, a queima da gasolina produz energia mecânica (energia cinética).	Uma pancada violenta (energia mecânica) pode detonar um explosivo.

O **calor** é, sem dúvida, a forma mais comum de energia que acompanha as reações químicas. Voltando aos exemplos da primeira coluna da tabela acima, podemos notar que:

- na queima do carvão, descartamos os produtos químicos da reação (CO e CO_2) e aproveitamos apenas o **calor**;
- velas foram inventadas para produzir **luz**, mas também produzem **calor**;
- uma bateria elétrica, se usada muito intensamente, acaba por se aquecer; isto é, além de **energia elétrica**, libera também **calor**;
- o motor do automóvel destina-se a produzir movimento, mas ele se aquece, isto é, também libera **calor**.

Todos esses fatos demonstram a importância deste capítulo da Físico-Química denominado Termoquímica.

Termoquímica é o estudo das quantidades de calor liberadas ou absorvidas durante as reações químicas.

Para a Termoquímica, as reações químicas se classificam em:

- **reações exotérmicas** – são as que produzem ou liberam calor, como por exemplo:
 - a queima do carvão: $C + O_2 \longrightarrow CO_2 + \text{calor}$
 - a combustão da gasolina: $C_8H_{18} + \frac{25}{2} O_2 \longrightarrow 8 CO_2 + 9 H_2O + \text{calor}$(veja que, nesses exemplos, estamos considerando o calor como um dos “produtos” da reação);
- **reações endotérmicas** – são as que absorvem calor, como por exemplo:
 - a decomposição do carbonato de cálcio: $CaCO_3 + \text{calor} \longrightarrow CaO + CO_2$
 - a síntese do óxido nítrico: $N_2 + O_2 + \text{calor} \longrightarrow 2 NO$(nesses exemplos, estamos considerando o calor como um “reagente” necessário ao andamento da reação).

Em geral, basta provocar uma **reação exotérmica** para que ela se inicie e prossiga sozinha, como no exemplo da queima do carvão. Pelo contrário, uma **reação endotérmica** só ocorre quando se fornece continuamente o calor de que ela necessita, como no caso do cozimento dos alimentos.



Sistemas abertos, fechados e isolados

No estudo das trocas de energia entre um sistema e o meio ambiente é útil considerar os seguintes conceitos:

- **sistema aberto** – é o que troca matéria e energia com o meio ambiente. Por exemplo, de um recipiente aberto com água sendo aquecida notamos a “saída” de vapor de água (matéria) e do calor (energia) correspondente;
- **sistema fechado** – é o que troca energia mas **não** troca matéria com o ambiente. Por exemplo, tirando-se uma garrafa de refrigerante **fechada** da geladeira, ela se aquece, mas não há ganho ou perda de matéria;
- **sistema isolado** – é o que **não** troca nem matéria nem energia com o meio ambiente. O exemplo mais próximo é o de uma **garrafa térmica fechada**, de onde não deve “entrar” nem “sair” matéria ou energia (calor). No entanto, não existe garrafa térmica perfeita que “segure” o calor indefinidamente.

Considerar essas três situações é fundamental para a **Termoquímica**, pois lhe permite “contabilizar” as quantidades de energia que “entram” ou “saem” das reações químicas, do mesmo modo que a **Estequiometria** “contabiliza” as quantidades de matéria que reagem e/ou são produzidas.

2.2. Calorimetria

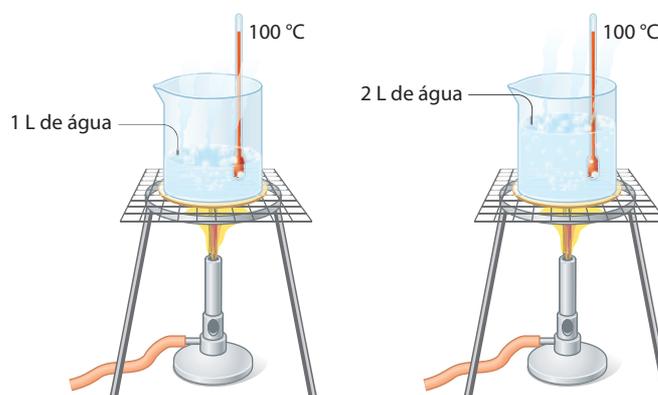
Já comentamos que, no desenvolvimento das pesquisas científicas, é muito importante medir as grandezas envolvidas nos fenômenos observados. No assunto que iniciamos agora, a medição que mais vai nos interessar é a da quantidade de calor trocada entre um sistema qualquer e o ambiente. Formalmente, define-se:

Calorimetria é o estudo e a medição das quantidades de calor liberadas ou absorvidas durante os fenômenos físicos e/ou químicos.

Nesse ponto, é muito importante lembrar a diferença entre **quantidade de calor e temperatura**. Imaginemos, por exemplo, dois béqueres, respectivamente com 1 L e 2 L de água pura, ambos em ebulição e ao nível do mar.

A temperatura é a mesma (100 °C) nos dois casos; no entanto, a quantidade de calor no segundo béquer é o dobro da existente no primeiro, já que ali a quantidade de água também é o dobro.

Note que a **temperatura** de um corpo depende da maior ou menor agitação (**velocidades de translação, de vibração e de rotação**) das partículas (átomos, moléculas ou íons) que o constituem. **A quantidade de calor**, por sua vez, depende da própria temperatura e da massa total do sistema.



ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

Unidades de quantidade de calor

A **quantidade de calor** costuma ser expressa em **calorias (cal)**:

Caloria é a quantidade de calor necessária para elevar de 14,5 °C para 15,5 °C a temperatura de 1 g de água.

Na Termoquímica, usa-se bastante o múltiplo **quilocaloria**, que é 1.000 vezes maior que a caloria.

$$1 \text{ kcal} = 1.000 \text{ cal}$$

Como as várias formas de energia se equivalem (isto é, uma se transforma em outra), podemos também expressar as “quantidades de calor” em outras unidades de energia (e de trabalho), como, por exemplo, **erg, joule** etc. Lembramos que:

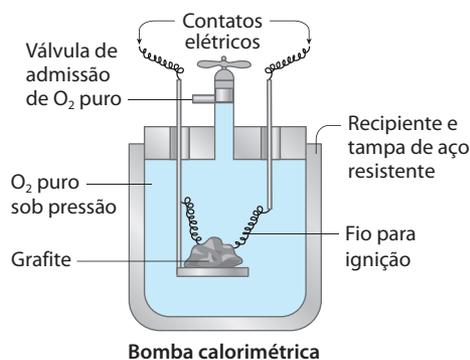
$$1 \text{ cal} = 4,18 \cdot 10^7 \text{ erg} = 4,18 \text{ J}$$

Ressaltamos que no Brasil se adota oficialmente o **Sistema Internacional de Unidades (SI)**, no qual a unidade de energia é o **joule (J)**. Por esse motivo, essa unidade e seu múltiplo – **quilojoule (kJ)** – estão sendo cada vez mais usados em calorimetria:

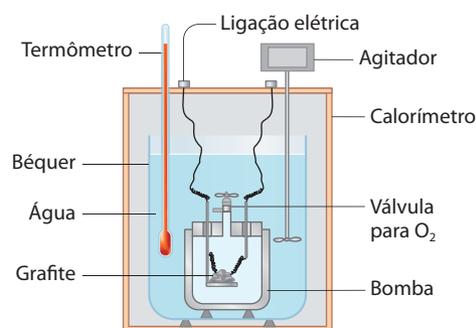
$$1 \text{ kJ} = 1.000 \text{ J}$$

Bomba calorimétrica

É um aparelho utilizado para medir o **calor de combustão** das substâncias. Seu esquema é apresentado nas figuras a seguir:



Bomba calorimétrica



Bomba calorimétrica no interior do calorímetro

(Representações esquemáticas; cores-fantasia.)

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Vamos supor que se queira medir o calor de combustão do carbono (grafite):



Colocamos na bomba calorimétrica, sobre uma pequena placa metálica, uma massa conhecida de grafite, que deve ser atravessada por um fio de ignição. Fechamos a tampa do aparelho e introduzimos oxigênio puro, em excesso e sob pressão. O aparelho é mergulhado na água de um calorímetro, enquanto seus contatos ficam conectados a uma fonte de energia elétrica. Quando se liga a fonte, a corrente incandesce o fio de ignição e provoca a queima do grafite. A quantidade de calor que sai da bomba é absorvida pelo calorímetro e é calculada.

Como a bomba calorimétrica é um aparelho hermeticamente fechado e de **volume constante**, a quantidade de calor aí medida costuma ser denominada **calor a volume constante** (Q_V).



Alimentação e obesidade

Os alimentos são os “combustíveis” do nosso corpo. Durante nosso metabolismo, eles se queimam (embora essa combustão nem sempre seja total), e a energia resultante dessa combustão é utilizada no funcionamento do nosso organismo, na manutenção da temperatura do nosso corpo e em nossos movimentos. Um adulto necessita de uma dieta que lhe forneça, em média, de 2.500 a 3.000 kcal diariamente (o equivalente ao consumo energético de uma lâmpada de 100 W de potência acesa 24 horas por dia).

Evidentemente, o consumo de energia depende das atividades que estamos praticando. Assim, por exemplo:

- sentados, lendo um livro, consumimos de 70 a 150 kcal/h;
- andando normalmente, de 150 a 300 kcal/h;
- correndo, de 500 a 700 kcal/h.

Ingerindo alimentos em excesso, nós engordamos, ou seja, esse excesso fica armazenado no organismo na forma de gordura; por outro lado, se a alimentação é insuficiente, emagrecemos, isto é, nosso organismo aproveita a gordura armazenada, queimando-a para a manutenção de nossa atividade biológica.

Para “ficar em forma”, devemos ter refeições equilibradas e praticar exercícios físicos ou, então, apelar para alimentos *light*, que em geral contêm 25% menos componentes calóricos como açúcar ou gordura (não confundir com alimentos *diet*, que são isentos de açúcar ou de substâncias contendo sódio etc. e são indicados para dietas de pessoas com diabetes, hipertensão ou outros problemas de saúde).

A tabela a seguir mostra os valores energéticos de alguns alimentos comuns.

Atenção: é muito comum as indústrias de alimentos chamarem de **calorias** o que na verdade são **quilocalorias**.

Alimento*	Energia (kcal/g)	Alimento*	Energia (kcal/g)
Arroz	3,58	Açúcar	3,87
Farinha de trigo	3,60	Amendoim	5,44
Milho	1,38	Feijão carioca	3,29
Pão francês	3,00	Mandioca	1,51
Tomate	0,15	Laranja	0,45
Banana prata	0,98	Carne bovina (patinho)	1,33
Manteiga com sal	7,26	Carne bovina (costela)	3,58
Margarina com sal	5,96	Peito de frango	1,49
Óleo de soja	8,84	Sobrecoxa de frango	2,55
Sardinha	1,14	Bisteca de porco	1,64
Ovo de galinha	1,43	Costela de porco	2,56

Fonte: Tabela Brasileira de Composição de Alimentos (TACO). Disponível em: <<http://www.unicamp.br/nepa>>. Acesso em: abr. 2010.

*Os dados são referentes aos alimentos crus.

INFORMAÇÃO NUTRICIONAL		
Porção de 25g		
Quantidade por porção % VD*		
Valor Calórico	100kcal	4,0
Carboidratos	22,0g	5,0
Proteínas	0,5g	1,0
Gorduras Totais	0,5g	1,0
Gorduras Saturadas	0g	0,0
Colesterol	0mg	0,0
Fibra Alimentar	1,0g	3,0
Cálcio	qns	0,0
Ferro	1,0mg	7,0
Sódio	0mg	0,0
Vitamina A	400UI	15,0
Vitamina C	5,0mg	15,0
Vitamina B 1	0,21mg	15,0
Vitamina B 2	0,24mg	15,0
Vitamina B 6	0,30mg	15,0
Vitamina B 12	0,15mcg	15,0
Vitamina PP	2,7mg	15,0
Vitamina D	30UI	15,0
Ácido Fólico	30mcg	15,0
Pantotenato de Cálcio	0,9mg	15,0

* Valores Diários de referência com base em uma dieta de 2500kcal.
qns = quantidade não significativa

Acima, temos as informações nutricionais contidas em uma embalagem de achocolatado.

➔ Questões

Registre as respostas em seu caderno

- Explique por que, ao sair do banho, antes de nos enxugar, sentimos frio.
- Descreva como podem ser classificadas as reações na Termoquímica.
- Uma pessoa precisa fazer uma dieta que lhe forneça 2.000 kcal diárias. A partir da tabela da página anterior elabore uma dieta para essa pessoa, considerando três refeições (café da manhã, almoço e jantar) e dois lanchinhos (um pela manhã e outro à tarde).

➔ Pesquisa

Registre as respostas em seu caderno

Consulte livros, rótulos de alimentos industrializados etc. e procure obter as “calorias” de vários alimentos. Compare o “conteúdo energético” de grupos de alimentos como: frutas, legumes, massas etc.

➔ Atividade prática

Registre as respostas em seu caderno

O efeito térmico da vaporização

Material

- álcool
- 1 termômetro
- 1 pedaço de barbante
- 1 chumaço de algodão

Procedimento

- Pendure o termômetro com o barbante e anote a temperatura.
- Envolva o bulbo do termômetro com o algodão, molhe o algodão com álcool e, após alguns minutos, leia novamente a temperatura e anote.

Pergunta

- O que aconteceu? Por quê?

➔ Exercícios básicos

Registre as respostas em seu caderno

- (Unifor-CE) Considere os seguintes fenômenos:
 - combustão completa do gás natural
 - vaporização do álcool comum
 - dissolução da soda cáustica em água
 - derretimento da parafinaSão endotérmicos **somente** os fenômenos:
 - I e II.
 - I e III.
 - II e III.
 - II e IV.
 - III e IV.
- (Enem-MEC) Ainda hoje, é muito comum as pessoas utilizarem vasilhames de barro (moringas ou potes de cerâmica não esmaltada) para conservar água a uma temperatura menor do que a do ambiente. Isso ocorre porque:
 - o barro isola a água do ambiente, mantendo-a sempre a uma temperatura menor que a dele, como se fosse isopor.
 - o barro tem poder de “gelar” a água pela sua composição química. Na reação, a água perde calor.
 - o barro é poroso, permitindo que a água passe através dele. Parte dessa água evapora, tomando calor da moringa e do restante da água, que são assim resfriadas.
 - o barro é poroso, permitindo que a água se deposite na parte de fora da moringa. A água de fora sempre está a uma temperatura maior que a de dentro.
 - a moringa é uma espécie de geladeira natural, liberando substâncias higroscópicas que diminuem naturalmente a temperatura da água.

- (UFMG) Ao se sair molhado em local aberto, mesmo em dias quentes, sente-se uma sensação de frio. Esse fenômeno está relacionado com a evaporação da água que, no caso, está em contato com o corpo humano. O que explica essa sensação de frio?

- A evaporação da água é um processo endotérmico e cede calor ao corpo.
- A evaporação da água é um processo endotérmico e retira calor do corpo.
- A evaporação da água é um processo exotérmico e cede calor ao corpo.
- A evaporação da água é um processo exotérmico e retira calor do corpo.

Exercício resolvido

- A quantos joules correspondem 500 cal?

Resolução

$$\begin{array}{l} 1 \text{ cal} \text{ ————— } 4,18 \text{ J} \\ 500 \text{ cal} \text{ ————— } x \end{array} \left. \vphantom{\begin{array}{l} 1 \text{ cal} \\ 500 \text{ cal} \end{array}} \right\} \begin{array}{l} x = 2.090 \text{ J} \\ x = 2,09 \text{ kJ} \end{array} \text{ ou}$$

- A quantas calorias corresponde uma energia ou trabalho de 200 J?

6. (Unifor-CE) Foi medido em um calorímetro que um mol de etanol produz $3,6 \cdot 10^2$ kcal. Sabendo-se que a densidade do álcool é de $0,782 \text{ g/cm}^3$, na combustão de 100 mL de etanol serão produzidas:

- a) $612 \cdot 10^3$ cal
- b) $281,5 \cdot 10^2$ kcal
- c) $612 \cdot 10^2$ kcal
- d) $782 \cdot 10^3$ cal

7. (Mackenzie-SP) Em uma embalagem que contém 250 mL de certa bebida láctea, consta que esse alimento possui 6,4 g de carboidratos em cada 100 mL. Se a metabolização exclusivamente desses carboidratos libera 4,0 kcal/g, então a energia liberada na metabolização de todo o conteúdo de carboidratos presente nessa bebida é de:

- a) 25,6 kcal
- b) 64,0 kcal
- c) 256,0 kcal
- d) 100,0 kcal
- e) 40,0 kcal

8. (Uerj) O excesso de gordura no organismo é nocivo à saúde. Considere uma pessoa, com massa corporal estável, que deseje perder gordura, sem alterar sua dieta alimentar. Para essa pessoa, um dispêndio energético de 9 kcal em atividades físicas corresponde à perda de 1 g de gordura corporal.

Para perder 6,0 kg de gordura, o tempo, em minutos, que ela necessita dedicar a atividades físicas, despendendo, em média, 12 kcal/min, corresponde a:

- a) $2,0 \cdot 10^2$
- b) $4,5 \cdot 10^3$
- c) $8,0 \cdot 10^4$
- d) $6,0 \cdot 10^5$

Exercício complementar

Registre as respostas em seu caderno

9. (FEI-SP) Queimando 20,0 g de um carvão, obteve-se um desprendimento de 140.000 cal. Qual é o teor em carbono nesse carvão, admitindo-se que as impurezas são incombustíveis? (Calor de combustão do carbono: 96.000 cal/mol)

3 Por que as reações químicas liberam ou absorvem calor?

Podemos admitir que qualquer substância possui uma certa quantidade de energia armazenada em seu interior, devida, principalmente, às forças de ligação entre seus átomos. Essa energia, quando referida à **pressão constante**, é denominada **entalpia** (e designada por H). Não podemos determinar os **valores absolutos** das entalpias das substâncias. Podemos, porém, determinar as **variações de entalpia** (designadas por ΔH) que ocorrem durante os fenômenos físicos e químicos.

Assim, podemos dizer que:

A **variação de entalpia** (ΔH) é a medida da quantidade de calor liberada ou absorvida pela reação, a pressão constante.

Teremos, então, dois casos a considerar:

a) Uma reação **libera** calor (reação exotérmica) quando a entalpia total dos reagentes é **maior** do que a dos produtos; isto é expresso da seguinte maneira:

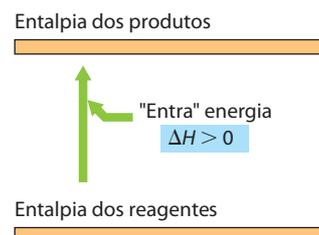
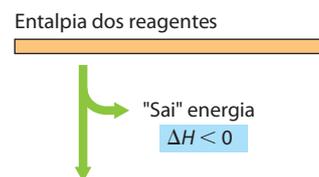
$$H_{\text{reag.}} > H_{\text{prod.}} \Rightarrow \Delta H = H_{\text{prod.}} - H_{\text{reag.}} < 0$$

b) Uma reação deve **absorver** calor (reação endotérmica) quando a entalpia total dos reagentes é **menor** do que a dos produtos; isto é:

$$H_{\text{reag.}} < H_{\text{prod.}} \Rightarrow \Delta H = H_{\text{prod.}} - H_{\text{reag.}} > 0$$

De um modo simples, podemos dizer que a ideia de variação de entalpia corresponde à ideia da "energia que a reação **perde**" enquanto "**ganhamos** o calor da reação" ou vice-versa. Essa ideia corresponde também ao chamado **Princípio da Conservação da Energia** (ou **Primeiro Princípio da Termodinâmica**), que se traduz por:

A energia não pode ser criada nem destruída, apenas transformada.



Questões

Registre as respostas em seu caderno

- Faça um esquema que represente, em um processo (físico ou químico), absorção ou liberação de calor com os respectivos nomes.
- Observe fenômenos de seu dia a dia e classifique-os como processos exotérmicos ou endotérmicos.
- Escolha um processo exotérmico e um processo endotérmico entre os fenômenos citados na questão anterior e esboce um gráfico para eles.
- Quando tiramos um frasco gelado da geladeira observamos, após algum tempo, que ele fica "suado". Proponha uma explicação para esse fato.

Pesquisa

Registre as respostas em seu caderno

As queimadas geram tanto calor que são monitoradas por satélites. Visite o *site* www.inpe.br (acesso em: fev. 2010) e entre na seção "Queimadas". Pesquise e compare os dados e as aplicações disponíveis, e responda:

- Quais os estados brasileiros em que ocorreram mais queimadas no ano passado?
- Segundo o *site*, em sua cidade foi detectada alguma queimada nesse ano?

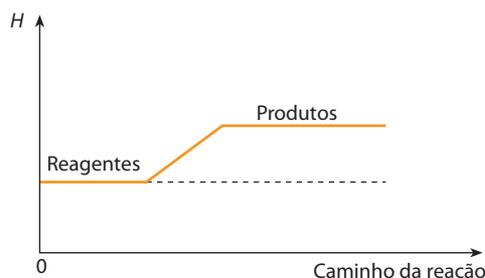
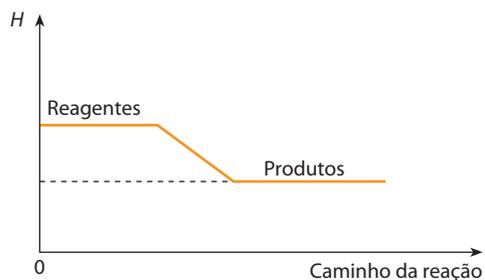
Pesquise agora em um *site* de busca com as palavras-chave: **queimadas** e **efeito estufa no Brasil** e responda:

- No Brasil, as queimadas têm impacto relevante nas emissões de CO_2 ?

Exercícios básicos

Registre as respostas em seu caderno

10. (UFRRJ) Algumas reações químicas se processam espontaneamente, porém outras necessitam absorver energia de uma fonte externa. Caracterize, nos diagramas abaixo, a variação de entalpia das reações, identificando-as como endotérmicas e exotérmicas.



11. (Uece) Observe o esquema.



De acordo com o esquema apresentado, podemos dizer que esse processo deverá ser:

- endotérmico, com $\Delta H = +1.870 \text{ kJ}$.
- endotérmico e absorver 130 kJ .
- exotérmico e liberar 130 kJ .
- exotérmico, com $\Delta H = -1.870 \text{ kJ}$.

12. (UFMT) Nas reações químicas a quantidade de calor liberada ou absorvida pela transformação é denominada calor de reação.

Se uma reação é:

- exotérmica, o sistema perde calor e a vizinhança ganha a mesma quantidade perdida pelo sistema.
- endotérmica, o sistema ganha calor e a vizinhança perde a mesma quantidade recebida pelo sistema.
- exotérmica, sua entalpia final é menor que sua entalpia inicial, logo sua variação de entalpia (ΔH) é menor que zero.
- endotérmica, sua entalpia final é maior que sua entalpia inicial, logo sua variação de entalpia (ΔH) é maior que zero.

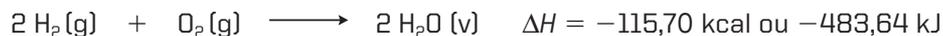
Identifique a(s) alternativa(s) correta(s).

13. (Unisc-RS) Considerando as afirmações abaixo, está errada apenas:

- numa reação exotérmica, os produtos apresentam um conteúdo de calor menor do que os reagentes.
- numa reação exotérmica, ocorre liberação de calor.
- numa reação exotérmica, os reagentes apresentam um conteúdo de calor maior do que os produtos.
- numa reação exotérmica, a variação de entalpia é menor do que zero.
- numa reação exotérmica, a variação de entalpia é maior do que zero.

4 Fatores que influem nas entalpias (ou calores) das reações

Evidentemente, a quantidade de calor liberada ou absorvida numa reação depende, em primeiro lugar, das **quantidades de reagentes e produtos que participam da reação**. Por convenção, considera-se que o valor de ΔH , escrito ao lado de uma equação química, seja referente às **quantidades em mols escritas na equação**. Por exemplo:



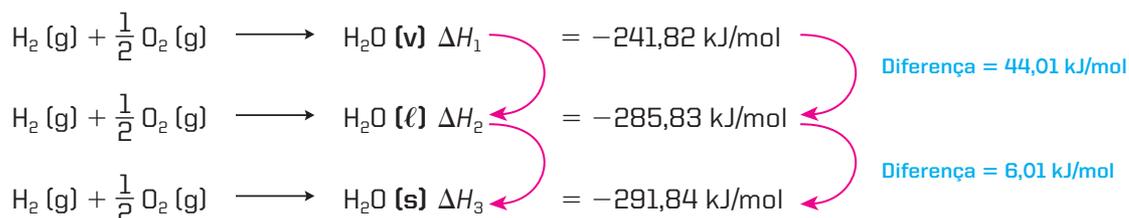
Escrita dessa maneira, a equação acima indica que há liberação de 115,70 kcal (−483,64 kJ) quando **2 mols** de hidrogênio reagem com **1 mol** de oxigênio produzindo **2 mols** de água.

Desse modo, devemos considerar a variação de entalpia como um componente da própria equação, podendo participar dos **cálculos estequiométricos**.

A entalpia de uma reação depende também de uma série de **fatores físicos**, dos quais os principais são:

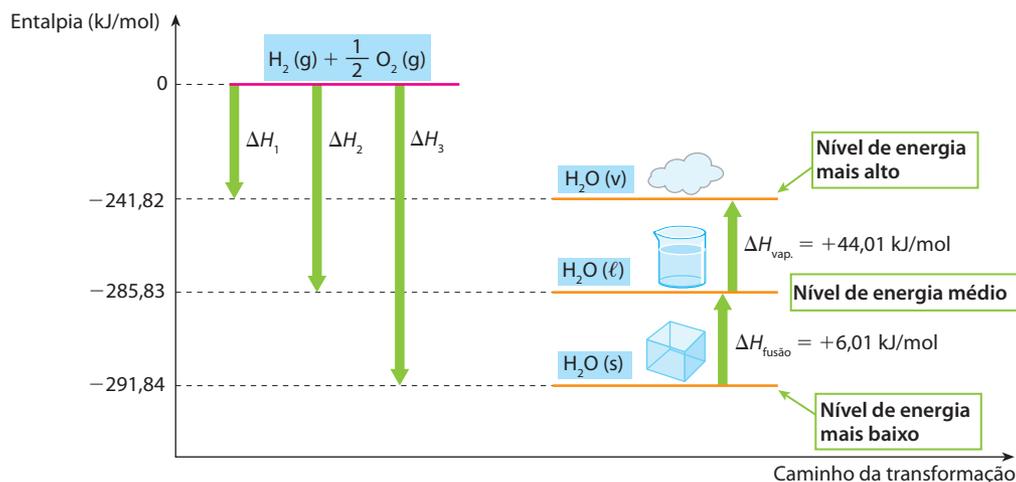
- o estado físico dos reagentes e produtos da reação;
- a forma alotrópica dos reagentes e produtos da reação;
- o fato de os reagentes e produtos estarem ou não em solução e a concentração desta;
- a temperatura na qual se efetua a reação.

Consideremos, como exemplo, a formação da água nos estados sólido **(s)**, líquido **(ℓ)** e vapor **(v)** a 1 atm e 25 °C:

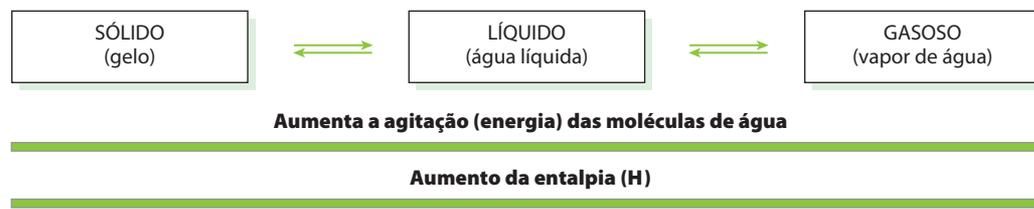


Notamos que o simples fato de a água formada se apresentar no estado de **vapor, líquido ou sólido** (gelo) já altera a entalpia da reação. Experimentalmente, verifica-se que cada mol de gelo consome 6,01 kJ para fundir – é o chamado **calor** (ou **entalpia**) **molar de fusão**; já no estado líquido, cada mol de água consome 44,01 kJ para evaporar – é o chamado **calor** (ou **entalpia**) **molar de vaporização**. Sendo assim, essas quantidades de calor são **somadas** ou **subtraídas** da entalpia da reação, em obediência ao **Princípio da Conservação da Energia**.

Essas considerações podem ser representadas pelo seguinte gráfico:



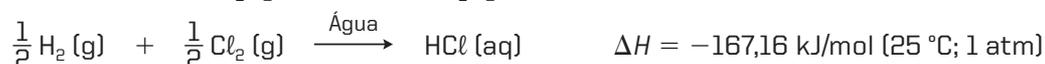
Neste gráfico, observamos que a **entalpia** da água no estado de vapor é a mais alta; no estado líquido, é média; no estado sólido, é a mais baixa. Isso ocorre porque o grau de agitação das moléculas cresce do estado sólido para o gasoso:



5 >>> Equação termoquímica

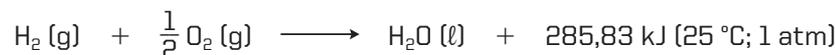
Equação termoquímica é a equação química à qual acrescentamos a **entalpia da reação** e na qual mencionamos **todos os fatores que possam influir no valor dessa entalpia**.

Exemplos:



É importante observar que a **quantidade de calor**, expressa pelo ΔH , **sempre se refere às quantidades dos reagentes e dos produtos** que aparecem escritas na equação termoquímica.

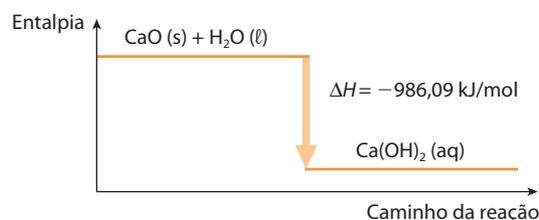
Antigamente, as equações termoquímicas eram escritas colocando-se o **calor** como um dos termos da própria equação. Por exemplo, a primeira das equações escritas acima ficaria:



Diante dessas considerações, repetimos que o calor da reação (ou seja, o valor de ΔH) deve fazer parte de cálculos estequiométricos como qualquer outro participante da reação química.

➔ Questões > Registre as respostas em seu caderno

- Em uma sauna, o calor liberado na condensação do vapor de água é em parte responsável pelo aquecimento da superfície de nossa pele.
 - Faça um esboço de um gráfico que represente o calor envolvido na transformação da água citada no texto.
 - Elabore uma equação que represente o processo citado.
- O gráfico abaixo representa, termoquimicamente, a dissolução do óxido de cálcio em água. Analise o gráfico e justifique a frase: "Ao utilizar a cal, deve-se evitar o contato principalmente com a pele e com os olhos".



- Em qual estado físico um combustível geralmente libera mais energia em uma combustão? Explique.

Exercícios básicos

Registre as respostas em seu caderno

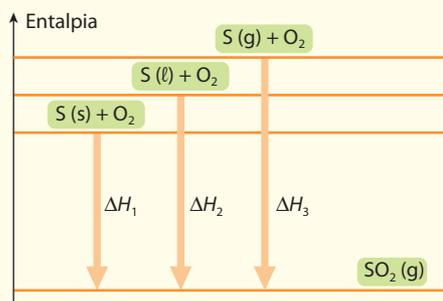
Exercício resolvido

14. Coloque as reações mencionadas abaixo em ordem crescente de liberação de calor, indicando esse fato em um gráfico de entalpia.



Resolução

À medida que uma substância passa, sucessivamente, do estado sólido para o líquido e para o gasoso, sua entalpia ou conteúdo de calor vai aumentando. Aplicando essa ideia ao enxofre, que é o **único que se altera fisicamente, nas três reações dadas, e considerando que a reação de combustão é sempre exotérmica**, temos o gráfico a seguir.

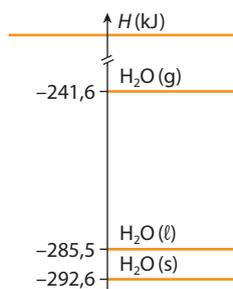


Note que ΔH_1 , ΔH_2 e ΔH_3 são negativos (reação exotérmica), mas em valor absoluto temos:

$$|\Delta H_1| < |\Delta H_2| < |\Delta H_3|$$

que representa a ordem de liberação de calor. Concluímos então que o enxofre gasoso, ao queimar-se, libera mais calor que o enxofre líquido, e este libera mais calor que o enxofre sólido.

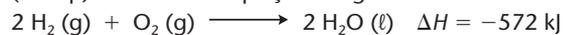
15. (UFSM-RS) Observe o diagrama a seguir.



De acordo com esse diagrama, o que se pode concluir da transformação?

- $\text{H}_2\text{O (g)} \longrightarrow \text{H}_2\text{O (l)}$, $\Delta H = -43,9 \text{ kJ}$ e o processo é exotérmico.
- $\text{H}_2\text{O (l)} \longrightarrow \text{H}_2\text{O (g)}$, $\Delta H = +43,9 \text{ kJ}$ e o processo é exotérmico.
- $\text{H}_2\text{O (s)} \longrightarrow \text{H}_2\text{O (g)}$, $\Delta H = -51,0 \text{ kJ}$ e o processo é endotérmico.
- $\text{H}_2\text{O (g)} \longrightarrow \text{H}_2\text{O (s)}$, $\Delta H = +51,0 \text{ kJ}$ e o processo é endotérmico.
- $\text{H}_2\text{O (s)} \longrightarrow \text{H}_2\text{O (l)}$, $\Delta H = -7,1 \text{ kJ}$ e o processo é endotérmico.

16. (Unesp) Considere a equação a seguir:

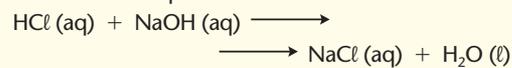


É correto afirmar que a reação é:

- exotérmica, liberando 286 kJ por mol de oxigênio consumido.
- exotérmica, liberando 572 kJ para dois mols de água produzida.
- endotérmica, consumindo 572 kJ para dois mols de água produzida.
- endotérmica, liberando 572 kJ para dois mols de oxigênio consumido.
- endotérmica, consumindo 286 kJ por mol de água produzida.

Exercício resolvido

17. Considerando que:



$$\Delta H = -13,85 \text{ kcal}$$

pergunta-se:

- A reação é exotérmica ou endotérmica?
- Qual é a quantidade de calor envolvida na neutralização de 146 g de HCl (aq), segundo a equação acima?

Resolução

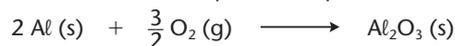
- A reação é exotérmica, de acordo com o valor negativo do ΔH dado.
- Da própria equação, concluímos que:

$$\begin{array}{l} 1 \text{ HCl (aq)} \xrightarrow{\text{Libera}} 13,85 \text{ kcal} \\ 36,5 \text{ g} \text{ ————— } 13,85 \text{ kcal} \\ 146 \text{ g} \text{ ————— } x \end{array}$$

$$x = 55,4 \text{ kcal}$$

Observação: Voltamos a lembrar que muitos problemas de Termoquímica vêm associados ao cálculo estequiométrico.

18. (UFRGS-RS) A reação do alumínio com o oxigênio é altamente exotérmica e pode ser representada como segue.

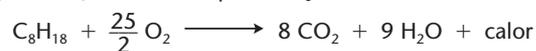


$$\Delta H = -1.670 \text{ kJ}$$

A quantidade de calor, expressa em kJ, liberada na combustão de 1 grama de alumínio é aproximadamente igual a:

- 15.
- 31.
- 62.
- 835.
- 1.670.

19. (UEM-PR) Admitindo que a reação



se complete no sentido indicado, qual é a alternativa correta?

- Há menos energia armazenada nos produtos do que nos reagentes.
- A quantidade de calor liberada independe do estado físico dos produtos.

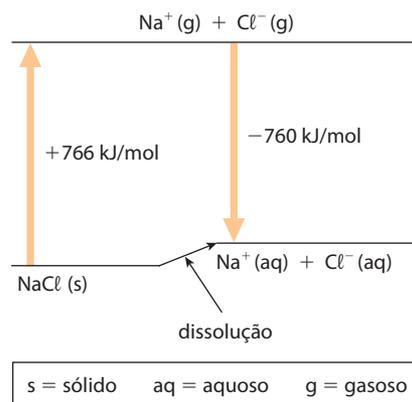
- c) Trata-se de uma reação endotérmica.
 d) A quantidade de energia liberada depende da massa de reagentes.
 e) A combustão de 228 g de C_8H_{18} produz 352 g de CO_2 .

20. (UFRRJ) Nuvens de gotas d'água condensadas são frequentemente vistas surgindo de escapamentos de automóveis. Isto ocorre porque a queima de combustíveis produz dióxido de carbono (CO_2) e água (H_2O). Considerando que a combustão de 1,0 mol de gasolina (sendo o octano — C_8H_{18} — seu constituinte típico) libera 940 kcal, a massa de dióxido produzido e a energia liberada na queima de 10 (dez) litros de gasolina (densidade = 0,79 kg/L), são, respectivamente:

- a) 12,2 kg e $6,5 \cdot 10^5$ kcal
 b) 24,4 kg e $6,5 \cdot 10^4$ kcal
 c) 42,2 kg e $3,5 \cdot 10^2$ kcal
 d) 48,8 kg e $6,5 \cdot 10^5$ kcal
 e) 42,2 kg e $3,5 \cdot 10^6$ kcal

21. (Fuvest-SP) A dissolução de um sal em água pode ocorrer com liberação de calor, absorção de calor ou sem efeito térmico.

Conhecidos os calores envolvidos nas transformações, mostradas no diagrama que segue, é possível calcular o calor da dissolução de cloreto de sódio sólido em água, produzindo Na^+ (aq) e Cl^- (aq).



ADILSON SECCO

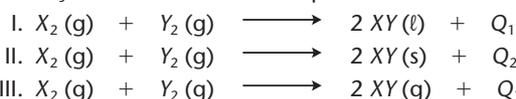
Com os dados fornecidos, pode-se afirmar que a dissolução de 1 mol desse sal:

- a) é acentuadamente exotérmica, envolvendo cerca de 10^3 kJ.
 b) é acentuadamente endotérmica, envolvendo cerca de 10^3 kJ.
 c) ocorre sem troca de calor.
 d) é pouco exotérmica, envolvendo menos de 10 kJ.
 e) é pouco endotérmica, envolvendo menos de 10 kJ.

Exercícios complementares

Registre as respostas em seu caderno

22. (Uerj) As equações químicas abaixo representam reações de síntese, realizadas em diferentes condições, para a obtenção de uma substância hipotética XY.

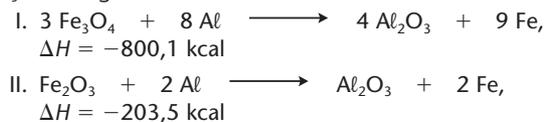


Considere Q_1 , Q_2 e Q_3 as quantidades de calor liberadas, respectivamente, nas reações I, II e III.

A relação entre essas quantidades está expressa na seguinte alternativa:

- a) $Q_1 > Q_2 > Q_3$ c) $Q_3 > Q_1 > Q_2$
 b) $Q_2 > Q_1 > Q_3$ d) $Q_3 > Q_2 > Q_1$

23. (PUC-RS) Quando os óxidos Fe_3O_4 e Fe_2O_3 são reduzidos pelo alumínio conforme as reações expressas pelas equações a seguir:



A quantidade de calor liberada por mol de ferro formado é:

- a) maior na reação I.
 b) maior na reação II.
 c) igual nas duas reações.
 d) igual a $9 \cdot 800,1$ kcal na reação I.
 e) igual a 203,5 kcal na reação II.

24. (Uerj) Um veículo consumiu 63,0 L de gás natural para percorrer uma distância de 225 km. A queima de 28,0 L de gás natural libera $1,00 \cdot 10^6$ J de energia.

A energia consumida, em joules, por quilômetro, foi igual a:

- a) $5,10 \cdot 10^6$ c) $1,00 \cdot 10^4$
 b) $4,50 \cdot 10^5$ d) $2,25 \cdot 10^3$

25. (UFMG) À temperatura de 25 °C, as reações de combustão do etanol e do hexano podem ser representadas por estas equações:

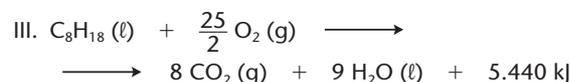
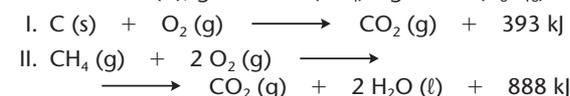


Considerando-se essas informações, é **correto** afirmar que a massa de etanol, C_2H_5OH , necessária para gerar a mesma quantidade de calor liberada na queima de 1 mol de hexano, C_6H_{14} , é de, **aproximadamente**,

- a) 138 g b) 46 g c) 86 g d) 258 g

26. (UFSC) Grande parte da eletricidade produzida em nosso planeta é gerada nas usinas termoelétricas, que consomem enormes quantidades de combustível para transformar a água líquida em vapor de água. Esse vapor passa por uma turbina, gerando eletricidade.

As equações termoquímicas abaixo representam a combustão do carvão (C), gás natural (CH_4) e gasolina (C_8H_{18}):

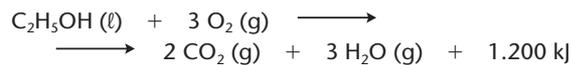
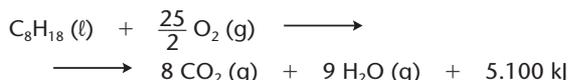


Em relação aos três processos, qual(is) a(s) proposição(ões) **correta(s)**?

- (01) As equações I, II e III representam processos exotérmicos.
 (02) As equações I, II e III representam processos endotérmicos.

- (04) O gás natural deve ser utilizado preferencialmente, pois polui menos.
- (08) Para produzir a mesma quantidade de energia, a quantidade de CO₂ lançada na atmosfera obedece à ordem crescente: gasolina, carvão, gás natural.
- (16) O gás natural libera maior quantidade de energia por mol de CO₂ produzido.

27. (Fuvest-SP) Com a chegada dos carros com motor flex, que funcionam tanto com álcool quanto com gasolina, é importante comparar o preço do litro de cada um desses combustíveis. Supondo-se que a gasolina seja octano puro e o álcool, etanol anidro, as transformações que produzem energia podem ser representadas por



Considere que, para o mesmo percurso, idêntica quantidade de energia seja gerada no motor flex, quer se use gasolina, quer se use álcool. Nesse contexto, será indiferente, em termos econômicos, usar álcool ou gasolina se o quociente entre o preço do litro de álcool e do litro de gasolina for igual a:

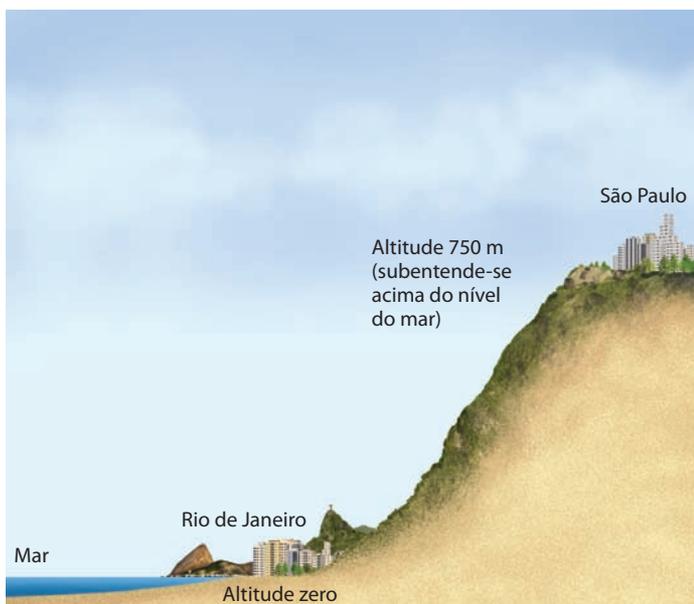
- a) $\frac{1}{2}$ c) $\frac{3}{4}$ e) $\frac{5}{6}$
 b) $\frac{2}{3}$ d) $\frac{4}{5}$

	Massa molar (g/mol)	Densidade (g/mL)
Octano	114	0,70
Etanol	46	0,80

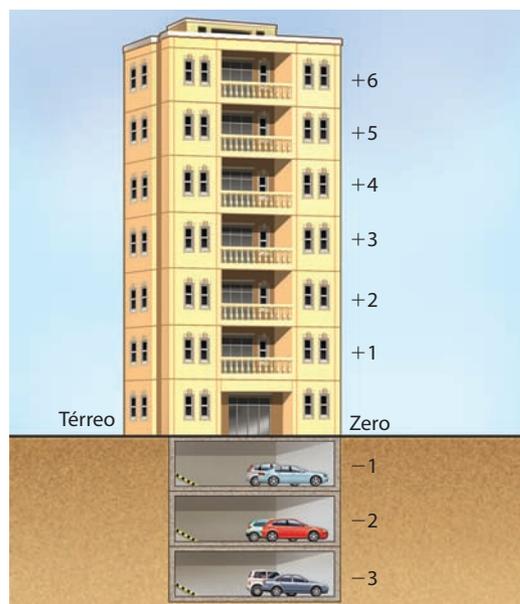
6 >>> Casos particulares das entalpias (ou calores) das reações

6.1. Estado padrão dos elementos e dos compostos químicos

Grande parte das medições que nos rodeiam, no dia a dia, é feita a partir de um **referencial arbitrário**, ao qual é dado **arbitrariamente** o valor **zero**, como ilustramos nos exemplos abaixo:



Considera-se **arbitrariamente** que o nível do mar tem **altitude zero**; a partir daí, medem-se as demais altitudes. (Representação sem escala.)



Em um edifício, pode-se considerar o térreo, **arbitrariamente**, como o **andar zero**; os andares superiores serão +1, +2, +3 etc., e os andares do subsolo serão -1, -2, -3 etc. (Representação sem escala.)

Outros exemplos comuns são:

- para medir potencial elétrico, admite-se **arbitrariamente** que a Terra tem potencial elétrico **zero**;
- para medir a energia potencial associada a um corpo, devido à altura em que esse corpo se encontra, admite-se **arbitrariamente** que, no chão, a energia potencial é **zero**.

Por que são feitas essas considerações? Porque é impossível medir altitudes, potenciais elétricos, energias potenciais etc. de modo absoluto. Assim, contentamo-nos com uma **medida relativa** – em relação ao nível do mar, em relação à Terra, em relação ao solo etc.

Analogamente, devemos observar que **não é possível medir os valores absolutos das entalpias**, mas apenas as **variações de entalpia** que ocorrem durante as reações químicas.

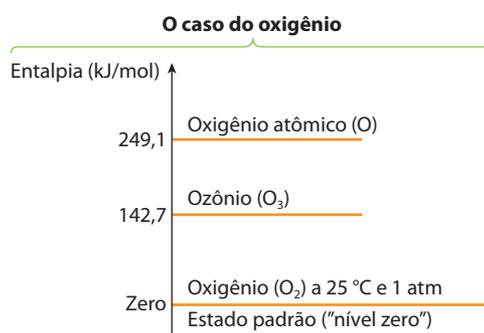
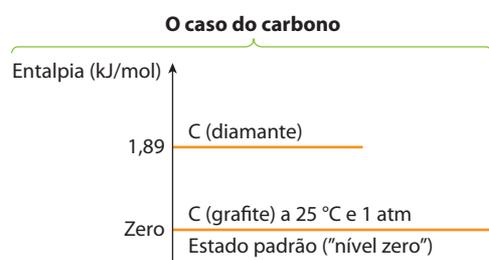
Sendo assim, escolheu-se **arbitrariamente** um **nível de referência** para os valores da entalpia que estão definidos no chamado **estado padrão**, atribuindo-se a ele o **valor zero**:

Um elemento ou composto químico está no **estado padrão** quando se apresenta em seu estado (físico, alotrópico ou cristalino) **mais comum e estável**, a 25 °C e a 1 atm de pressão.

Toda **substância simples**, no estado padrão, tem entalpia igual a zero.

Note que se trata **apenas de uma convenção**, pois nenhuma substância tem **energia real igual a zero**.

Vejamos dois exemplos:



ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

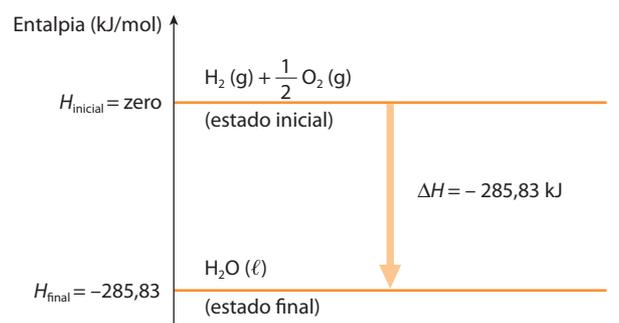
Observe que somente estarão no “nível zero” as **substâncias simples**, em sua forma **mais comum e estável** – para o carbono, essa forma é a grafite; para o oxigênio, a substância O₂; e assim por diante. Consequentemente, as **substâncias compostas** estarão sempre em níveis diferentes de zero, isto é, terão sempre uma entalpia **diferente de zero**; é a chamada **entalpia padrão de formação das substâncias**, que veremos a seguir.

6.2. Entalpia (ou calor) padrão de formação de uma substância (ΔH_f^0)

Considere o seguinte exemplo, com todas as substâncias no estado padrão:



A representação gráfica dessa reação é dada ao lado. Podemos interpretar o gráfico da seguinte maneira: o H₂ (g) e o 1/2 O₂ (g) estão no nível zero, pois são substâncias simples e estão no estado padrão; notando que a reação é exotérmica, concluímos que o sistema em reação perde energia (calor) para o meio ambiente; consequentemente, o produto final – H₂O (ℓ) – ficará em um nível de energia mais baixo [–285,83 kJ].



ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

Voltando ao gráfico, podemos interpretá-lo algebricamente dizendo que:

$$\Delta H = H_{\text{final}} - H_{\text{inicial}} \quad \text{ou} \quad \Delta H = H_{\text{produtos}} - H_{\text{reagentes}}$$

No caso da reação dada, teremos:

$$\Delta H = H_{\text{H}_2\text{O}} - \left[H_{\text{H}_2} + H_{\frac{1}{2} \text{O}_2} \right] \Rightarrow \Delta H = -285,83 - (\text{zero} + \text{zero}) \Rightarrow \Delta H_f^0 = -285,83 \text{ kJ}$$

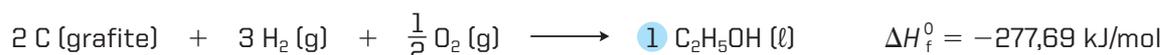
Esse valor é chamado de entalpia (ou calor) padrão de formação do H₂O (ℓ) e é designado por ΔH_f^0 , em que o expoente **zero** indica o estado padrão, e o índice **f** indica que se trata da entalpia de formação.

Formalmente, define-se:

Entalpia (ou calor) padrão de formação de uma substância é a variação de entalpia verificada na formação de **1 mol** da substância, a partir das substâncias simples correspondentes, estando todas no estado padrão.

Pelo fato de se referir à formação de **1 mol** da substância, esse valor é também chamado de **calor molar de formação** da substância.

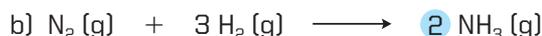
Damos a seguir mais dois exemplos, também a 25 °C e 1 atm:



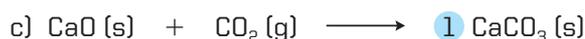
Atenção: tome cuidado para não cometer erros comuns, como por exemplo:



(O ΔH associado a essa equação não representa o calor de formação do CO_2 , pois o diamante não é a forma mais estável do carbono.)



(O ΔH , nessa equação, não representa o calor de formação do NH_3 , pois aí aparecem 2 mols de NH_3 , em vez de 1 mol.)



(O ΔH , nessa equação, não representa o calor de formação do CaCO_3 , pois a reação parte de substâncias compostas e não de substâncias simples.)

Damos a seguir uma tabela com os valores das **entalpias padrão de formação** de algumas substâncias comuns.

Substância	Entalpia de formação a 25 °C (ΔH_f°)	Substância	Entalpia de formação a 25 °C (ΔH_f°)	Substância	Entalpia de formação a 25 °C (ΔH_f°)
	kJ/mol		kJ/mol		kJ/mol
C (grafite)	Zero	H ₂ O (g)	-241,82	HCl (g)	-92,31
C (diamante)	+1,89	H ₂ O (ℓ)	-285,83	HCl (aq)	-167,16
CO (g)	-110,53	H ₂ O (s)	-291,84	HBr (g)	-36,40
CO ₂ (g)	-393,51	H ⁺ (aq)	Zero	HI (g)	+26,48
CS ₂ (ℓ)	+89,70	OH ⁻ (aq)	-229,99	H ₂ SO ₄ (ℓ)	-813,99
CaO (s)	-635,09	NH ₃ (g)	-46,11	HNO ₃ (ℓ)	-174,10
CaCO ₃ (s)	-1.206,90	NH ₄ ⁺ (aq)	-132,51	H ₂ S (g)	-20,63
Ca(OH) ₂ (s)	-986,09	NO (g)	+90,25	NaOH (aq)	-470,11
O ₃ (g)	+142,7	NO ₂ (g)	+33,18	NaCl (s)	-411,15

A entalpia de H₂ (g); O₂ (g); Cl₂ (g); N₂ (g); Na (s); Ca (s) será sempre zero.

Fonte: ATKINS, P. & JONES, L. *Princípios de Química: questionando a vida moderna e o meio ambiente*. Trad. CARACELLI, I. et al. Porto Alegre: Bookman, 2001, apêndice A11-A15.

O conhecimento das entalpias padrão de formação das substâncias é muito importante, pois permite calcular as variações de entalpia das reações químicas das quais essas substâncias participam.

Exemplo

Vamos calcular a variação de entalpia da reação $\text{NH}_3 (\text{g}) + \text{HBr} (\text{g}) \longrightarrow \text{NH}_4\text{Br} (\text{s})$, conhecendo as seguintes entalpias padrão de formação, em kJ/mol: $\text{NH}_3 (\text{g}) = -46,11$; $\text{HBr} (\text{g}) = -36,40$; $\text{NH}_4\text{Br} (\text{s}) = -270,8$.

Como já visto: $\Delta H = H_{\text{produtos}} - H_{\text{reagentes}}$

Nesse caso, temos:

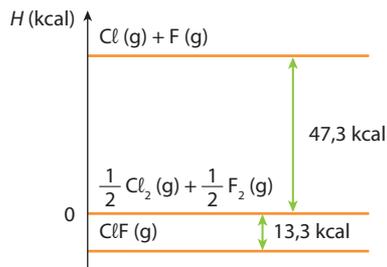
$$\Delta H = H_{f(\text{NH}_4\text{Br})} - (H_{f(\text{NH}_3)} + H_{f(\text{HBr})}) \Rightarrow \Delta H = -270,8 - (-46,11 - 36,40) \Rightarrow \Delta H = -188,29 \text{ kJ/mol}$$

É importante notar que o cálculo das variações de entalpia de todas as reações químicas pode ser efetuado a partir das entalpias padrão de formação das substâncias que participam da reação dada.

Exercícios básicos

Registre as respostas em seu caderno

28. (FMU/Fiam-Faam/Fisp-SP) Considerando o diagrama abaixo, o que se pode afirmar em relação à entalpia de formação do ClF gasoso?



ADILSON SECCO

- a) 47,3 kcal/mol
b) -47 kcal/mol
c) 13,3 kcal/mol
d) -13,3 kcal/mol
e) 60,6 kcal/mol

29. (Mackenzie-SP)

S_8 (rômbico) + 12 O_2 (g) \longrightarrow 8 SO_3 (g) + 752,0 kcal
Na reação acima equacionada, realizada a 25 °C e 1 atm, a entalpia de formação do SO_3 (g) é igual a:

- a) +752,0 kcal
b) -752,0 kcal
c) +773,0 kcal
d) -94,0 kcal
e) +94,0 kcal

Exercício resolvido

30. (Fuvest-SP) Considere os dados da tabela abaixo, a 25 °C e 1 atm.

Substância	Entalpia de formação (kJ/mol)
Amônia (gás)	-46
Cloreto de hidrogênio (gás)	-92
Cloreto de amônio (sólido)	-314

- a) Calcule a variação de entalpia (em kJ/mol) quando a base reage com o ácido para formar o correspondente sal.
b) Essa reação de salificação é exotérmica ou endotérmica? Por quê?

Resolução

Uma das maneiras de calcular a variação de entalpia ou calor de uma reação é utilizando as entalpias de formação de cada um dos reagentes e dos produtos da reação.

Neste problema, o item a pede a variação de entalpia da reação:



Ora, na página 142, vimos que $\Delta H = H_{\text{prod.}} - H_{\text{reag.}}$. No presente caso, temos:

$$\Delta H = H_{f(NH_4Cl)} - (H_{f(NH_3)} + H_{f(HCl)})$$

$$\Delta H = -314 - (-46 - 92)$$

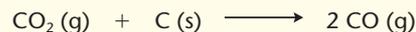
$$\Delta H = -176 \text{ kJ/mol}$$

Temos então as respostas:

- a) $\Delta H = -176$ kJ/mol
b) Reação **exotérmica**, pois o ΔH é negativo.

Exercício resolvido

31. (FEI-SP) Dadas as entalpias de formação CO (g) e CO_2 (g), calcule a entalpia da reação:



à temperatura de 25 °C e pressão normal. Dados:

$$\Delta H_{f(CO)} = -26 \text{ kcal/mol}; \Delta H_{f(CO_2)} = -94 \text{ kcal/mol}$$

Resolução

A única novidade deste exercício em relação ao anterior é o aparecimento de um **coeficiente** na equação química (no caso, o coeficiente 2, no 2º membro da equação). Considerando que as entalpias de formação são dadas para **1 mol do produto formado**, temos que multiplicar a do CO , nesse caso, por 2. Temos, então:



$$\Delta H = 2 H_{f(CO)} - (H_{f(CO_2)} + H_{f(C)})$$

$$\Delta H = 2 \cdot (-26) - (-94 + 0)$$

$$\Delta H = +42 \text{ kcal}$$

No cálculo acima o calor de formação do C (s) é **zero**, porque se trata de um elemento químico na forma da substância simples mais estável e no estado padrão.

32. (Unirio-RJ) Os soldados em campanha aquecem suas refeições prontas, contidas dentro de uma bolsa plástica com água. Dentro dessa bolsa existe o metal magnésio, que se combina com a água e forma hidróxido de magnésio, conforme a reação:



A variação de entalpia dessa reação, em kJ/mol, é:

- a) -1.496,1
b) -638,7
c) -352,9
d) +352,9
e) +1.496,1

Dados: $H_2O(l)$: $\Delta H_f^0 = -285,8$ kJ/mol

$$Mg(OH)_2(s)$$
: $\Delta H_f^0 = -924,5$ kJ/mol

33. (UFC-CE) No Brasil, o álcool etílico vem sendo muito utilizado como uma opção de biocombustível, uma vez que possui origem vegetal e é renovável. Sabe-se que sua reação de combustão é dada por:



Qual é a alternativa que corretamente expressa o valor da entalpia padrão de combustão, em kJ \cdot mol⁻¹, para essa reação?

Dados: ΔH_f^0 : $CO_2 = -394$ kJ \cdot mol⁻¹

$$\Delta H_f^0$$
: $H_2O = -286$ kJ \cdot mol⁻¹

$$\Delta H_f^0$$
: $C_2H_5OH = -278$ kJ \cdot mol⁻¹

- a) -1.268
b) -1.368
c) -1.468
d) -1.568
e) -1.668

Exercício resolvido

34. (PUC-Campinas-SP) Considere os dados da tabela a seguir.

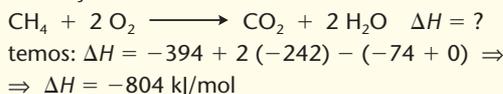
Substância	ΔH_f^0 de formação (kJ/mol)
CH ₄ (g)	-74
CO ₂ (g)	-394
H ₂ O (g)	-242

Comparando-se os calores liberados, em kJ/kg, na combustão do metano (principal constituinte do gás natural) e do hidrogênio (considerado por muitos como o combustível do futuro), conclui-se que o do:

- metano é aproximadamente igual ao do hidrogênio.
- hidrogênio é cerca de duas vezes e meia maior.
- metano é cerca de cinco vezes maior.
- metano é cerca de duas vezes e meia maior.
- hidrogênio é cerca de cinco vezes maior.

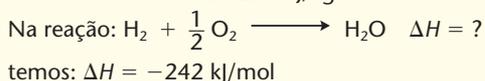
Resolução

Na reação:



$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ mol de CH}_4 = 16 \text{ g} \quad \text{---} \quad 804 \text{ kJ} \\ 1 \text{ kg de CH}_4 = 1.000 \text{ g} \quad \text{---} \quad x \end{array} \right\}$$

$$x = 50.250 \text{ kJ/kg}$$



$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ mol de H}_2 = 2 \text{ g} \quad \text{---} \quad 242 \text{ kJ} \\ 1 \text{ kg de H}_2 = 1.000 \text{ g} \quad \text{---} \quad y \end{array} \right\}$$

$$y = 121.000 \text{ kJ/kg}$$

$$\text{Portanto: } \frac{y}{x} = \frac{121.000}{50.250} \Rightarrow \frac{y}{x} = 2,4$$

Alternativa b.

35. (Mackenzie-SP) Levando-se em conta somente o aspecto energético, o melhor combustível, dentre os álcoois mencionados na tabela a seguir, apresenta entalpia de combustão igual a:

Substância	Entalpia de formação (kJ/mol)
Dióxido de carbono	-394
Vapor de água	-242
Metanol	-320
Etanol	-296

- 1.198 kJ/mol
- 1.218 kJ/mol
- 1.810 kJ/mol
- 956 kJ/mol
- 932 kJ/mol

36. O calor de formação do CO₂ (g) à temperatura de 25 °C é $\Delta H_{(298 \text{ K})}^0 = -393,51 \text{ kJ/mol}$. A partir desse dado, pode-se afirmar que o efeito térmico, $\Delta H_{(298 \text{ K})}^0$, resultante da combustão de 1 grama de carbono, é aproximadamente

- 393,5 kJ
- 32,8 kJ
- 32,8 kJ
- 131,2 kJ
- 393,5 kJ

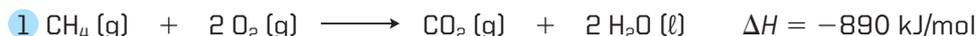
6.3. Entalpia (ou calor) de combustão de uma substância

Entalpia (ou calor) de combustão de uma substância é a variação de entalpia (quantidade de calor liberada) verificada na **combustão total de 1 mol** de uma determinada substância, supondo-se no estado padrão todas as substâncias envolvidas nessa combustão.

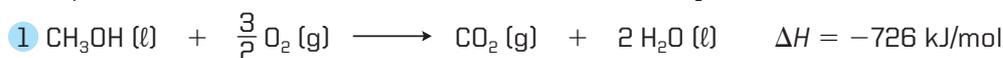
Pelo fato de se referir à combustão total de **1 mol** de uma substância, esse valor também é chamado de **calor molar de combustão**.

Por exemplo, a 25 °C e 1 atm, temos:

- entalpia (ou calor) de combustão do metano (CH₄):



- entalpia (ou calor) de combustão do álcool metílico (CH₃OH):



Note que ΔH , nesses exemplos, é sempre **negativo**, pois as reações de combustão são sempre **exotérmicas**.

É muito comum medir a entalpia de combustão de uma substância composta por carbono, hidrogênio e oxigênio, como nos dois exemplos anteriores. Nesse caso, considera-se sempre **combustão total** aquela que leva à formação de CO₂ e H₂O.

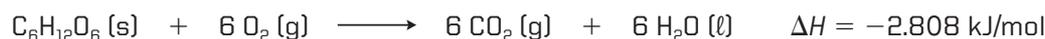
A tabela seguinte apresenta os valores das **entalpias de combustão** de algumas substâncias orgânicas comuns:

Substâncias	Fórmula	Entalpia de combustão a 25 °C (kJ/mol)
Ácido acético	CH ₃ COOH (ℓ)	-875
Metano	CH ₄ (g)	-890
Acetileno	C ₂ H ₂ (g)	-1.300
Etanol	C ₂ H ₅ OH (ℓ)	-1.368
Etano	C ₂ H ₆ (g)	-1.560
Glicose	C ₆ H ₁₂ O ₆ (s)	-2.808
Benzeno	C ₆ H ₆ (ℓ)	-3.268
Sacarose	C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁ (s)	-5.645

Fonte: ATKINS, P. & JONES, L. *Princípios de Química: questionando a vida moderna e o meio ambiente*. Trad. CARACELLI, I. et al. Porto Alegre: Bookman, 2001, apêndice A15 e A16.

Esses valores são facilmente medidos com a bomba calorimétrica, que vimos na página 132. Por esse motivo, as entalpias de combustão são muito empregadas no cálculo das variações de entalpia de outras reações químicas.

Os calores de combustão têm grande importância biológica, pois, como já vimos na página 133, uma parte dos alimentos que ingerimos é “queimada”, fornecendo a energia necessária ao funcionamento, aquecimento e movimentação de nosso corpo. A glicose, por exemplo, é um alimento altamente “energético” e importante na respiração celular, em que sua queima produz 2.808 kJ/mol de energia.



OBSERVAÇÃO

Uma aplicação importante dos calores de combustão é a escolha dos combustíveis a serem usados nas indústrias. O primeiro fator a ser considerado nessa escolha é a quantidade de calor que o combustível é capaz de produzir, ou seu **poder calorífico**, que geralmente é medido em kcal/kg ou kJ/kg. A tabela ao lado fornece os **poderes caloríficos** aproximados de alguns combustíveis.

O segundo fator importante na escolha de um combustível industrial é o seu **preço por quilograma**.

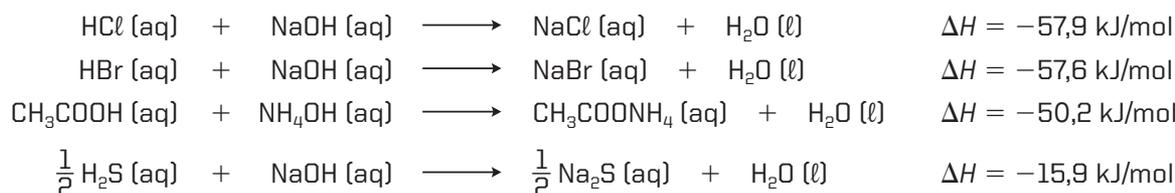
Outro fator importante a se considerar é a poluição causada pela queima do combustível. O ideal é que se produza o mínimo possível de poluição, mas os combustíveis **mais limpos** são, em geral, os **mais caros**. É o caso do hidrogênio, cuja queima gera muito calor e produz água, que não é poluente. No entanto, o hidrogênio tem uso limitado, devido a seu alto custo.

Combustível	Poder calorífico (kJ/kg)
Lenha (pinho)	18.000
Gasolina	48.000
Gás natural	49.000
Hidrogênio	142.000

Fonte: BROWN, T. L. et al. *Chemistry: the central science*. 11. ed. New Jersey: Pearson/Prentice Hall, 2009, p. 195.

6.4. Entalpia (ou calor) de neutralização

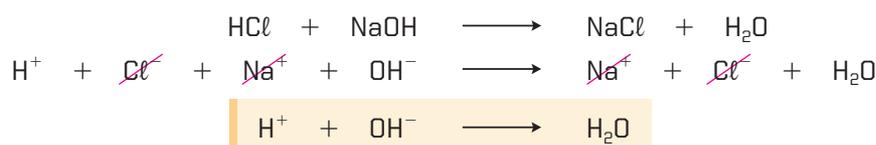
A reação de neutralização – ácido + base \longrightarrow sal + água – é sempre **exotérmica**; consequentemente, ΔH é sempre **negativo**. Por exemplo:



É importante observar que, **quando o ácido e a base são ambos fortes** (como acontece nos dois primeiros exemplos), a **entalpia de neutralização é constante e vale aproximadamente $-57,9 \text{ kJ/mol}$** .

Por que acontece isso?

Basta lembrar que **ácidos e bases fortes estão completamente dissociados** e seguir a sequência abaixo:



Ora, quaisquer que sejam o ácido e a base fortes considerados, o resultado final é sempre $\text{H}^+ + \text{OH}^- \longrightarrow \text{H}_2\text{O}$; e, se a equação final é sempre a mesma, é justo que o calor liberado seja sempre o mesmo:

$$\Delta H = -57,9 \text{ kJ/mol} \quad \text{ou} \quad -13,85 \text{ kcal/mol}$$

Entretanto, se o ácido e/ou a base forem **fracos, não haverá ionização total e o calor liberado será menor**, pois uma parte da energia, que seria liberada pela reação, é gasta no trabalho de ionização do ácido e/ou da base. Foi o que aconteceu no terceiro e no quarto exemplos anteriores.

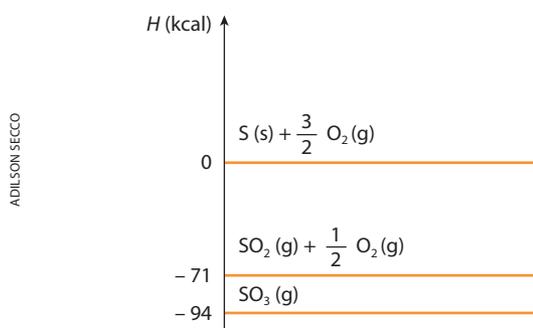
Dessas considerações, resulta a seguinte definição:

Entalpia (ou calor) de neutralização é a variação de entalpia (quantidade de calor liberada) verificada na neutralização de 1 mol de H^+ do ácido por 1 mol de OH^- da base, supondo-se todas as substâncias em diluição total ou infinita, a 25°C e 1 atm.

Exercícios básicos

Registre as respostas em seu caderno

37. (Cesgranrio-RJ) Observe o gráfico abaixo. Qual é o valor da entalpia de combustão de 1 mol de SO_2 (g), em quilocalorias, a uma temperatura de 25°C e pressão de 1 atm?



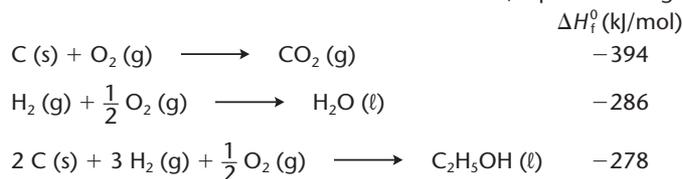
- a) -71 c) $+23$ e) $+165$
b) -23 d) $+71$
38. (Unifor-CE) A queima de 1,0 kg de metano liberou $5,5 \cdot 10^4 \text{ kJ}$. Com base nesse dado, o calor de combustão, expresso em kJ/mol de metano, é da ordem de:
a) $8,8 \cdot 10^{-4}$ c) $8,8 \cdot 10^{-2}$ e) $8,8 \cdot 10^4$
b) $8,8 \cdot 10^{-3}$ d) $8,8 \cdot 10^2$
39. (UFRJ) Grande parte dos táxis do Rio de Janeiro está utilizando gás natural como combustível, em substituição à gasolina e ao álcool (etanol). A tabela a seguir apresenta os calores de combustão para as substâncias representativas desses combustíveis.

Combustível	Calor de combustão (kJ/mol)
Gás natural (CH_4)	-900
Gasolina (C_8H_{18})	-5.400
Álcool ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$)	-1.400

- a) A quantidade de álcool contida num tanque de combustível de um automóvel corresponde a 46 kg. Calcule a quantidade de calor liberada pela queima de todo o combustível do tanque.
b) Determine a equação de combustão completa do etanol.
c) Calcule o volume, em litros, nas CNTP, de gás natural que precisamos queimar para produzir a mesma quantidade de calor que resulta da combustão de 1 mol de gasolina.
40. (F. Santo André-SP) O consumo de um automóvel movido a álcool etílico é de 10 km/kg de álcool. Sabendo que a energia de combustão desse álcool é da ordem de 10^3 kJ/mol , quantos quilojoules são necessários para o automóvel percorrer 46 km? (Massa molar do álcool etílico = 46 g/mol .)
a) 10^1 b) 10^2 c) 10^3 d) 10^4 e) 10^5
41. (Unifor-CE) A combustão do SO_2 (g) dando SO_3 (g) libera 98 kJ/mol. A entalpia de formação do SO_3 (g) é $H_f -395 \text{ kJ/mol}$. Sendo assim, estima-se que a entalpia de formação de SO_2 (g) seja, em kJ/mol , igual a:
a) -493 . c) zero. e) $+493$.
b) -297 . d) $+297$.

42. (UFSCar-SP) O cultivo da cana-de-açúcar faz parte da nossa história, desde o Brasil Colônia. O açúcar e o álcool são seus principais produtos. Com a crise mundial do petróleo, o incentivo à fabricação de carros a álcool surgiu, na década de 1970, com o Proálcool. Esse Programa Nacional acabou sendo extinto no final da década de 1990. Um dos pontos altos nas discussões em Joanesburgo sobre desenvolvimento sustentável foi o pacto entre Brasil e Alemanha para investimento na produção de carros a álcool.

- a) Em seu caderno, responda qual é a equação de combustão do etanol, devidamente balanceada. Calcule o calor de combustão de 1 mol de etanol, a partir das seguintes equações:

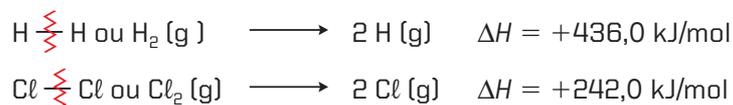


- b) A reação de combustão do etanol é endotérmica ou exotérmica? Justifique.

6.5. Energia de ligação

Energia de ligação é a variação de entalpia (quantidade de calor absorvida) verificada na quebra de **1 mol** ($6 \cdot 10^{23}$) de uma determinada ligação química, supondo-se todas as substâncias no **estado gasoso**, a 25°C e 1 atm.

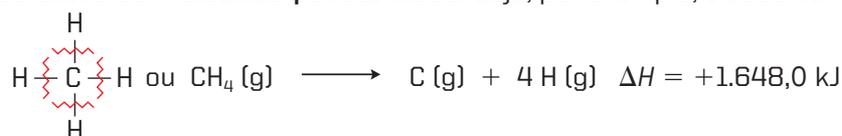
A quebra de ligações é sempre um processo **endotérmico**; portanto, ΔH é sempre **positivo**. Por exemplo:



Esses dois exemplos são muito simples, pois se referem a moléculas que contêm **apenas 2 átomos unidos por ligação simples**. Existem, porém, os casos de ligações duplas (como no oxigênio, $\text{O}=\text{O}$) e os de ligações triplas (como no nitrogênio, $\text{N}\equiv\text{N}$). Veja os exemplos seguintes:

- ligações duplas: $\text{O}=\text{O}$ ou O_2 (g) \longrightarrow 2 O (g) $\Delta H = +496,0$ kJ/mol (nesse exemplo, são necessários 496,0 kJ para quebrar **1 mol de ligações duplas**);
- ligações triplas: $\text{N}\equiv\text{N}$ ou N_2 (g) \longrightarrow 2 N (g) $\Delta H = +944,0$ kJ/mol (nesse caso, são necessários 944,0 kJ para quebrar **1 mol de ligações triplas**).

Existem ainda os casos de **moléculas poliatômicas**. Seja, por exemplo, o caso do metano:



Nesse exemplo, gastamos 1.648,0 kJ para quebrar **4 mols de ligações C—H**; conseqüentemente, para quebrar **cada mol de ligação C—H**, teremos gasto $1.648,0 : 4 = 412,0$ kJ **por mol de ligações C—H**.

Quanto maior é a energia de ligação, mais forte é a ligação, ou seja, é mais difícil quebrá-la. Pelo contrário, ligações fracas (de energia de ligação pequena) se quebram facilmente. Por exemplo, a água oxigenada (H—O—O—H) se decompõe espontaneamente, pois a energia da ligação O—O é de apenas 157 kJ/mol.

Apresentamos, a seguir, uma tabela com os valores das energias de algumas ligações:

Energia de ligação									
Ligação	kJ/mol	Ligação	kJ/mol	Ligação	kJ/mol	Ligação	kJ/mol	Ligação	kJ/mol
C—C	348	C=O	743	Br—Br	193*	H—Cl	431*	O=O	496*
C=C	612	C—H	412	I—I	151*	H—Br	366*	O—H	463
C≡C	837	F—F	158*	H—H	436*	H—I	299*	N—N	163
C—O	360	Cl—Cl	242*	H—F	565*	O—O	157	N≡N	944*

* Energia de ligação nas moléculas diatômicas. Os outros valores apresentados correspondem a uma média de valores obtidos em diversas moléculas que apresentam as ligações citadas. Fonte: ATKINS, P. & JONES, L. *Princípios de Química: questionando a vida moderna e o meio ambiente*. Trad. CARACELLI, I. et al. Porto Alegre: Bookman, 2001. p. 382.

É importante observar que, se para quebrar uma ligação **gastamos** energia, no sentido inverso – isto é, quando ligamos dois átomos – a mesma energia nos será **devolvida**. Essa é uma simples consequência do princípio da conservação da energia.

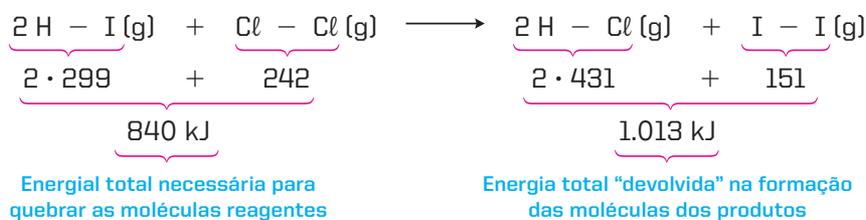
Já vimos que as entalpias-padrão de formação das substâncias podem ser usadas para o cálculo das variações de entalpia das reações das quais essas substâncias participam. Analogamente, as energias de ligação também permitem calcular as variações de entalpia das reações químicas.

Exemplo

Calcular a variação da entalpia da reação:



Recorrendo à tabela, teremos:



Se gastamos 840 kJ para quebrar as moléculas iniciais e ganhamos 1.013 kJ na formação das moléculas finais, sobrarão $1.013 - 840 = 173$ kJ liberados, como calor, no final da reação. Conseqüentemente, $\Delta H = -173$ kJ.

É importante notar que o cálculo das variações de entalpia de qualquer reação química pode ser efetuado a partir das energias de todas as ligações que existem nos reagentes e produtos da reação considerada.



Questões

Registre as respostas em seu caderno

Critique as afirmações abaixo:

- A entalpia padrão de formação de uma substância simples é um valor absoluto.
- A variação de entalpia para quebrar uma determinada ligação química é numericamente igual à entalpia de formação dessa ligação.



Exercícios básicos

Registre as respostas em seu caderno

43. (ITA-SP) A 25 °C e 1 atm, considere o respectivo efeito térmico associado à mistura de volumes iguais das soluções relacionadas abaixo:

- Solução aquosa 1 milimolar de ácido clorídrico com solução aquosa 1 milimolar de cloreto de sódio.
- Solução aquosa 1 milimolar de ácido clorídrico com solução aquosa 1 milimolar de hidróxido de amônio.
- Solução aquosa 1 milimolar de ácido clorídrico com solução aquosa 1 milimolar de hidróxido de sódio.
- Solução aquosa 1 milimolar de ácido clorídrico com solução aquosa 1 milimolar de ácido clorídrico.

Qual das opções abaixo apresenta a ordem decrescente **correta** para o efeito térmico observado em cada uma das misturas acima?

- I, III, II e IV.
- II, III, I e IV.
- II, III, IV e I.
- III, II, IV e I.
- III, II, I e IV.

Exercício resolvido

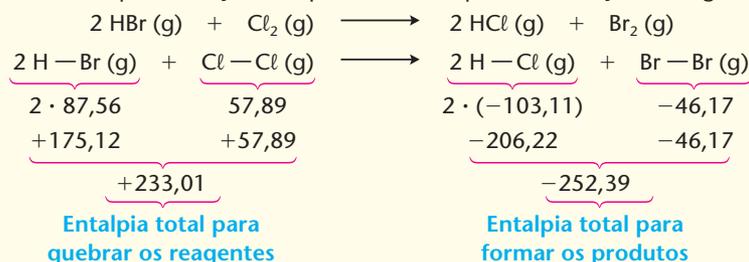
44. Calcule a variação de entalpia, em kcal, na reação $2 \text{HBr} (\text{g}) + \text{Cl}_2 (\text{g}) \longrightarrow 2 \text{HCl} (\text{g}) + \text{Br}_2 (\text{g})$, conhecendo as seguintes energias de ligação, todas nas mesmas condições de pressão e temperatura:

Ligação	Energia de ligação (kcal/mol)
H — Br	87,56
Cl — Cl	57,89
H — Cl	103,11
Br — Br	46,17

Resolução

Este é um tipo de problema muito comum na Termoquímica: **calcular a variação de entalpia de uma reação conhecendo as energias de todas as ligações químicas que existem nos reagentes e produtos da reação.**

O principal cuidado a tomar na resolução é lembrar que energia de ligação (página 148) é a variação de entalpia necessária para **quebrar** a ligação (ΔH positivo, pois o processo é sempre endotérmico). É importante notar que, durante a reação química, acontece o seguinte: nos **reagentes**, as ligações entre os átomos são **rompidas** (o processo é **endotérmico**, sendo ΔH positivo); nos **produtos**, as ligações são **formadas** (o processo é **exotérmico**, sendo ΔH negativo). Consequentemente, para a reação o esquema mais simples de resolução é o seguinte:



Portanto:

$$\Delta H = +233,01 - 252,39 \Rightarrow \Delta H = -19,38 \text{ kcal}$$

Observação: Essa soma final corresponde à seguinte ideia: se **gastarmos** 233,01 kcal para **quebrar** todas as ligações das moléculas iniciais e **ganharmos** 252,39 kcal na **formação** de todas as ligações das moléculas finais, haverá uma **sobra** de $252,39 - 233,01 = 19,38$ kcal para a reação liberar em forma de calor.

Este tipo de problema é muito importante, pois corresponde a um **segundo caminho** para o cálculo dos calores de reação (lembre-se de que o primeiro caminho se deu a partir das entalpias de formação das substâncias que participam da reação).

45. (Mackenzie-SP)



Energia de ligação em kcal/mol (a 25 °C):

C — Br: 68 C — H: 99

Br — Br: 46 H — Br: 87

Na monobromação do etano, a energia liberada na reação é:

- a) 31 kcal/mol
- b) 22 kcal/mol
- c) 41 kcal/mol
- d) 20 kcal/mol
- e) 10 kcal/mol

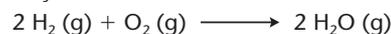
46. (Cefet-RJ)

[Uma montadora alemã] testa veículos movidos a hidrogênio e antecipa uma novidade que chegará ao mercado no futuro. A indústria [...] aposta no hidrogênio como um dos mais promissores substitutos da gasolina. Ele não depende de reservas estratégicas e é facilmente obtido com a quebra da molécula da água. [...] Em vez de dióxido de carbono, o escapamento expelle água. O hidrogênio pode zerar a emissão de poluentes por veículos no futuro...

(Adaptado da revista *Época*, out. 2000.)

Ligação	Energia de ligação (kJ · mol ⁻¹)
H — H	437
H — O	463
O = O	494

Com base nos dados da tabela, qual a variação de entalpia (ΔH) da reação



em kJ/mol de H₂O (g)?

- a) -442
- b) -242
- c) +221
- d) +467
- e) +488

47. (Fuvest-SP) Dadas as seguintes energias de ligação, em quilojoules por mol de ligação:

N \equiv N 950 (tripla)
H — H 430 (simples)
N — H 390 (simples)

calcule o valor da energia térmica (em quilojoule por mol de NH₃) envolvida na reação representada por:



48. (UFRGS-RS) Os valores de energia de ligação entre alguns átomos são fornecidos no quadro abaixo.

Ligação	Energia de ligação (kJ/mol)
C — H	413
O = O	494
C = O	804
O — H	463

Considere a reação representada por:



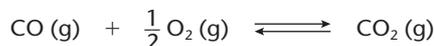
Qual o valor aproximado de ΔH , em kJ?

- a) -820
- b) -360
- c) +106
- d) +360
- e) +820

Exercícios complementares

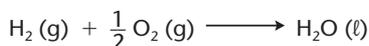
Registre as respostas em seu caderno

49. (Unesp) O monóxido de carbono, um dos gases emitidos pelos canos de escapamento de automóveis, é uma substância nociva, que pode causar até mesmo a morte, dependendo de sua concentração no ar. A adaptação de catalisadores aos escapamentos permite diminuir sua emissão, pois favorece a formação do CO_2 , conforme a equação a seguir:



Sabe-se que as entalpias de formação para o CO e para o CO_2 são, respectivamente, $-110,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ e $-393,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$. É correto afirmar que, quando há consumo de 1 mol de oxigênio por esta reação, serão:

- a) consumidos 787 kJ. d) produzidos 504 kJ.
b) consumidos 183 kJ. e) produzidos 393,5 kJ.
c) produzidos 566 kJ.
50. (UFRGS-RS) A reação global da célula de combustível está representada na equação termoquímica abaixo.



$$\Delta H = -283 \text{ kJ/mol}$$

Sabendo-se que cada grama de água absorve 2,28 kJ de calor ao vaporizar, a entalpia de formação de um mol de água gasosa é:

- a) 2,28 kJ. c) -41 kJ. e) -242 kJ.
b) 41 kJ. d) 242 kJ.

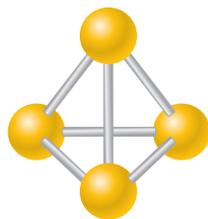
51. (Fuvest-SP) A seguir são fornecidos dados relativos ao etanol hidratado e à gasolina.

Combustível	Calor de combustão (kcal/g)	Densidade (kg/L)	Preço por litro (U.M.)*
Etanol hidratado	6,0	0,80	65
Gasolina	11,5	0,70	100

*U.M. = unidade monetária arbitrária

Calcule:

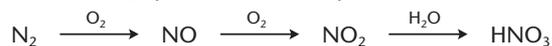
- a) as energias liberadas na combustão de 1 L de cada combustível;
b) os custos de 1.000 kcal (em U.M.) provenientes da queima do etanol e da gasolina.
52. (FMTM-MG) O fósforo branco e o fósforo vermelho são alótropos do elemento fósforo. O arranjo estrutural dessas moléculas é tetraédrico, com átomos de P em cada vértice. A energia de dissociação do fósforo branco, P_4 , é 1.260 kJ/mol. O valor médio previsto para a energia de ligação P—P no fósforo branco é, em kJ/mol,



Fósforo branco (P_4)

- a) 210. c) 315. e) 630.
b) 252. d) 420.

53. (UFC-CE) A natureza atua na fixação do nitrogênio de diversas maneiras. Uma destas, que é responsável por cerca de somente 10% do processo natural total, é proveniente da ação da descarga elétrica dos raios sobre a massa atmosférica, que transforma o nitrogênio em óxido nítrico e, posteriormente, em dióxido de nitrogênio. O NO_2 , por sua vez, reage com a água das chuvas produzindo HNO_3 , que é, então, incorporado ao solo.



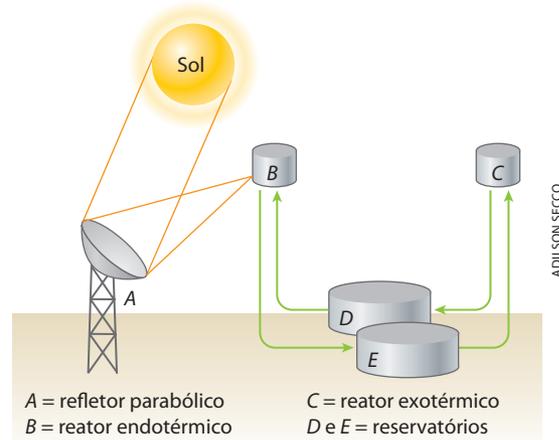
Dados das energias de ligação:

$$\text{N}_2 = 225 \text{ kcal/mol}; \text{O}_2 = 118 \text{ kcal/mol};$$

$$\text{NO} = 162 \text{ kcal/mol}$$

Identifique a alternativa correta.

- a) O processo descrito é acompanhado da formação sequenciada de espécies de mais baixos estados de oxidação do nitrogênio.
b) A fixação de nitrogênio é acompanhada de processos sequenciados de redução, conduzindo à elevação do estado de oxidação do nitrogênio.
c) Uma dificuldade admitida para a fixação do nitrogênio é a elevada quantidade de energia requerida para quebrar a tripla ligação $\text{N} \equiv \text{N}$.
d) Somente com base nos valores das energias das ligações, espera-se que o processo de formação do NO seja termoquimicamente espontâneo.
e) O processo descrito constitui-se de uma fonte natural de inibição da formação de chuvas ácidas, seguido de neutralização.
54. (Fuvest-SP) Buscando processos que permitam o desenvolvimento sustentável, cientistas imaginaram um procedimento no qual a energia solar seria utilizada para formar substâncias que, ao reagirem, liberariam energia:



[Representação esquemática sem escala; cores-fantasia.]

Considere as seguintes reações



e as energias médias de ligação:

$$\text{H} - \text{H} \quad 4,4 \cdot 10^2 \text{ kJ/mol}$$

$$\text{C} \equiv \text{O (CO)} \quad 10,8 \cdot 10^2 \text{ kJ/mol}$$

$$\text{C} = \text{O (CO}_2\text{)} \quad 8,0 \cdot 10^2 \text{ kJ/mol}$$

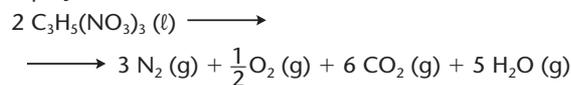
$$\text{C} - \text{H} \quad 4,2 \cdot 10^2 \text{ kJ/mol}$$

A associação correta que ilustra tal processo é:

	Reação que ocorre em B	Conteúdo de D	Conteúdo de E
a)	I	CH ₄ + CO ₂	CO
b)	II	CH ₄ + CO ₂	H ₂ + CO
c)	I	H ₂ + CO	CH ₄ + CO ₂
d)	II	H ₂ + CO	CH ₄ + CO ₂
e)	I	CH ₄	CO

55. (Unifesp) Devido aos atentados terroristas ocorridos em Nova York, Madri e Londres, os Estados Unidos e países da Europa têm aumentado o controle quanto à venda e produção de compostos explosivos que possam ser usados na confecção de bombas. Dentre os compostos químicos explosivos, a nitroglicerina é um dos mais conhecidos.

É um líquido à temperatura ambiente, altamente sensível a qualquer vibração, decompondo-se de acordo com a equação:



Considerando-se uma amostra de 4,54 g de nitroglicerina, massa molar 227 g/mol, contida em um frasco fechado com volume total de 100,0 mL:

- a) Calcule a entalpia envolvida na explosão.
 Dados: Substância ΔH° formação (kJ/mol)
 C₃H₅(NO₃)₃ (ℓ) -364
 CO₂ (g) -394
 H₂O (g) -242
- b) Calcule a pressão máxima no interior do frasco antes de seu rompimento, considerando-se que a temperatura atinge 127 °C.
 Dado: R = 0,082 atm · L · K⁻¹ · mol⁻¹.

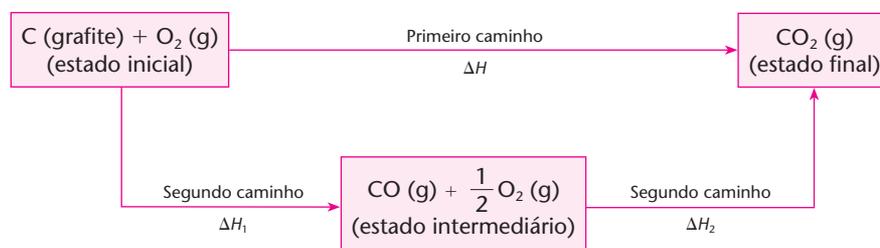
7 >>> Lei de Hess

A Lei de Hess, que é uma lei experimental, é muito importante no estudo da Termoquímica e estabelece que:

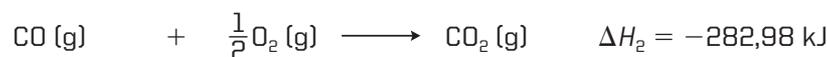
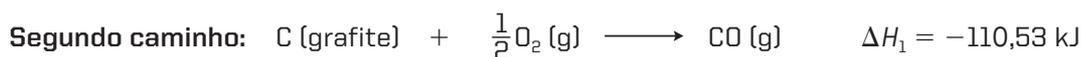
A variação de entalpia (quantidade de calor liberada ou absorvida) em uma reação química depende apenas dos estados inicial e final da reação.

Vamos explicar essa lei utilizando um exemplo simples. Para a transformação de C (grafite) + O₂ (g) em CO₂ (g), podemos admitir dois caminhos diferentes, conforme mostra o esquema adiante:

- diretamente (primeiro caminho);
- ou através do CO (g) (segundo caminho).



A essas duas alternativas correspondem os seguintes valores experimentais, para as variações de entalpia (supondo pressão e temperatura constantes):



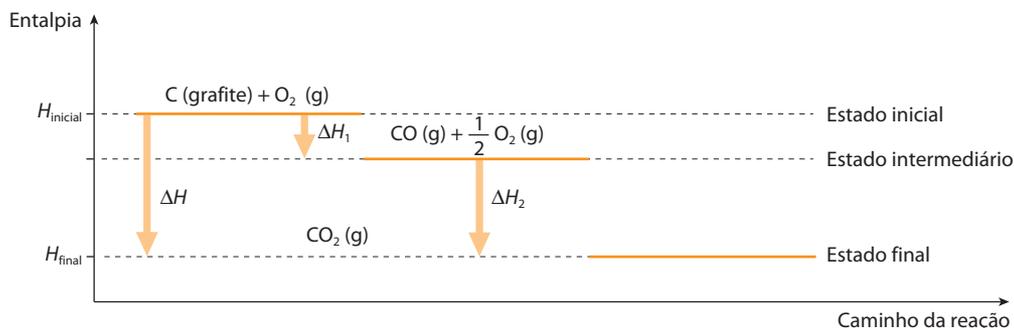
Somando: $\Delta H_1 + \Delta H_2 = -110,53 - 282,98$

$\Delta H_1 + \Delta H_2 = -393,51 \text{ kJ}$

Portanto:

$\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2$

Graficamente:



ADILSON SECCO

Generalizando, dizemos que “partindo-se sempre de um **mesmo estado inicial** e chegando-se sempre a um **mesmo estado final**, o ΔH será sempre o mesmo, quer a reação seja direta, quer ela se efetue em várias etapas” (ou, ainda, o ΔH **independe do caminho** percorrido durante a reação).

Essa constatação serve para confirmar que cada estado tem uma **entalpia** ou **conteúdo de calor (H) fixo e bem definido**:

- no estado inicial: H_{inicial} tem valor fixo;
- no estado final: H_{final} também possui valor fixo.

Em outras palavras, a entalpia é **função de estado**. Consequentemente, o valor de ΔH ($\Delta H = H_{\text{final}} - H_{\text{inicial}}$) será também **fixo e bem definido**, não dependendo das etapas ou estados intermediários. Por esse motivo, a Lei de Hess é também chamada **lei dos estados inicial e final**.

Embora tenha surgido independentemente, a Lei de Hess pode ser considerada, atualmente, como uma simples consequência do Princípio da Conservação de Energia ou do Primeiro Princípio da Termodinâmica.

Germain Henry Hess

Nasceu na Suíça, em 1802, e faleceu na Rússia, em 1850. Foi professor na Universidade de São Petersburgo. Hess foi um dos pioneiros da Físico-Química, estudando os calores das reações químicas e as relações desses calores com a afinidade entre as substâncias e com as forças de ligação entre os elementos químicos.



COLEÇÃO EDGAR PAHS SMITH

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

7.1. Consequências da Lei de Hess

1ª) As equações termoquímicas podem ser somadas como se fossem equações matemáticas

Retomando o exemplo anterior, temos:

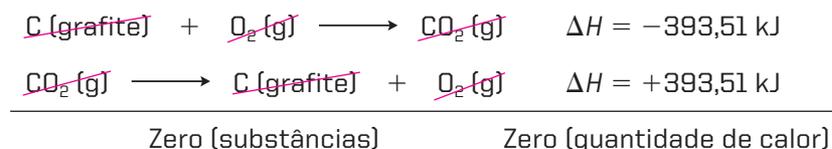


Daí a Lei de Hess ser também chamada de **Lei da Soma dos Calores de Reação**.

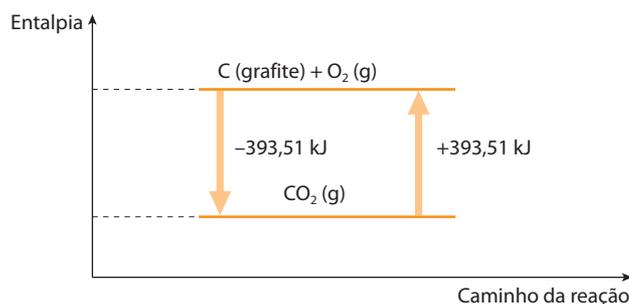
Essa técnica de somar equações é muito útil, pois permite calcular o ΔH de certas reações cuja execução experimental é muito difícil e, às vezes, impossível.

2ª) Invertendo uma equação termoquímica, devemos trocar o sinal de ΔH

Esse fato deve forçosamente acontecer porque, somando-se uma equação à sua inversa, o resultado final deve ser zero. Por exemplo:



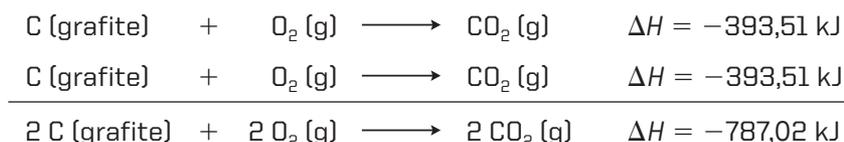
Em outras palavras, isso representa a **conservação de energia** entre os estados inicial e final:



ADILSON SECCO

3ª) Multiplicando (ou dividindo) uma equação termoquímica por um número diferente de zero, o valor de ΔH será também multiplicado (ou dividido) por esse número

Basta imaginar a equação somada a si própria várias vezes.



Enfim, como podemos observar, as equações termoquímicas podem sofrer **tratamentos matemáticos** como adições, subtrações, multiplicações, divisões, inversões etc., desde que esses tratamentos sejam feitos também com os valores de ΔH .

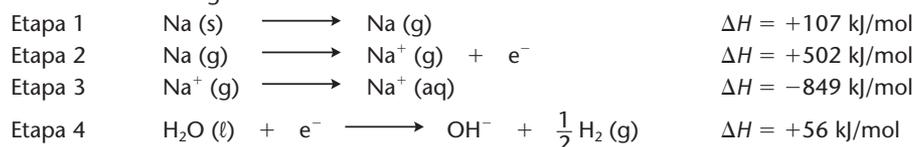
É importante lembrar que as variações de entalpia das reações podem ser calculadas por **três caminhos**:

- a partir das entalpias de formação das substâncias que participam da reação;
- a partir das energias de ligação existentes nas substâncias que participam da reação;
- pela Lei de Hess, somando-se algebricamente várias equações com variações de entalpia já conhecidas, de modo a obter a equação (e a variação de entalpia) desejada.

Questões

Registre as respostas em seu caderno

Considerando os seguintes dados:



- Qual a variação de entalpia para a reação entre o sódio metálico e a água líquida? A reação é exotérmica ou endotérmica?
- Por que a etapa 1 é endotérmica?
- Por que a etapa 2 é endotérmica? Que outro nome pode ser dado à energia envolvida nessa etapa?

Exercícios básicos

Registre as respostas em seu caderno

56. (UFSM-RS) O acetileno é um gás que, ao queimar, produz uma chama luminosa, alcançando uma temperatura ao redor de 3.000 °C. É utilizado em maçaricos e no corte e solda de metais. A sua reação de decomposição é:



Baseando-se nessa reação, analise as afirmativas.

- I. Invertendo o sentido da equação, o sinal da entalpia não varia.
- II. Há liberação de calor, constituindo-se numa reação exotérmica.
- III. A entalpia dos produtos é menor que a dos reagentes.

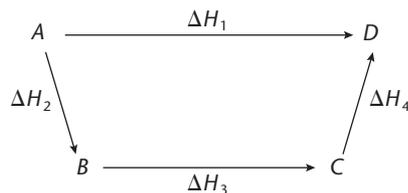
Identifique a alternativa correta.

- a) apenas I. b) apenas II. c) apenas III. d) apenas I e II. e) apenas II e III.

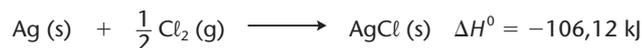
57. (UFRGS-RS) Considere o diagrama ao lado, que representa equações termoquímicas genéricas.

Segundo a Lei de Hess, a relação matemática correta entre os ΔH é dada pela expressão:

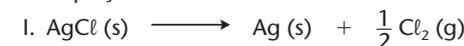
- a) $\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3 + \Delta H_4$ d) $\Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3 + \Delta H_4 = 0$
 b) $\Delta H_1 + \Delta H_2 = \Delta H_3 + \Delta H_4$ e) $\Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3 = \Delta H_4$
 c) $\Delta H_1 = \Delta H_2 + \Delta H_3 + \Delta H_4$



58. (UFF-RJ) Um dos princípios da Termoquímica — o Princípio de Hess — estabelece: “O calor despreendido ou absorvido numa reação química depende, unicamente, dos estados inicial e final, independentemente de quaisquer estados intermediários”. Considere, à temperatura de 500 K, a reação:



e as equações:

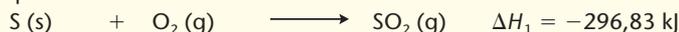


Quais os valores de ΔH^0 , em kJ, das equações indicadas por I, II e III?

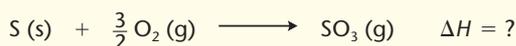
- a) 106,12; -212,24; 212,24 c) 106,12; -212,24; -212,24 e) 106,12; 212,24; -212,24
 b) -106,12; 212,24; -212,24 d) -106,12; -212,24; 212,24

Exercício resolvido

59. Dadas as equações termoquímicas:



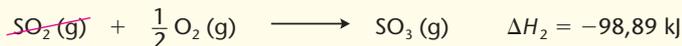
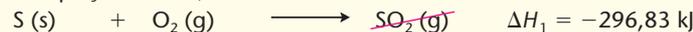
Pede-se calcular o calor da reação (variação de entalpia) indicada pela equação abaixo:



Resolução

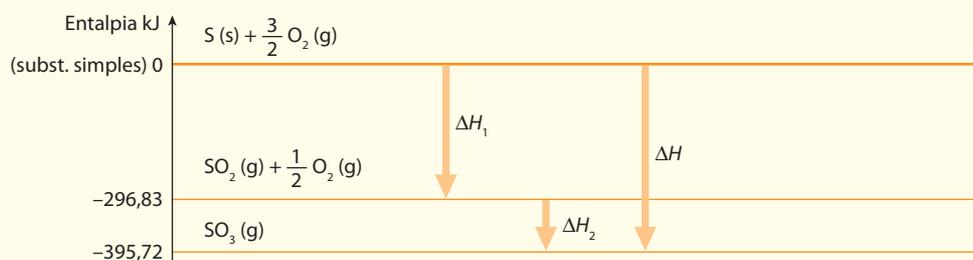
De acordo com a Lei de Hess, as equações termoquímicas podem ser somadas como se fossem equações algébricas.

Aplicando essa ideia às duas equações dadas, temos:



$$\Delta H = -395,72 \text{ kJ}$$

Essa resolução pode ser acompanhada pelo gráfico seguinte (acompanhe a sequência ΔH_1 , ΔH_2 e ΔH):

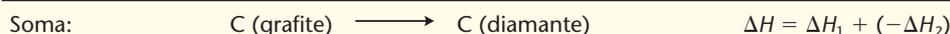
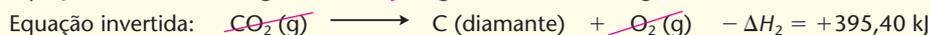
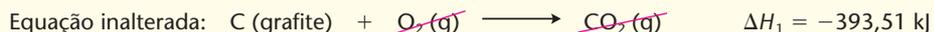


Exercício resolvido**60.** Dadas as equações termoquímicas:

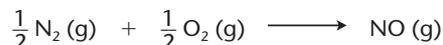
Calcule a variação da entalpia da transformação:

**Resolução**

Neste problema, ao contrário do anterior, se somarmos as duas equações dadas, na forma como elas estão escritas, não obteremos a equação pedida. No entanto, bastará **inverter** a segunda equação (e o valor do ΔH_2 correspondente) e somá-la à primeira, que chegaremos à equação termoquímica pedida:



$$\Delta H = +1,89 \text{ kJ}$$

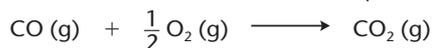
61. (PUC-PR) Dadas as seguintes equações termoquímicas:Calcule o ΔH para a reação abaixo:

O valor encontrado será de:

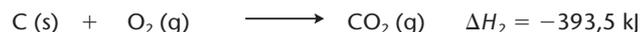
- a) $-21,6 \text{ kcal}$ b) $+21,6 \text{ kcal}$ c) $-20,6 \text{ kcal}$ d) $-5,4 \text{ kcal}$ e) $+5,4 \text{ kcal}$

62. (UCB-DF) Os conversores catalíticos ou catalisadores são dispositivos antipoluição existentes na maioria dos carros produzidos pelas indústrias automobilísticas. Os catalisadores adsorvem as moléculas dos gases poluentes, facilitando a formação do complexo ativado e, com isso, aceleram a oxidação de CO (monóxido de carbono) e hidrocarbonetos ou a decomposição de óxidos de nitrogênio.

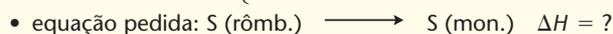
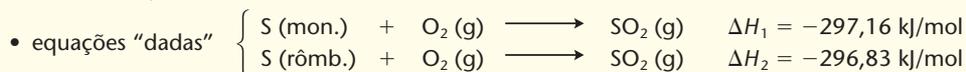
Entre as diversas reações que ocorrem em um catalisador, uma das mais importantes é:



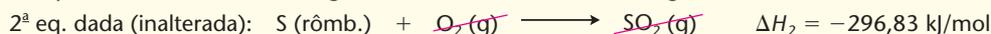
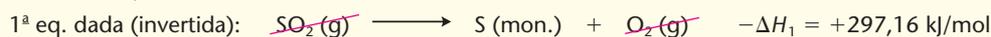
A partir das entalpias das reações abaixo:

determine o ΔH da reação de combustão do monóxido de carbono.**Exercício resolvido****63.** Sabendo que os calores de combustão do enxofre monoclínico e do enxofre rômico são, respectivamente, $-297,16 \text{ kJ/mol}$ e $-296,83 \text{ kJ/mol}$, calcule a variação de entalpia na transformação de 1 mol de enxofre rômico em enxofre monoclínico.**Resolução**

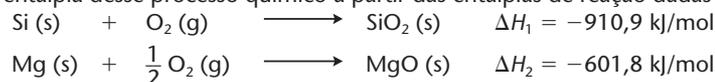
Quando o enunciado do problema é apresentado em linguagem corrente — isto é, em linguagem não matemática —, aconselhamos, como primeiro passo, a “tradução” desse enunciado para a forma de equações termoquímicas. Neste caso, a partir do enunciado, resultam:



Assim sendo, temos:

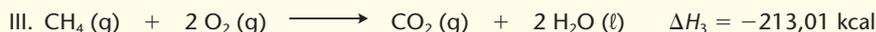


64. (Vunesp) Silício elementar, na forma sólida, pode ser obtido pela reação entre dióxido de silício pulverizado e magnésio metálico.
- a) Determine a equação balanceada da reação, indicando os estados de agregação de reagentes e produtos.
- b) Calcule a variação de entalpia desse processo químico a partir das entalpias de reação dadas a seguir:

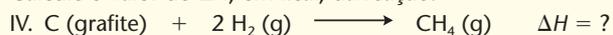


Exercício resolvido

65. São dadas as equações termoquímicas:



Calcule o valor do ΔH , em kcal, da reação:



Resolução

Vimos no **exercício 63** que uma das equações ficou inalterada, e a outra, invertida. Em exemplos mais complicados, como vamos adivinhar qual das equações será invertida? Ou ainda qual das equações será multiplicada (ou dividida) por um número conveniente? Enfim, como devemos arrumar as equações dadas, de modo que a soma delas venha realmente a produzir a equação pedida?

Na verdade, não precisamos de adivinhações; basta seguir o seguinte roteiro:

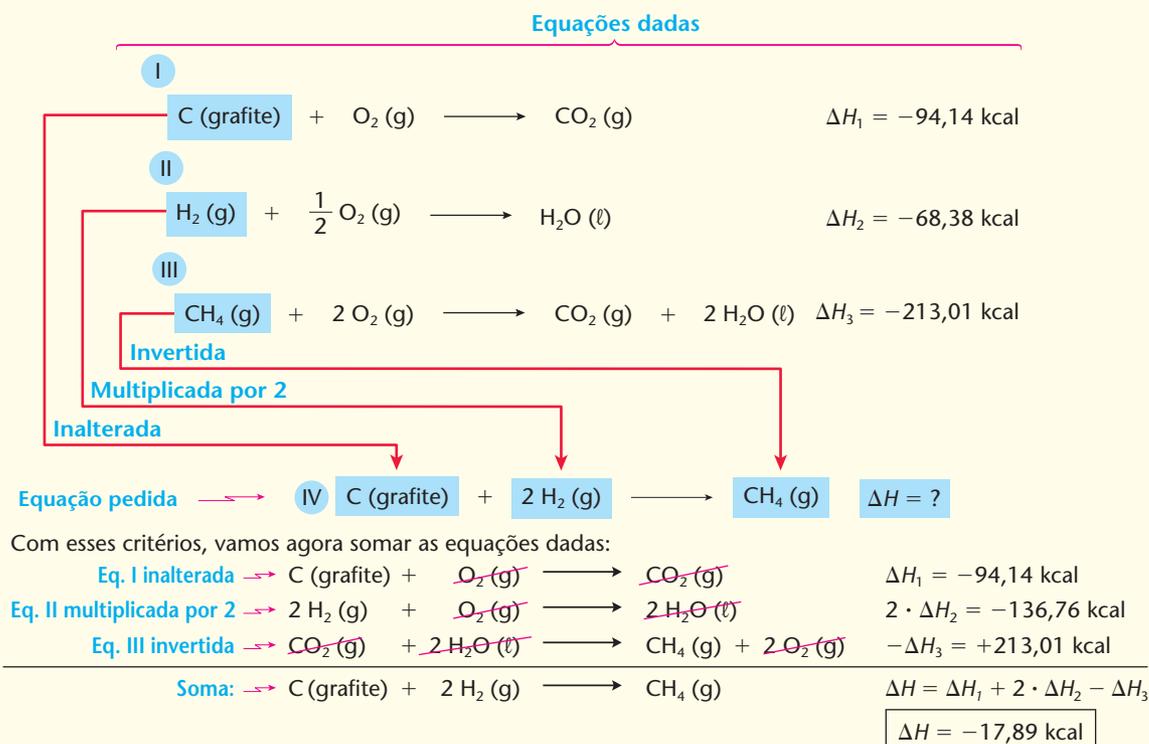
- a) **Verifique quais são as substâncias que aparecem na equação pedida e seus respectivos coeficientes** — neste caso, temos: no 1º membro da equação IV, C (grafite) e 2 H₂ (g); e, no 2º membro, CH₄ (g).
- b) **Verifique também onde essas mesmas substâncias aparecem nas equações dadas** (considere apenas as substâncias que aparecem num único lugar, nas equações dadas).
- c) **Arrume cada equação dada** (invertendo-a, multiplicando-a ou dividindo-a por um número conveniente) **de modo a obedecer à ordem e aos coeficientes da equação pedida**.

Ao arrumar as equações, temos:

- Na equação pedida IV, a primeira substância é C (grafite); na equação dada I, o C (grafite) já está no 1º membro e com coeficiente 1, como queremos. Conclusão: a equação I deve permanecer inalterada.
- Na equação pedida IV, a segunda substância é 2 H₂ (g); na equação dada II, o H₂ (g) está no 1º membro, porém com coeficiente 1. Conclusão: a equação II deve ser multiplicada por 2.
- Na equação pedida IV, a terceira substância é CH₄ (g), que está no 2º membro; na equação dada III, o CH₄ (g) tem coeficiente 1, mas está no 1º membro. Conclusão: a equação III deve ser invertida.

- d) **Some as equações assim alteradas, obtendo a equação pedida.**

O que acabamos de explicar pode ser resumido no seguinte esquema:



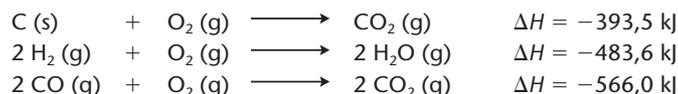
Observação: A resolução deste problema pode parecer complicada, mas obedece a um critério sempre geral: para resolver um problema, devemos prestar atenção ao que está sendo **dado** (no caso são as equações dadas) e ao que está sendo **pedido** (no caso é a equação pedida) e procurar o **caminho** para sair dos **dados apresentados** e chegar à **pergunta pedida**; é o que foi feito no esquema proposto na página anterior.

66. (Mackenzie-SP)



Considerando a equação acima, o valor do ΔH de formação de um mol do gás d'água, mistura constituída por CO e H₂ e utilizada na indústria para a produção do metanol, é:

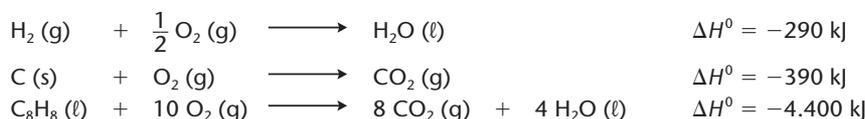
Dados:



- a) +262,6 kJ c) +656,1 kJ e) -475,9 kJ
b) -311,1 kJ d) +131,3 kJ

67. (PUC-SP) Para determinar a entalpia de formação de algumas substâncias que não podem ser sintetizadas diretamente a partir dos seus elementos constituintes, utiliza-se, muitas vezes, o calor de combustão.

Dados:

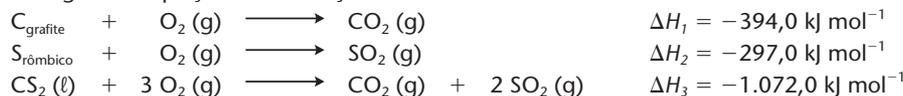


A partir das reações de combustão do estireno (C₈H₈), do hidrogênio e do carbono nas condições padrão acima, conclui-se que a entalpia de formação do estireno ($\Delta H_f^0 \text{ C}_8\text{H}_8$) é igual a:

- a) 3.720 kJ/mol c) -200 kJ/mol e) -8.680 kJ/mol
b) 120 kJ/mol d) -5.080 kJ/mol

68. (PUC-MG) O sulfeto de carbono (CS₂) é um líquido incolor, muito volátil, tóxico e inflamável, empregado como solvente em laboratórios.

Conhecendo-se as seguintes equações de formação a 25 °C e 1 atm:



O valor da variação de entalpia (ΔH) para a reação de formação do sulfeto de carbono líquido é, em kJ · mol⁻¹, igual a:

- a) -84,0. b) -381,0. c) +84,0. d) +381,0.

Exercício resolvido

69. (Mackenzie-SP) Dada a reação: C₆H₁₂O₆ (aq) + 6 O₂ (g) → 6 CO₂ (g) + 6 H₂O (l)

Consideradas as entalpias de reação abaixo, a energia liberada na reação do metabolismo de 1,0 g de glicose no organismo é:

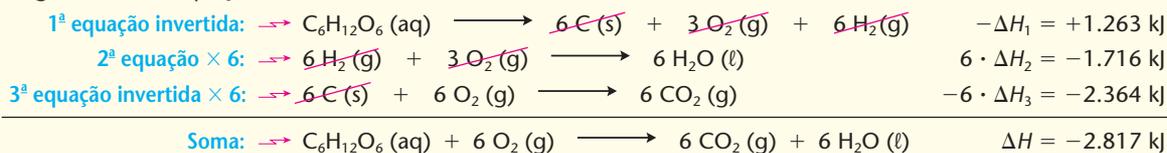
Entalpias de reação em kJ/mol	
1ª) 6 C (s) + 3 O ₂ (g) + 6 H ₂ (g) → C ₆ H ₁₂ O ₆ (aq)	ΔH ₁ = -1.263
2ª) H ₂ (g) + ½ O ₂ (g) → H ₂ O (l)	ΔH ₂ = -286
3ª) CO ₂ (g) → C (s) + O ₂ (g)	ΔH ₃ = 394

(Dado: massa molar da glicose = 180,0 g/mol)

- a) 2.817,0 kJ b) 10,8 kJ c) 3,2 kJ d) 7,6 kJ e) 15,65 kJ

Resolução

Organizando as equações dadas:



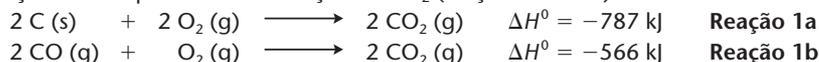
E, por meio de um cálculo estequiométrico, obtemos:

$$\begin{array}{r} 1 \text{ mol de } C_6H_{12}O_6 = 180,0 \text{ g} \xrightarrow{\quad\quad\quad} 2.817 \text{ kJ} \\ 1 \text{ g} \xrightarrow{\quad\quad\quad} x \end{array} \quad \left. \vphantom{\begin{array}{r} 1 \text{ mol de } C_6H_{12}O_6 \\ 1 \text{ g} \end{array}} \right\} \boxed{x = 15,65 \text{ kJ}}$$

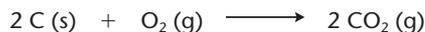
Temos então mais um exemplo de **cálculo estequiométrico** associado aos **cálculos da Termoquímica**.

Alternativa e.

70. (PUC-RJ) Dadas as reações termoquímicas de formação de CO_2 (reações **1a** e **1b**):



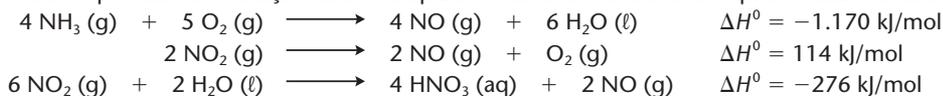
a) Calcule a variação de entalpia para a formação de 1 mol de CO a partir da reação do carbono com o gás oxigênio, dada abaixo:



b) Calcule quantos mols de monóxido de carbono serão produzidos pela combustão completa de 2.400 kg de carbono.

71. (UFMG) A produção de ácido nítrico é importante para a fabricação de fertilizantes e explosivos.

As reações envolvidas no processo de oxidação da amônia para formar ácido nítrico estão representadas nestas três equações:



a) determine a equação química balanceada da reação completa de produção de ácido nítrico aquoso, $HNO_3(aq)$, e água a partir de $NH_3(g)$ e $O_2(g)$.

b) calcule o ΔH^0 da reação descrita no item a desta questão.

c) calcule a massa, em gramas, de ácido nítrico produzido a partir de 3,40 g de amônia.

Exercícios complementares

Registre as respostas em seu caderno

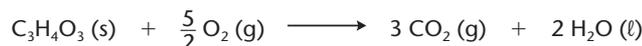
72. (UEL-PR) A respiração celular é um processo vital e ocorre por meio de reações químicas. Um exemplo pode ser a conversão da glicose em ácido pirúvico por meio da reação:



Considere as reações a $25^\circ C$ e 1 atm:



Energia liberada = 2.808 kJ/mol

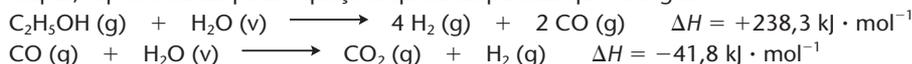


Energia liberada = 1.158 kJ/mol

Pode-se então afirmar que, na formação do ácido pirúvico a partir de 1 mol de glicose, há:

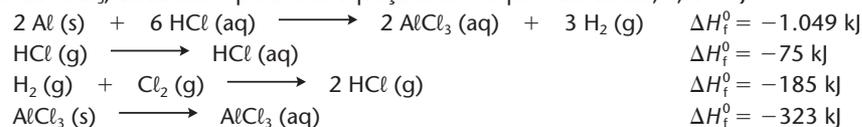
- a) liberação de 492 kJ de energia. d) absorção de 1.650 kJ de energia.
 b) absorção de 492 kJ de energia. e) liberação de 5.124 kJ de energia.
 c) liberação de 1.650 kJ de energia.

73. (Unesp) No processo de obtenção de hidrogênio molecular a partir da reforma a vapor do etanol, estão envolvidas duas etapas, representadas pelas equações químicas parciais que se seguem.



Considerando 100% de eficiência no processo, determine a equação global e calcule a variação de entalpia total envolvida na reforma de um mol de etanol, usando a lei de Hess. Mostre os cálculos necessários.

74. (FMTM-MG) O cloreto de alumínio pode ser produzido a partir de alumínio metálico e gás cloro. A entalpia de reação de formação de 1 mol de $AlCl_3$, calculada a partir das equações termoquímicas dadas, é, em kJ:



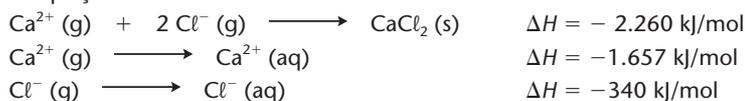
- a) -1.408 b) -1.027 c) -986 d) -704 e) -496

75. (Uerj) Um dos processos de controle de dióxido de carbono em atmosferas artificiais consiste na utilização do hidróxido de lítio, que, após a hidratação, seguida de carbonatação, elimina o referido gás do ambiente. São apresentadas abaixo duas das três equações que descrevem esse processo.



Determine a equação termoquímica correspondente à segunda etapa do processo descrito.

76. (UFScar-SP) Considere as equações:



A entalpia de dissolução, em kJ/mol, do cloreto de cálcio em água, é:

- a) +714 b) +263 c) +77 d) -77 e) -263

77. (Fuvest-SP) Considere a reação de fotossíntese e a reação de combustão da glicose representadas abaixo:



Sabendo-se 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:

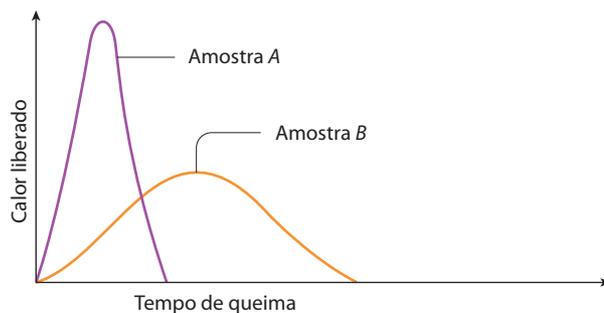
- a) libera $1,4 \cdot 10^6$ J c) absorve $1,4 \cdot 10^6$ J e) absorve $5,6 \cdot 10^6$ J
b) libera $2,8 \cdot 10^6$ J d) absorve $2,8 \cdot 10^6$ J

78. (Fuvest-SP) Os principais constituintes do gás de lixo e do gás liquefeito de petróleo são, respectivamente, o metano e o butano.

- a) Comparando volumes iguais dos dois gases, nas mesmas condições de pressão e temperatura, qual deles fornecerá maior quantidade de energia na combustão? Justifique sua resposta a partir da hipótese de Avogadro para os gases.
b) Poder calorífico de um combustível pode ser definido como a quantidade de calor liberado por quilograma de material queimado. Calcule o poder calorífico do gás metano.

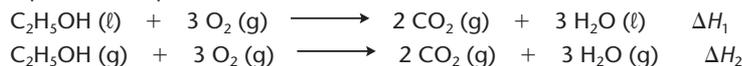
(Massas molares: metano = 16 g/mol; butano = 58 g/mol. Calores de combustão ($-\Delta H$): metano = 208 kcal/mol; butano = 689 kcal/mol.)

79. (UFMG) Duas amostras de carvão de massas iguais e de mesma origem — uma em pó e outra em pedaços grandes — foram queimadas e apresentaram o comportamento descrito no gráfico abaixo.



- a) Indique a amostra — A ou B — em que o carvão está na forma de pó. Justifique sua resposta.
b) Indique se a quantidade de calor liberada na queima total do carvão da amostra em pedaços é **menor, igual ou maior** que a quantidade de calor liberada na queima total do carvão da amostra em pó. **Justifique** sua resposta.

80. (Fuvest-SP) Pode-se calcular a entalpia molar de vaporização do etanol a partir das entalpias das reações de combustão representadas por:

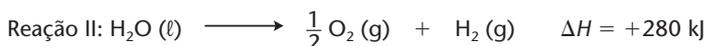


Para isso, basta que se conheça, também, a entalpia molar de:

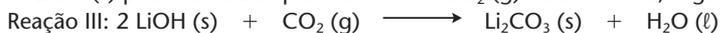
- a) vaporização da água. d) formação do etanol líquido.
b) sublimação do dióxido de carbono. e) formação do dióxido de carbono gasoso.
c) formação da água líquida.

81. (PUC-RJ)

- a) A queima da hidrazina produz nitrogênio e água, segundo a reação I. A água gerada nessa reação pode ser decomposta segundo a reação II. Que quantidade de energia, na forma de calor, é preciso ser fornecida para decompor toda a água gerada por 64 g de hidrazina?



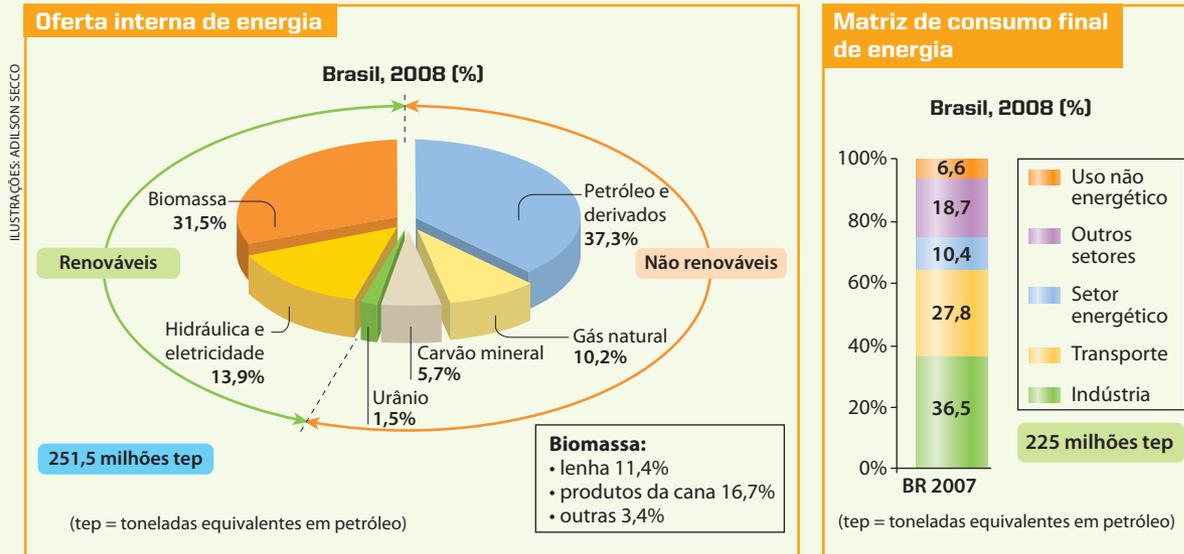
- b) O LiOH(s) pode ser usado para remover o CO₂(g) da atmosfera, segundo a reação III.



Que quantidade máxima de CO₂, em gramas, pode reagir com 120 g de LiOH?



A PRODUÇÃO E O CONSUMO DE ENERGIA



Fonte: Brasil, Ministério de Minas e Energia. *Resenha energética brasileira: resultados preliminares de 2008*. Disponível em: <www.mme.gov.br>. Acesso em: jan. 2010.

A energia é vital para o ser humano — a começar pela energia retirada dos alimentos, para sua nutrição. Desde os primórdios, quando aprendeu a manipular o fogo para cozinhar seus alimentos e se aquecer, o ser humano foi aumentando cada vez mais seu consumo de energia.

Durante muitos séculos, contou apenas com a energia de sua força física, dos animais que foram sendo domesticados e da queima de lenha. A queima da madeira foi a principal fonte de energia, na Europa, até o século XVIII, quando o aumento do consumo de energia trouxe a preocupação com a devastação das florestas europeias.

Atualmente, as principais fontes de energia no mundo são: o **carvão mineral**, o **petróleo** e o **gás natural**.

Além do grande consumo de petróleo, o Brasil deve boa parte da energia às suas usinas hidroelétricas e à biomassa. Períodos de seca prolongada, porém, reduzem a quantidade de água nas represas, o que pode provocar o racionamento de energia elétrica ou os apagões. Para evitar os apagões, o Brasil dispõe de usinas termoelétricas que entram em operação quando os níveis de água dos reservatórios estão abaixo do nível mínimo de segurança. As usinas termoelétricas, no entanto, consomem grandes quantidades de combustível — derivados do petróleo ou do gás natural — e ocasionam poluição.

É bom lembrar que o carvão, o petróleo e o gás natural são fontes de energia:

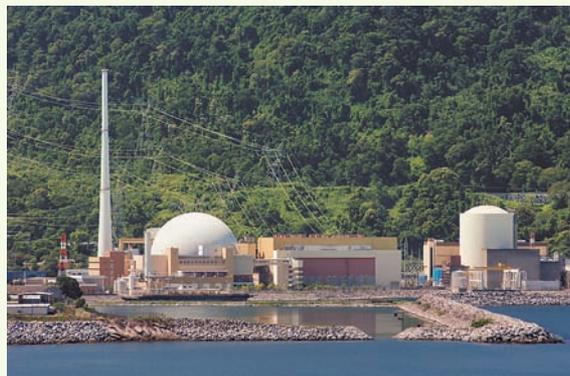
- **não renováveis**; portanto, mais cedo ou mais tarde, irão esgotar-se;
- **poluidoras**, pois os gases produzidos em suas combustões comprometem a atmosfera terrestre.

Considerando o aumento da população terrestre e o aumento de consumo de energia por habitante, concluímos que a manutenção do desenvolvimento humano só será possível se houver:

- **produção** de mais energia, por meio de novos processos que sejam econômicos e não poluidores;
- **economia** de energia, com o uso de máquinas e aparelhos mais eficientes e com a reeducação de pessoas e nações.

Vejamos, então, algumas fontes alternativas de energia.

a) **Energia nuclear:** as usinas atômicas atuais produzem energia pela fissão do urânio (combustível não renovável). A quantidade de energia produzida é grande (1 g de urânio-235 equivale a 13,7 barris de petróleo); o processo, porém, é caro e oferece o perigo de a radioatividade escapar em caso de acidente. No futuro, outro caminho será a fusão de deutério e trítio, que poderá vir a se tornar uma fonte de energia praticamente inesgotável.



ROGERIO REIS/PULSAR IMAGENS

Central Nuclear Almirante Álvaro Alberto.
(Angra dos Reis, RJ, 2006.)

b) **Biomassa:** é o aproveitamento da energia acumulada nos vegetais (energia renovável). Há muitas alternativas: pode-se usar cana-de-açúcar (ou outro material) para produzir álcool etílico; pode-se queimar lenha, mas também queimar resíduos, como cavacos de madeira, bagaço de cana, lixo etc.; pode-se fermentar o lixo orgânico, em biodigestores, para produzir metano.

c) **Energia solar:** para a Terra, o Sol é a fonte de energia mais abundante, mais potente, gratuita e praticamente infundável. Podemos dizer que praticamente todas as outras formas de energia derivam ou derivaram da energia solar. Por isso, a humanidade está fazendo grandes esforços para utilizar a energia solar por vários processos: o aquecimento solar de casas e edifícios; os coletores solares de espelhos, que podem aquecer a água para gerar vapor e com ele acionar geradores de energia elétrica; as células solares ou fotoelétricas, que permitem a conversão direta da energia solar em eletricidade, como as que existem em máquinas de calcular, postos telefônicos em locais isolados, automóveis de teste, satélites artificiais etc.



MANUEL LOURENÇO/OIHAR IMAGEM

Painéis de aquecimento solar no telhado de uma casa.

d) **Energia eólica (do vento):** o velho moinho de vento foi aperfeiçoado a fim de gerar energia elétrica. Como a energia do vento é renovável, vários países têm feito investimentos nessa área: Dinamarca, Alemanha, Espanha e Estados Unidos. No Brasil, esse processo começa a ser utilizado, principalmente nos estados das regiões Nordeste e Sul.



Calculadora alimentada por célula solar.

MAURICIO SIMONETTI/PULSAR IMAGENS



Parque gerador de energia eólica. (Osório, RS, 2008.)

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

e) **Hidrogênio — combustível do futuro?** Na combustão do hidrogênio ocorre a reação:



O uso do hidrogênio como combustível tem duas grandes vantagens: o produto formado (H_2O) não é poluente e a energia liberada na combustão é muito grande — seu poder calorífico é igual a 142.000 kJ/kg.

Considerando que os combustíveis fósseis — carvão, petróleo, gás natural etc. — são poluentes e tendem a se esgotar no futuro, o hidrogênio se apresenta como uma boa alternativa para movimentar veículos, queimar em fogões domésticos, aquecer casas em lugares frios etc. Em automóveis, por exemplo, poderiam ser utilizadas as chamadas **células de combustão** (já em uso nos ônibus espaciais), nas quais a combustão do hidrogênio produz energia elétrica **diretamente**; a energia assim gerada aciona o motor elétrico do veículo, com um aproveitamento de energia 50% maior que o do motor a gasolina.

Em meio às vantagens que citamos há, porém, dois grandes problemas a serem resolvidos para viabilizar a adoção do hidrogênio como combustível em larga escala: sua **produção** e sua **armazenagem**. A **produção** é cara e atualmente é feita a partir do carvão, do gás natural ou do petróleo (talvez no futuro seja feita por eletrólise da própria água). O **armazenamento** é difícil, pois no estado gasoso exige altas pressões e, no estado líquido, requer temperaturas muito baixas. Para complicar ainda mais o problema da armazenagem, o hidrogênio é altamente inflamável — haja vista os acidentes com o dirigível Hindenburg (foto 1) e com o ônibus espacial Challenger (foto 2).

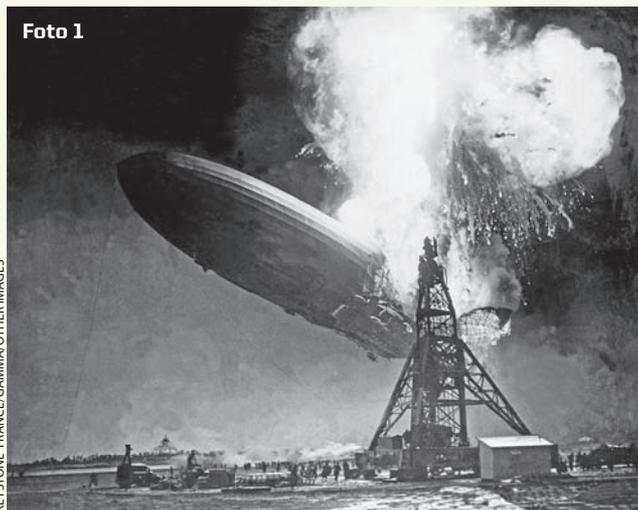


Foto 1
Explosão do dirigível Hindenburg. (Nova Jersey, EUA, 1937.)



Foto 2
Início da explosão do ônibus espacial Challenger. (Cabo Canaveral, EUA, 1986.)

Como dissemos no início, outra questão fundamental é a da **economia de energia**.

Do **ponto de vista tecnológico**, a economia de energia deve resultar da pesquisa, visando à obtenção de novos materiais e processos que proporcionem:

- melhor isolamento térmico de casas e edifícios em países frios, para economizar aquecimento;
- melhor ventilação de casas e edifícios em países quentes, para economizar ar-condicionado;
- aparelhos domésticos (fogões, geladeiras etc.) mais eficientes;
- melhor transmissão de energia elétrica através dos fios condutores;
- automóveis com motores mais econômicos;
- motores a jato mais eficientes para os aviões; e assim por diante.

Do ponto de vista social e político, esse problema é mais complicado. A economia de energia, encarada como meta, exige das pessoas:

- renúncia de parte de seu conforto (uso de carros menores, eletrodomésticos menos potentes, etc.);
- maior comprometimento ecológico (não deixar lâmpadas e aparelhos elétricos ligados desnecessariamente, tomar banhos quentes mais rápidos etc.); e assim por diante.

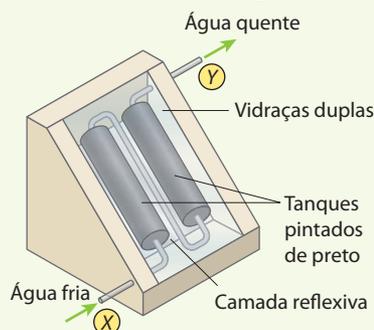
E, de modo geral, requer das nações:

- melhor planejamento na produção e distribuição da energia elétrica;
- transportes coletivos (trens, metrô, ônibus etc.) mais eficientes; e assim por diante.

Tudo isso é muito complicado, pois exige uma reeducação total — tanto das pessoas, individualmente, como das nações, por inteiro.

Questões sobre a leitura Registre as respostas em seu caderno

- 82.** Analise o gráfico da oferta interna de energia no Brasil, e discuta com seus colegas se a parcela da energia obtida de fontes renováveis é adequada do ponto de vista ambiental.
- 83.** Explique por que não é vantajoso para o Brasil obter mais da metade da sua energia de fontes não renováveis.
- 84.** Discuta com seus colegas por que o uso da energia solar poderia ser ampliado de forma significativa no Brasil.
- 85.** Cite atitudes que podemos ter no nosso cotidiano para economizar energia.
- 86.** (Enem-MEC) O uso mais popular de energia solar está associado ao fornecimento de água quente para fins domésticos. Na figura abaixo, é ilustrado um aquecedor de água constituído de dois tanques pretos dentro de uma caixa termicamente isolada e com cobertura de vidro, os quais absorvem energia solar.



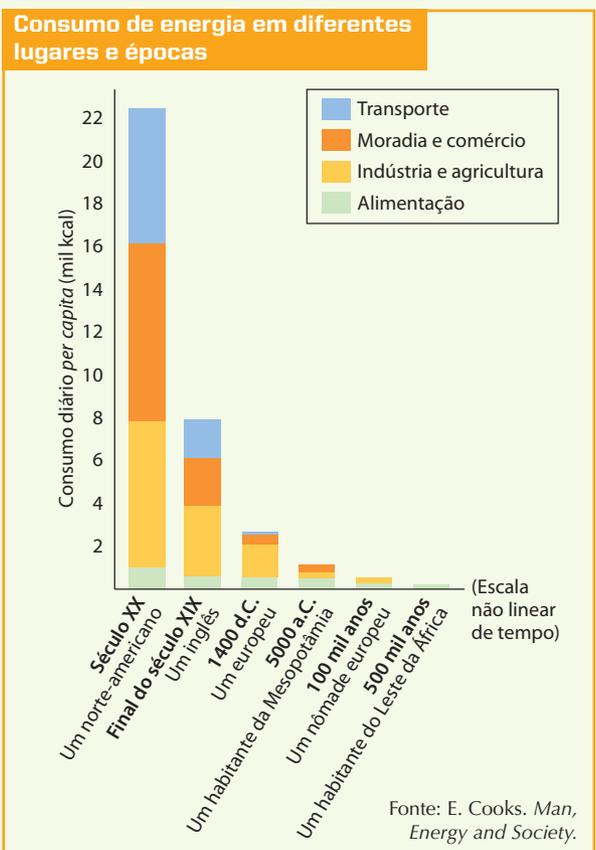
A. Hinrichs e M. Kleinbach. *Energia e meio ambiente*. São Paulo: Thompson, 3 ed., 2004, p. 529 (com adaptações).

Nesse sistema de aquecimento,

- os tanques, por serem de cor preta, são bons absorvedores de calor e reduzem as perdas de energia.
- a cobertura de vidro deixa passar a energia luminosa e reduz a perda de energia térmica utilizada para o aquecimento.
- a água circula devido à variação de energia luminosa existente entre os pontos X e Y.

- a camada refletiva tem como função armazenar energia luminosa.
- o vidro, por ser bom condutor de calor, permite que se mantenha constante a temperatura no interior da caixa.

- 87.** (Enem-MEC) O consumo diário de energia pelo ser humano vem crescendo e se diversificando ao longo da história, de acordo com as formas de organização da vida social. O esquema a seguir apresenta o consumo típico de energia de um habitante de diferentes lugares e em diferentes épocas.



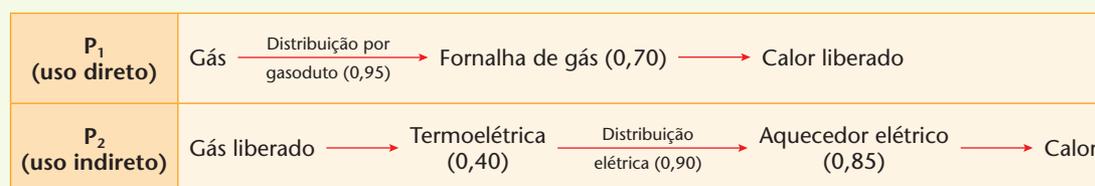
Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Segundo esse esquema, do estágio primitivo ao tecnológico, o consumo de energia *per capita* no mundo cresceu mais de 100 vezes, variando muito as taxas de crescimento, ou seja, a razão entre o aumento do consumo e o intervalo de tempo em que esse aumento ocorreu. O período em que essa **taxa de crescimento** foi mais acentuada está associado à passagem:

- a) do habitante das cavernas ao homem caçador.
- b) do homem caçador à utilização do transporte por tração animal.
- c) da introdução da agricultura ao crescimento das cidades.
- d) da Idade Média à máquina a vapor.
- e) da Segunda Revolução Industrial aos dias atuais.

- 88.** (Enem-MEC) Os números e cifras envolvidos, quando lidamos com dados sobre produção e consumo de energia em nosso país, são sempre muito grandes. Apenas no setor residencial, em um único dia, o consumo de energia elétrica é da ordem de 200 mil MWh. Para avaliar esse consumo, imagine uma situação em que o Brasil não dispusesse de hidrelétricas e tivesse de depender somente de termoeletricas, onde cada kg de carvão, ao ser queimado, permite obter uma quantidade de energia da ordem de 10 kWh. Considerando que um caminhão transporta, em média, 10 toneladas de carvão, a quantidade de caminhões de carvão necessária para abastecer as termoeletricas, a cada dia, seria da ordem de:
- a) 20
 - b) 200
 - c) 1.000
 - d) 2.000
 - e) 10.000

- 89.** (Enem-MEC) Na comparação entre diferentes processos de geração de energia, devem ser considerados aspectos econômicos, sociais e ambientais. Um fator economicamente relevante nessa comparação é a eficiência do processo. Eis um exemplo: a utilização do gás natural como fonte de aquecimento pode ser feita pela simples queima num fogão (uso direto) ou pela produção de eletricidade em uma termoeletrica e uso de aquecimento elétrico (uso indireto). Os rendimentos correspondentes a cada etapa de dois desses processos estão indicados entre parênteses no esquema.



Na comparação das eficiências, em termos globais, entre esses dois processos (direto e indireto), verifica-se que:

- a) a menor eficiência de P₂ deve-se, sobretudo, ao baixo rendimento da termoeletrica.
 - b) a menor eficiência de P₂ deve-se, sobretudo, ao baixo rendimento na distribuição.
 - c) a maior eficiência de P₂ deve-se ao alto rendimento do aquecedor elétrico.
 - d) a menor eficiência de P₁ deve-se, sobretudo, ao baixo rendimento da fornalha.
 - e) a menor eficiência de P₁ deve-se, sobretudo, ao alto rendimento de sua distribuição.
- 90.** (Enem-MEC) Na avaliação da eficiência de usinas quanto à produção e aos impactos ambientais, utilizam-se vários critérios, tais como: razão entre produção efetiva anual de energia elétrica e potência instalada ou razão entre potência instalada e área inundada pelo reservatório. No quadro seguinte, esses parâmetros são aplicados às duas maiores hidrelétricas do mundo: Itaipu, no Brasil, e Três Gargantas, na China.

Parâmetros	Itaipu	Três Gargantas
Potência instalada	12.600 MW	18.200 MW
Produção efetiva de energia elétrica	93 bilhões de kWh/ano	84 bilhões de kWh/ano
Área inundada pelo reservatório	1.400 km ²	1.000 km ²

Internet: <www.itaipu.gov.br>.

Com base nessas informações, avalie as afirmativas que se seguem.

- I. A energia elétrica gerada anualmente e a capacidade nominal máxima de geração da hidrelétrica de Itaipu são maiores que as da hidrelétrica de Três Gargantas.
- II. Itaipu é mais eficiente que Três Gargantas no uso da potência instalada na produção de energia elétrica.
- III. A razão entre potência instalada e área inundada pelo reservatório é mais favorável na hidrelétrica Três Gargantas do que em Itaipu.

É correto apenas o que se afirma em:

- a) I.
- b) II.
- c) III.
- d) I e III.
- e) II e III.

Existem reações muito lentas, outras mais rápidas e outras quase instantâneas. Além de medir, podemos também controlar a velocidade das reações, com o uso da energia, como a eletricidade, a luz e o calor.

+ TÓPICOS DO CAPÍTULO

- 1 VELOCIDADE (OU RAPIDEZ) DAS REAÇÕES QUÍMICAS
- 2 COMO AS REAÇÕES OCORREM?
- 3 O EFEITO DAS VÁRIAS FORMAS DE ENERGIA SOBRE A VELOCIDADE DAS REAÇÕES QUÍMICAS
- 4 O EFEITO DA CONCENTRAÇÃO DOS REAGENTES NA VELOCIDADE DAS REAÇÕES QUÍMICAS
- 5 O EFEITO DOS CATALISADORES NA VELOCIDADE DAS REAÇÕES QUÍMICAS

LEITURA: CATALISADORES AUTOMOTIVOS

No balanço das horas

“Mantenha a embalagem tampada, em local fresco e seco, longe da luz, do calor e da umidade.” Essas recomendações visam reduzir a velocidade das reações químicas envolvidas na deterioração de alimentos e de medicamentos.

A casca da maçã é coberta por uma fina camada de cera que a impermeabiliza, impede o contato de seu miolo com o oxigênio do ar, protege-a do ataque de micro-organismos e diminui a perda de água, mantendo-a suculenta por mais tempo.



1º dia



18º dia



24º dia



65º dia



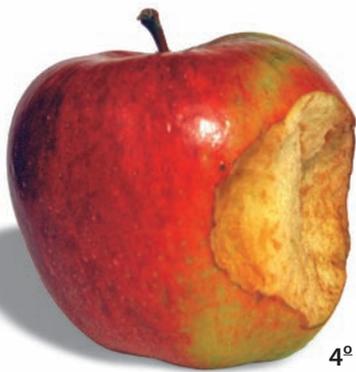
74º dia

FOTOS: ALASDAIR FITZ-DESORGHIER

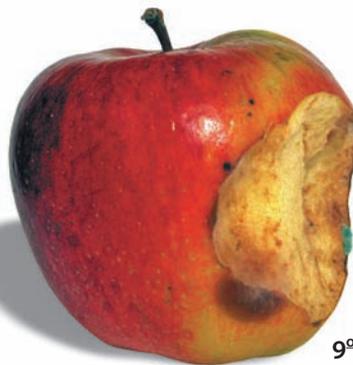


Reagindo a tempo

Há diversos fatores que fazem com que a velocidade de uma reação química diminua ou aumente. No caso da conservação de alimentos, por exemplo, a baixa temperatura em geladeiras e em *freezers* ajuda a retardar a deterioração desses alimentos.



4º dia



9º dia



14º dia



28º dia



48º dia

Células rompidas pela mordida liberam enzimas e outras substâncias que se oxidam em contato com o ar.

A pigmentação escura é uma evidência dessa reação.

FOTOS: ALASDAIR FITZ-DESORGHIER



85º dia

Fungos e bactérias decompõem a maçã em substâncias mais simples. Dias quentes e úmidos aceleram o processo de transformação.

REFLETINDO

A oxidação da maçã se dá lentamente quando comparada à oxidação imediata que ocorre ao se acender um palito de fósforo.

Se o oxigênio do ar é o mesmo, que hipóteses podem explicar a diferença entre as velocidades dessas oxidações?

1 >>> Velocidade (ou rapidez) das reações químicas

1.1. Introdução

Verificamos em nosso dia a dia que há reações químicas mais **lentas** e outras mais **rápidas**. Veja:



A ferrugem leva anos para corroer um objeto de ferro.



A explosão da dinamite ocorre numa fração de segundo. (Queensland, Austrália, 2005.)

É oportuno lembrar que as reações que ocorrem na natureza são, em geral, muito lentas. Foram necessários milhões de anos, por exemplo, para a formação do petróleo, do carvão mineral e do gás natural. Daí a preocupação que devemos ter com o possível esgotamento desses recursos naturais.

Às vezes nos interessa **acelerar uma reação**. Pode-se fazer isso usando, por exemplo:

- *air bag*, que infla por meio de uma reação química praticamente instantânea;
- panela de pressão, que acelera o cozimento dos alimentos;
- gesso ortopédico, cuja secagem é rápida.

Nas indústrias químicas, o aumento da velocidade das reações possui grande importância econômica, pois permite obter **maior** quantidade de produtos em **menor** tempo.

Outras vezes nos interessa **desacelerar uma reação**. Para isso, pode-se, por exemplo:

- usar a geladeira e/ou o *freezer* para retardar a decomposição dos alimentos pelos micro-organismos;
- retardar a ferrugem utilizando produtos químicos e tintas especiais;
- combater uma febre alta (que envolve aceleração do metabolismo orgânico) com medicamentos específicos.

Além disso, é importante lembrar que a Ciência também tem realizado vários estudos para retardar o envelhecimento, buscando proporcionar mais saúde e vitalidade aos idosos.

Frequentemente precisamos obter uma velocidade de reação que não seja nem muito rápida nem muito lenta. Por exemplo:

- não queremos que a gasolina pegue fogo sozinha (pois seria um desastre), mas queremos uma queima “vigorosa” no motor do automóvel, para melhorar seu desempenho;



Teste de funcionamento de *air bag* em veículo.



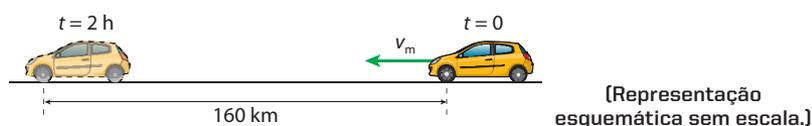
As baixas temperaturas desaceleram a decomposição dos alimentos por micro-organismos.

- nas fábricas de vinho, é interessante que a fermentação do suco de uva seja lenta, produzindo um vinho de melhor paladar; no entanto, não deve ser lenta demais para não atrasar a produção – o que causaria prejuízos ao fabricante.

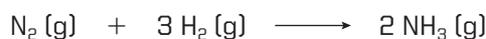
Enfim, um dos objetivos da Química é controlar a velocidade das reações químicas, de modo que sejam rápidas o suficiente para proporcionar o melhor aproveitamento do ponto de vista prático e econômico, mas não tão rápidas a ponto de oferecer risco de acidentes. Em resumo, o ideal é ter **reações com velocidade (ou rapidez) controlada**.

1.2. Conceito de velocidade média de uma reação química

Em Física, o estudo da velocidade diz respeito ao **deslocamento** de um corpo na unidade de **tempo**. Se um automóvel percorre 160 km em duas horas, dizemos que sua velocidade média é 80 km/h.



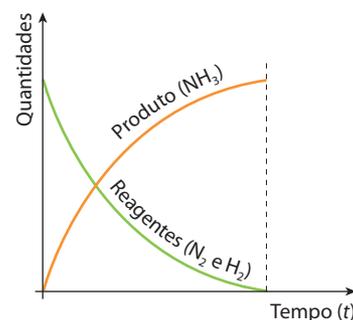
Em Química, o conceito é semelhante. Medir a velocidade de uma reação significa medir a **quantidade** de reagente que **desaparece** ou a **quantidade** de produto que **se forma**, por unidade de **tempo**. Por exemplo, seja a equação:



À proporção que a reação caminha, os reagentes N_2 e H_2 vão “sumindo” (isto é, vão sendo consumidos) e o produto NH_3 vai “aparecendo” (isto é, vai sendo produzido).

Se a reação for completa e em quantidades estequiométricas, a representação gráfica do andamento dessa reação será a que mostramos ao lado. Após certo tempo t , os reagentes N_2 e H_2 acabam e, com isso, a reação para. Teremos então a quantidade máxima possível de NH_3 .

Lembrando que, em Química, a melhor maneira de medir a quantidade de uma substância é usando a unidade **mol**, diremos que, no estudo da cinética química, é interessante o emprego da quantidade de mols da substância por litro de mistura reagente. Essa grandeza é chamada concentração mol/L ou **molaridade**. Assim, define-se:



Velocidade média de uma reação química é o quociente da variação da molaridade de um dos reagentes (ou produtos) da reação pelo intervalo de tempo em que essa variação ocorre.

Voltando à reação $\text{N}_2 (\text{g}) + 3 \text{H}_2 (\text{g}) \longrightarrow 2 \text{NH}_3 (\text{g})$, podemos dizer que a velocidade média dessa reação, **em relação ao NH_3** , é:

$$(\text{Velocidade média}) = \frac{(\text{Variação da molaridade por } \text{NH}_3 \text{ em mol/L})}{(\text{Intervalo de tempo})}$$

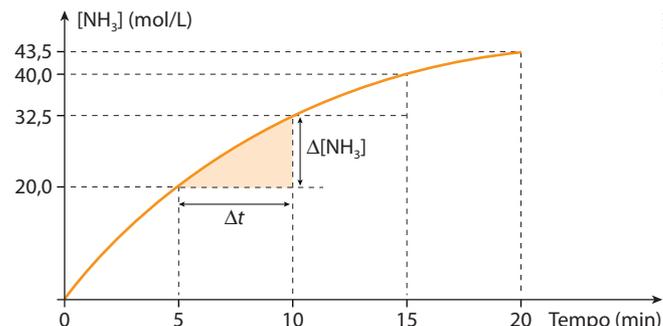
No estudo da cinética química, é comum indicarmos molaridades usando **colchetes**; assim, $[\text{NH}_3]$ indica a molaridade do NH_3 . Considerando que, na Matemática, é comum o uso da letra grega delta (Δ) para indicar **variações**, a fórmula acima pode ser abreviada para:

$$v_m = \frac{\Delta[\text{NH}_3]}{\Delta t}$$

Nessa expressão, $\Delta[\text{NH}_3]$ é a diferença entre a **molaridade final** e a **molaridade inicial** do NH_3 no intervalo de tempo Δt .

Vamos agora considerar, por exemplo, que a reação $\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \longrightarrow 2\text{NH}_3(\text{g})$ nos forneça os seguintes resultados, sob determinadas condições experimentais:

Tempo de reação (min)	Molaridade do NH_3 (mol/L)
0	0
5	20,0
10	32,5
15	40,0
20	43,5



Utilizando os dados dessa tabela, obtemos, de acordo com a definição, as seguintes velocidades médias:

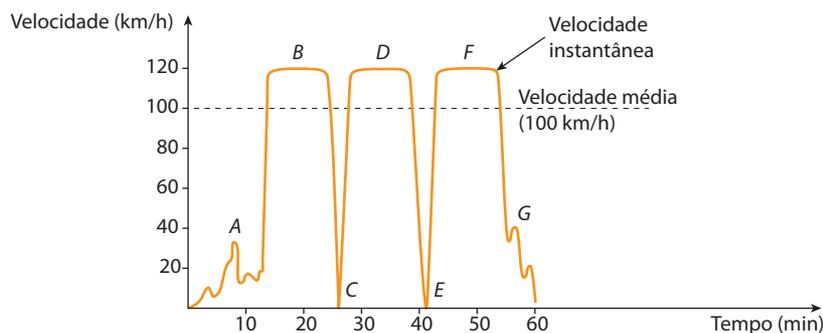
- no intervalo de 0 a 5 min: $v_m = \frac{20,0 - 0}{5 - 0} \Rightarrow v_m = 4,0 \text{ mol/L} \cdot \text{min}$
- no intervalo de 5 a 10 min: $v_m = \frac{32,5 - 20,0}{10 - 5} \Rightarrow v_m = 2,5 \text{ mol/L} \cdot \text{min}$ (veja o gráfico)
- no intervalo de 10 a 15 min: $v_m = \frac{40,0 - 32,5}{15 - 10} \Rightarrow v_m = 1,5 \text{ mol/L} \cdot \text{min}$
- no intervalo de 15 a 20 min: $v_m = \frac{43,5 - 40,0}{20 - 15} \Rightarrow v_m = 0,7 \text{ mol/L} \cdot \text{min}$

Note, pelos valores obtidos e pela inclinação da curva no gráfico, que a velocidade da reação vai diminuindo com o tempo.

Perceba também que esse cálculo é muito semelhante ao cálculo de velocidade média feito em Física. De fato, se, na segunda coluna da tabela anterior, no lugar de “molaridade” tivéssemos “quilômetros rodados por um automóvel”, o mesmo cálculo nos forneceria a velocidade média do automóvel em cada um dos intervalos de tempo.

1.3. Conceitos de velocidade instantânea e cinética química

A distância entre as cidades de São Paulo e Campinas pela Rodovia dos Bandeirantes é de 100 km. Se numa viagem de carro tivermos demorado 1 hora para ir de uma cidade a outra, podemos dizer que nossa **velocidade média** foi de 100 km/h. No entanto, se um computador ligado ao velocímetro do carro construísse um gráfico mostrando a velocidade a cada instante, um dos aspectos prováveis desse gráfico seria o seguinte:



Nesse gráfico (no final da página anterior), notamos os seguintes trechos:

- *A* – de velocidade baixa e irregular, na saída de São Paulo;
- *B*, *D* e *F* – de velocidades máximas, na estrada;
- *C* e *E* – paradas (velocidade zero), nos pedágios;
- *G* – diminuição da velocidade, na chegada a Campinas.

Nas reações químicas, a velocidade a cada instante (velocidade instantânea) também é diferente da velocidade média. No entanto, se os intervalos de tempo (Δt) usados na medida da velocidade média forem se tornando cada vez menores, a velocidade média tenderá a assumir valores cada vez mais próximos da velocidade em um dado instante. Desse fato, vem a definição:

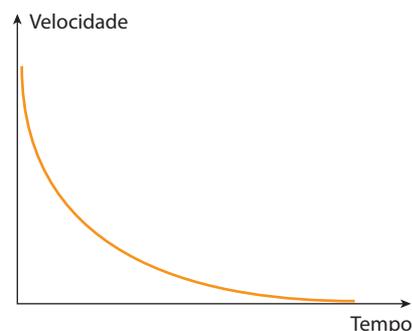
Velocidade da reação em um dado instante (ou **velocidade instantânea**) é o valor para o qual tende a velocidade média quando os intervalos de tempo vão se tornando cada vez menores.

Para um automóvel, a **velocidade média** é um cálculo matemático, que é a divisão da distância pelo tempo gasto em percorrê-la; a **velocidade instantânea**, porém, é lida diretamente no velocímetro. Também na cinética química existem aparelhos que funcionam como “velocímetros”, medindo a velocidade da reação a cada instante.

De agora em diante, falaremos sempre em **velocidade instantânea das reações**. De modo geral, ela diminui com o tempo, conforme o gráfico ao lado. (A diminuição da velocidade das reações com o passar do tempo já foi mostrada nos cálculos feitos na página anterior, referentes à reação de formação do NH_3 .)

Finalizando, podemos dizer que:

Cinética química é o estudo da velocidade das reações químicas e dos fatores que influem nessa velocidade.



ADILSON SECCO

O estudo da cinética química é muito importante, principalmente para as indústrias químicas. Afinal, acelerando-se as reações, reduz-se o tempo gasto com a produção, tornando os processos químicos mais econômicos e os produtos finais mais competitivos no mercado; lembre-se da frase “tempo é dinheiro”.

1.4. Medida da velocidade das reações

A velocidade de uma reação pode ser determinada por processos químicos e por processos físicos.

a) Processos químicos

Medem a velocidade de uma reação, por meio de uma segunda reação muito mais rápida (praticamente instantânea) em relação à primeira. Por exemplo, a saponificação de um éster:



Trata-se de uma reação que demora algumas horas. Podemos, de tempos em tempos (digamos de 15 em 15 min), retirar uma amostra do sistema e titular o NaOH com um ácido; por exemplo:



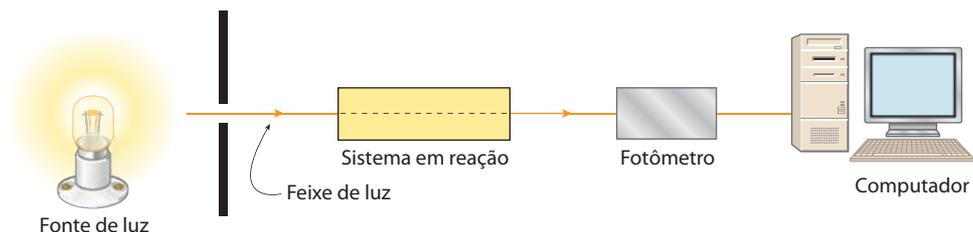
Desse modo, medimos o consumo de NaOH na primeira reação, em função do tempo. Essa relação indicará a velocidade de saponificação do éster.

b) Processos físicos

Determinam indiretamente a velocidade da reação, medindo a variação de uma grandeza física (cor, condutividade elétrica, pressão etc.) durante a reação química. Por exemplo:



Nessa reação, todas as substâncias são gases incolores – exceto o NO_2 , que é um gás avermelhado. À medida que a reação acontece, a cor vermelha do NO_2 vai desaparecendo. A velocidade com que a cor vermelha desaparece é uma medida da velocidade da própria reação química e pode ser medida com um fotômetro, como na aparelhagem esquematizada abaixo.



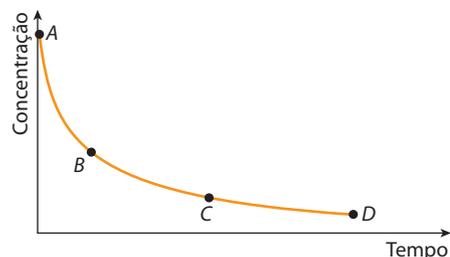
(Representação esquemática sem escala.)

O fotômetro é um dispositivo que mede a intensidade da luz que atravessa o sistema em reação; ele faz o papel de um “velocímetro”, medindo a velocidade da reação química a cada instante; em seguida, os valores medidos são registrados em um computador, dando origem a um gráfico semelhante ao da página anterior.

Questões

Registre as respostas em seu caderno

- Explique a importância de controlar a velocidade das reações químicas.
- Observe, ao lado, o esboço de um gráfico que mostra a variação da concentração de um certo reagente em função do tempo para um determinado experimento.
 - Em qual trecho, A-B, B-C ou C-D, a reação apresenta maior velocidade média?
 - Em que ponto a reação apresenta maior velocidade instantânea?



Exercícios básicos

Registre as respostas em seu caderno

Exercício resolvido

- (Faap-SP) Num dado meio onde ocorre a reação $\text{N}_2\text{O}_5 \longrightarrow \text{N}_2\text{O}_4 + \frac{1}{2} \text{O}_2$ observou-se a seguinte variação na concentração de N_2O_5 em função do tempo:

N_2O_5 (mol/L)	0,233	0,200	0,180	0,165	0,155
Tempo (s)	0	180	300	540	840

Calcule a velocidade média da reação no intervalo de 3 a 5 min.

Resolução

Por definição: $v_m = -\frac{\Delta[\text{N}_2\text{O}_5]}{\Delta t}$

Com os dados do enunciado, obtemos:

$$v_m = -\frac{0,180 - 0,200}{300 - 180} \Rightarrow v_m = 0,000167 \text{ mol/L} \cdot \text{s}$$

Ou ainda:

$$v_m = -\frac{0,180 - 0,200}{5 - 3} \Rightarrow v_m = 0,01 \text{ mol/L} \cdot \text{min}$$

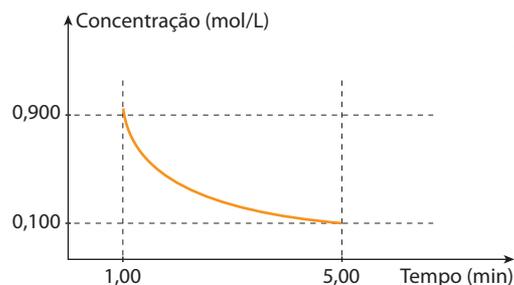
Observação: Neste problema foi dada a variação da concentração do N_2O_5 , que é o **reagente** da reação. Sendo assim, a concentração $[\text{N}_2\text{O}_5]$ diminui com o tempo e, portanto, a variação $\Delta[\text{N}_2\text{O}_5]$ torna-se negativa. Para evitar que a velocidade dê um resultado negativo, ajusta-se a fórmula da velocidade colocando-se o sinal de menos (-) nessa expressão matemática.

- (FMIt-MG) Numa reação completa de combustão, foi consumido, em 5 minutos, 0,25 mol de metano, que foi transformado em $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$. A velocidade da reação será:
 - 0,8 mol/min
 - 0,4 mol/min
 - 0,05 mol/min
 - 0,6 mol/min
 - 0,3 mol/min

3. (UFMG) Analise o gráfico ao lado, em que está representada a variação da concentração de um reagente em função do tempo em uma reação química.

Considerando-se as informações desse gráfico, é **correto** afirmar que, no intervalo entre 1 e 5 minutos, a velocidade **média** de consumo desse reagente é de:

- a) 0,200 (mol/L)/min
 b) 0,167 (mol/L)/min
 c) 0,225 (mol/L)/min
 d) 0,180 (mol/L)/min



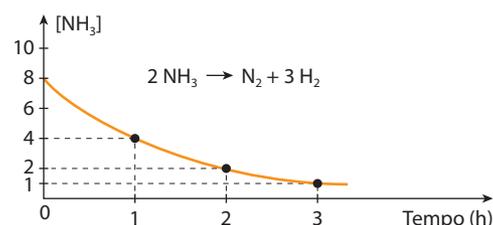
ADILSON SECCO

4. (UEPB) Observe o gráfico ao lado.

- I. A curva decrescente indica que a amônia é consumida com o passar do tempo.
 II. A velocidade média de consumo da amônia no intervalo entre 0 e 1 hora é de 4,0 mol/L · h.
 III. A velocidade média de consumo da amônia no intervalo entre 1 e 2 horas é de 1,0 mol/L · h.

Considerando as afirmações I, II e III, identifique a alternativa correta.

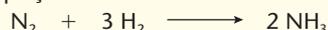
- a) Todas estão corretas. d) Apenas II e III estão corretas.
 b) Apenas I e II estão corretas. e) Apenas II está correta.
 c) Apenas I e III estão corretas.



ADILSON SECCO

Exercício resolvido

5. (PUC-RJ) A amônia é um produto básico para a produção de fertilizantes. Ela é produzida cataliticamente, em altas pressões (processo Haber), conforme a equação:



Se a velocidade de produção de amônia foi medida como:

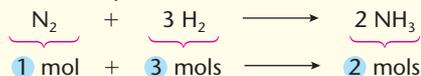
$$\text{Velocidade} = \frac{\Delta[\text{NH}_3]}{\Delta t} = 2,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$

a velocidade da reação em termos de consumo de N_2 será:

- a) $1,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$ c) $3,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$ e) $5,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$
 b) $2,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$ d) $4,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$

Resolução

A própria equação dada no enunciado nos diz que:



A proporção estequiométrica da equação **nunca** pode ser desobedecida. Sendo assim, para produzir $2,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$ de NH_3 por segundo, a reação deverá consumir $1,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$ de N_2 por segundo (basta olhar para a equação).

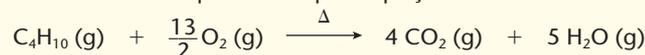
Alternativa a.

6. (UFPel-RS) A reação de formação da água ocorre com consumo de 6 mol de oxigênio por minuto. Consequentemente, a velocidade de consumo de hidrogênio é de:

- a) 2 mol/min b) 4 mol/min c) 8 mol/min d) 16 mol/min e) 12 mol/min

Exercício resolvido

7. (Mackenzie-SP) A combustão do butano é representada pela equação:

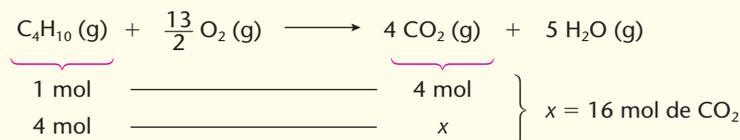


Se houver um consumo de 4 mols de butano a cada 20 minutos de reação, o número de mols de dióxido de carbono produzido em 1 hora será:

- a) 48 mol/h b) 4 mol/h c) 5 mol/h d) 16 mol/h e) 8 mol/h

Resolução

A cada 20 minutos, teremos:



Portanto, em 1 hora (60 min), teremos:

$$\left. \begin{array}{l} 20 \text{ min} \text{ ————— } 16 \text{ mol de CO}_2 \\ 60 \text{ min} \text{ ————— } y \end{array} \right\} y = 48 \text{ mol de CO}_2$$

Alternativa a.

8. (Fesp-PE) A reação de decomposição do amoníaco produz 8,40 g/min de nitrogênio. A velocidade dessa reação em mols de NH_3 por hora é:

Dados: $m_o(\text{N}) = 14 \text{ u}$; $m_o(\text{H}) = 1 \text{ u}$

- a) 0,30 mol/h b) 60 mol/h c) 18 mol/h d) 36 mol/h e) 1,80 mol/h

Exercícios complementares

Registre as respostas em seu caderno

9. (PUC-Minas) Durante a decomposição da água oxigenada, ocorre a formação de água e oxigênio, de acordo com a equação:



Se a velocidade de liberação de oxigênio é $1 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{s}^{-1}$, a velocidade de consumo da água oxigenada em $\text{mol} \cdot \text{s}^{-1}$ é:

- a) $0,5 \cdot 10^{-4}$ b) $1 \cdot 10^{-4}$ c) $2 \cdot 10^{-4}$ d) $3 \cdot 10^{-4}$

10. (Cesgranrio-RJ) Numa experiência envolvendo o processo $\text{N}_2 + 3 \text{H}_2 \longrightarrow 2 \text{NH}_3$, a velocidade da reação foi expressa como $\frac{\Delta[\text{NH}_3]}{\Delta t} = 4,0 \text{ mol/L} \cdot \text{h}$. Considerando-se a não ocorrência de reações secundárias, a expressão dessa mesma

velocidade, em termos de concentração de H_2 , será:

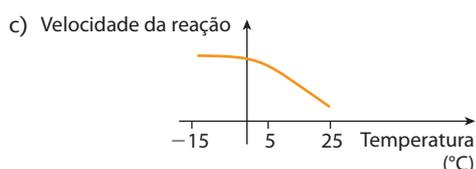
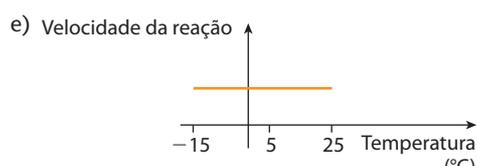
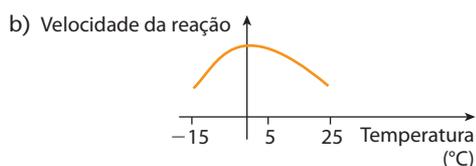
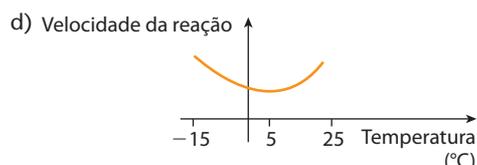
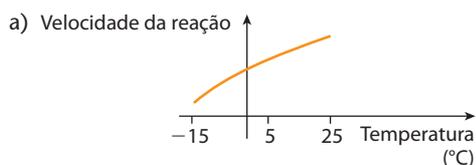
- a) $-\frac{\Delta[\text{H}_2]}{\Delta t} = 1,5 \text{ mol/L} \cdot \text{h}$ c) $-\frac{\Delta[\text{H}_2]}{\Delta t} = 3,0 \text{ mol/L} \cdot \text{h}$ e) $-\frac{\Delta[\text{H}_2]}{\Delta t} = 6,0 \text{ mol/L} \cdot \text{h}$
 b) $-\frac{\Delta[\text{H}_2]}{\Delta t} = 2,0 \text{ mol/L} \cdot \text{h}$ d) $-\frac{\Delta[\text{H}_2]}{\Delta t} = 4,0 \text{ mol/L} \cdot \text{h}$

11. (Uerj) *Air bags* são dispositivos de segurança de automóveis que protegem o motorista em caso de colisão. Consistem em uma espécie de balão contendo 130 g de azida de sódio em seu interior. A azida, submetida a aquecimento, decompõe-se imediatamente e completamente, inflando o balão em apenas 30 milissegundos. A equação abaixo representa a decomposição da azida:



Considerando o volume molar igual a $24 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$, calcule a velocidade da reação, em $\text{L} \cdot \text{s}^{-1}$, de nitrogênio gasoso produzido.

12. (Unesp) Nas embalagens dos alimentos perecíveis, é comum encontrar a recomendação: “manter sob refrigeração”. A carne vermelha, por exemplo, mantém-se própria para o consumo por poucas horas sob temperatura ambiente (temperatura próxima de $25 \text{ }^\circ\text{C}$), por poucos dias quando armazenada numa geladeira doméstica (temperatura próxima de $5 \text{ }^\circ\text{C}$) e por cerca de doze meses quando armazenada num *freezer* (temperatura de $-15 \text{ }^\circ\text{C}$). Dos gráficos apresentados a seguir, o que melhor representa a variação da velocidade das reações químicas responsáveis pela decomposição da carne, em função da temperatura de armazenamento, no intervalo entre $-15 \text{ }^\circ\text{C}$ e $25 \text{ }^\circ\text{C}$, é:



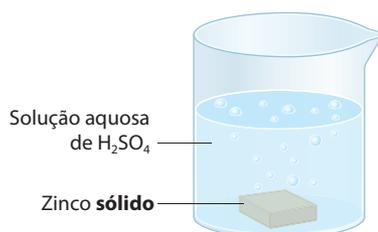
2 >>> Como as reações ocorrem?

2.1. Condições fundamentais

Para duas (ou mais) substâncias reagirem quimicamente, são necessárias duas condições: o **contato** entre os reagentes e uma certa **afinidade química** entre eles.

- a) É primordial que as moléculas dos reagentes sejam postas em **contato** do modo mais eficaz possível. Podemos constatar esse fato colocando um comprimido efervescente na água: se pusermos um comprimido inteiro, notaremos uma certa efervescência; por outro lado, se moermos o comprimido e colocarmos o pó na água, veremos que a efervescência será muito mais intensa; isso acontece porque, em pó, a **superfície de contato** do comprimido com a água é muito maior. Também, como regra geral, verifica-se que as substâncias no estado gasoso reagem mais facilmente (e mais rapidamente) que no estado líquido, e neste, mais rapidamente que no estado sólido.

Nos dois experimentos representados esquematicamente abaixo, a reação é a mesma:
$$\text{Zn (s)} + \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ (aq)} \longrightarrow \text{ZnSO}_4 \text{ (aq)} + \text{H}_2 \text{ (g)},$$
mas as velocidades serão bem diferentes.



Com um pedaço de zinco, a reação será **lenta**, pois só os átomos da superfície do zinco entram em contato com o H_2SO_4 .



Com o zinco em pó, a reação se torna **mais rápida**, porque assim facilitamos o contato entre os reagentes.

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

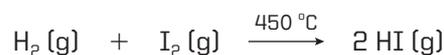
É oportuno lembrar o **perigo** que existe na armazenagem de sólidos na forma de pós muito finos (como pó de carvão, serragem de madeira, cereais, metais etc.) Em dias muito quentes, esses pós podem entrar em combustão, causando grandes incêndios e até fortes explosões.

- b) É fundamental, também, que os reagentes tenham uma certa **afinidade química**, ou seja, uma tendência natural para reagir. Por exemplo, o ferro se oxida (enferruja) lentamente quando exposto ao ar; em contrapartida, a oxidação do sódio no ar é muito rápida, devido à afinidade química entre o sódio e o oxigênio – tanto que o sódio é guardado imerso em querosene para não se oxidar. Afinidade química, enfim, é um fator que depende da própria natureza das substâncias envolvidas na reação.

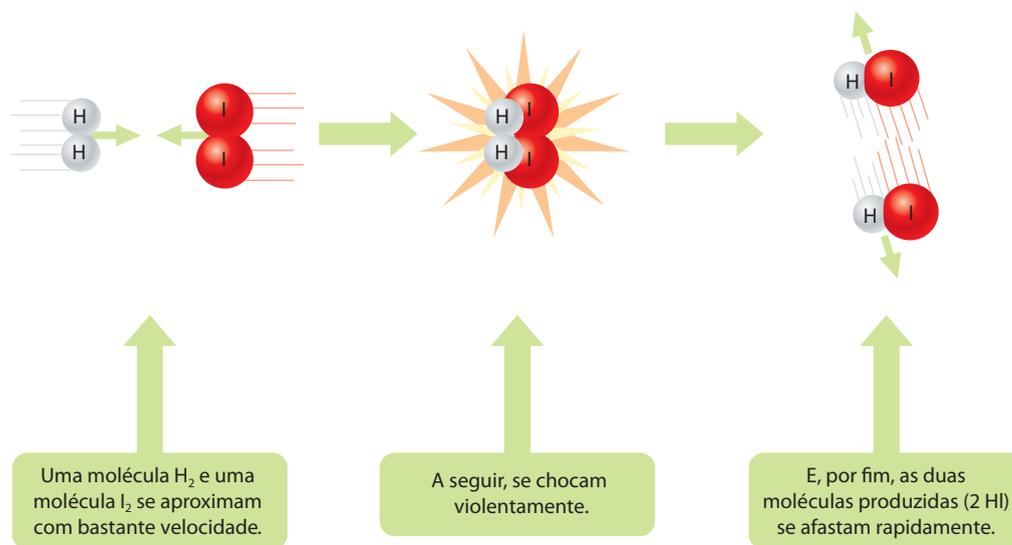
Outro exemplo interessante: o **flúor** reage com o hidrogênio ($\text{H}_2 \text{ (g)} + \text{F}_2 \text{ (g)} \longrightarrow 2 \text{ HF (g)}$) muito mais rapidamente que o iodo ($\text{H}_2 \text{ (g)} + \text{I}_2 \text{ (g)} \longrightarrow 2 \text{ HI (g)}$). Tal fato se deve às intensidades das **forças de ligação** entre os átomos das moléculas a serem quebradas e formadas.

2.2. A Teoria das Colisões

A partir do estudo dos fatores que influem na velocidade das reações, os cientistas imaginaram uma explicação simples para o modo pelo qual são quebradas as moléculas dos reagentes e são formadas as moléculas dos produtos de uma reação – é a chamada **Teoria das Colisões** –, que explicaremos com o auxílio da seguinte reação:



De acordo com a Teoria das Colisões, essa reação pode ser esquematizada do seguinte modo:



[Representação esquemática sem escala; cores-fantasia.]

Esse mecanismo é dos mais simples, porque a reação ocorreu em uma **única etapa**, que é chamada de **reação elementar** ou **reação parcial**.

A maioria das reações químicas tem, contudo, um mecanismo mais complexo, pois ocorrem em várias etapas (choques) ou reações elementares sucessivas. Esse assunto será detalhado mais adiante.

A Teoria das Colisões prevê ainda que a velocidade da reação depende:

- da **frequência** dos choques entre as moléculas – um maior número de choques por segundo implicará um maior número de moléculas reagindo e, portanto, maior velocidade da reação;
- da **energia** (violência) desses choques – uma trombada violenta (chamada **colisão eficaz** ou **efetiva**) terá mais chance de provocar a reação entre as moléculas que uma “trombada” fraca (chamada de **colisão não eficaz** ou **não efetiva**);
- de uma **orientação** apropriada das moléculas no instante do choque – uma “trombada” de frente (**colisão frontal**) será mais eficaz que uma trombada de raspão (**colisão não frontal**); esse fator depende também do **tamanho** e do **formato das moléculas reagentes**.

É claro que todos os fatores que aumentam a velocidade e o número de choques entre as moléculas irão facilitar e, conseqüentemente, aumentar a velocidade das reações químicas. Entre esses fatores destacamos: o aumento de temperatura; a participação de outras formas de energia, como a luz e a eletricidade; o aumento de pressão nas reações entre gases; o aumento da concentração dos reagentes que estão em solução etc. São esses fatores que iremos estudar a seguir.



Questões

Registre as respostas em seu caderno

- Você está jogando boliche e é a sua vez de arremessar a bola para derrubar os pinos. O que é necessário para garantir a derrubada de todos os pinos?
- Podemos relacionar a resposta do item anterior com o choque efetivo da Teoria das Colisões? Explique.
- Cite os fatores dos quais depende a velocidade das reações, segundo a Teoria das Colisões.

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Exercícios básicos

Registre as respostas em seu caderno

13. (PUC-Campinas-SP) Considere as duas fogueiras representadas ao lado, feitas, lado a lado, com o mesmo tipo e quantidade de lenha.

A rapidez da combustão da lenha será:

- maior na fogueira 1, pois a superfície de contato com o ar é maior.
- maior na fogueira 1, pois a lenha está mais compactada, o que evita a vaporização de componentes voláteis.
- igual nas duas fogueiras, uma vez que a quantidade de lenha é a mesma e estão no mesmo ambiente.
- maior na fogueira 2, pois a lenha está menos compactada, o que permite maior retenção de calor pela madeira.
- maior na fogueira 2, pois a superfície de contato com o ar é maior.



1



2

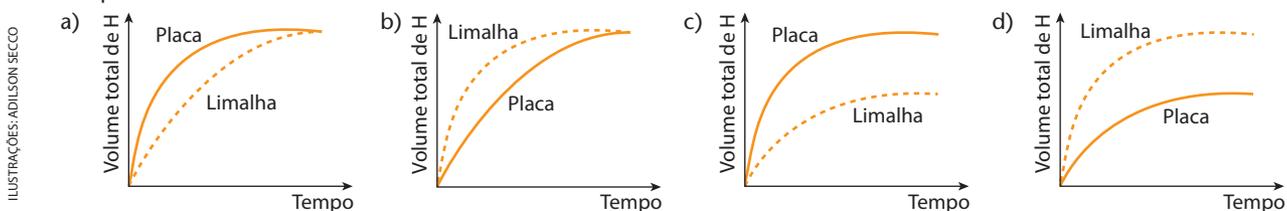
ADILSON SECCO

14. (UFRGS-RS) O carvão é um combustível constituído de uma mistura de compostos ricos em carbono. Qual é a situação em que a forma de apresentação do combustível, do comburente e a temperatura utilizada favorecerão a combustão do carbono com maior velocidade?

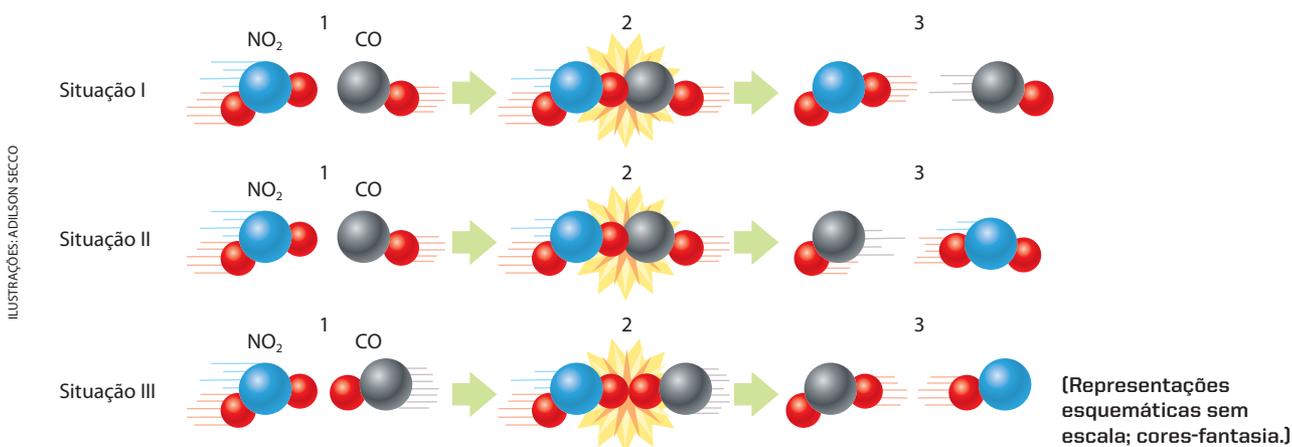
	Combustível	Comburente	Temperatura (°C)
a)	carvão em pedaços	ar atmosférico	0
b)	carvão pulverizado	ar atmosférico	30
c)	carvão em pedaços	oxigênio puro	20
d)	carvão pulverizado	oxigênio puro	100
e)	carvão em pedaços	oxigênio liquefeito	50

15. (UFMG) Em dois experimentos, massas iguais de ferro reagiram com volumes iguais da mesma solução aquosa de ácido clorídrico, à mesma temperatura. Num dos experimentos, usou-se uma placa de ferro; no outro, a mesma massa de ferro, na forma de limalha. Nos dois casos, o volume total de gás hidrogênio produzido foi medido, periodicamente, até que toda a massa de ferro fosse consumida.

Escolha a alternativa cujo gráfico melhor representa as curvas do volume total do gás hidrogênio produzido em função do tempo.



16. (UFRGS-RS) As figuras abaixo representam as colisões entre as moléculas reagentes de uma mesma reação em três situações.



Pode-se afirmar que:

- na situação I, as moléculas reagentes apresentam energia maior que a energia de ativação, mas a geometria da colisão não favorece a formação dos produtos.
- na situação II, ocorreu uma colisão com geometria favorável e energia suficiente para formar os produtos.
- na situação III, as moléculas reagentes foram completamente transformadas em produtos.
- nas situações I e III, ocorreram reações químicas, pois as colisões foram eficazes.
- nas situações I, II e III, ocorreu a formação do complexo ativado, produzindo novas substâncias.

17. (UFMG) Na cozinha de uma casa, foram feitos quatro experimentos para descobrir-se em que condições uma esponja de lã de aço se oxidava mais rapidamente.

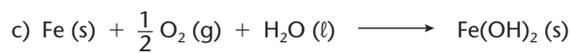
Nesta tabela, estão descritas as condições em que os experimentos foram realizados e quais deles resultaram em oxidação do ferro metálico:

Experimento	Condições	Oxidação da esponja
I	Esponja seca, em contato com o ar seco	Não
II	Esponja úmida, em contato com o ar seco	Sim
III	Esponja parcialmente mergulhada em água	Sim
IV	Esponja completamente mergulhada em água fervida	Não

A primeira etapa da oxidação do ferro metálico é a conversão da Fe (s) em Fe (II).

Considerando-se os experimentos descritos e seus resultados, é **correto** afirmar que a equação que, **mais provavelmente**, representa essa primeira etapa é:

- a) $\text{Fe (s)} + \frac{1}{2} \text{O}_2 \text{(g)} \longrightarrow \text{FeO (s)}$
 b) $\text{Fe (s)} + \text{H}_2\text{O (l)} \longrightarrow \text{FeO (s)} + \text{H}_2 \text{(g)}$



18. (UFMG) Pequenos pedaços de lítio, Li, sódio, Na, e potássio, K, metálicos — todos com a mesma quantidade em mol — foram colocados em três recipientes diferentes, cada um deles contendo uma mistura de água e fenolftaleína (um indicador ácido-base).

Nos três casos, ocorreu reação química e observou-se a formação de bolhas.

Após as reações, as três soluções tornaram-se cor-de-rosa.

O tempo necessário para que cada uma dessas reações se complete está registrado neste quadro:

Substância	Tempo de reação (s)
Li	80
Na	20
K	5

Considerando-se essas informações, é **incorreto** afirmar que:

- a) a cor das soluções finais indica que o meio se tornou básico.
 b) a mudança de cor é resultado de uma reação química.
 c) a reatividade do potássio é menor que a do sódio.
 d) as bolhas observadas resultam da formação de H_2 gasoso.

3 O efeito das várias formas de energia sobre a velocidade das reações químicas

3.1. O efeito da temperatura na velocidade das reações

Uma observação corriqueira, em nosso dia a dia, é o fato de que um **aumento da temperatura** sempre acarreta um **aumento na velocidade** das reações. Podemos observar isso, por exemplo, quando aumentamos a chama do fogão para cozer os alimentos mais depressa ou quando usamos a panela de pressão para atingir temperaturas mais altas e acelerar o cozimento; ou, ao contrário, quando usamos a geladeira ou o *freezer* para diminuir a velocidade de deterioração dos alimentos (veja foto abaixo).

Outro exemplo é o nosso próprio metabolismo, que se acelera quando praticamos um esporte; nesse caso, as reações do organismo se tornam mais rápidas, consumindo mais rapidamente, por exemplo, os carboidratos que ingerimos. Ao contrário, os animais que hibernam, em regiões frias, têm a temperatura de seus corpos reduzida, exatamente para reduzir o consumo da gordura de seus organismos.

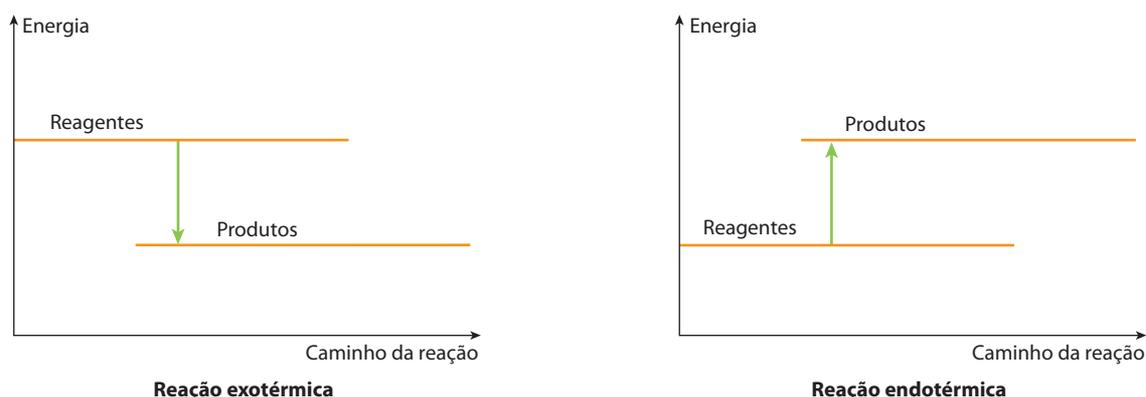
Devido a observações desse tipo, Van't Hoff estabeleceu, no final do século XIX, uma lei: “uma elevação de 10°C na temperatura duplica a velocidade de uma reação química”. Atualmente essa lei está em desuso, pois são conhecidas muitas exceções a tal proporção.



Alimentos guardados em *freezer* conservam-se por muito mais tempo.

Devemos reconhecer, porém, que a temperatura é um dos fatores que mais influem na velocidade de uma reação. De fato, um aumento de temperatura aumenta não só a **frequência dos choques** entre as moléculas reagentes como também a **energia** com que elas se chocam. Desse modo, como resultado da Teoria das Colisões (página 176), aumenta a probabilidade de as moléculas reagirem – ou seja, aumenta a velocidade da reação.

Outro aspecto importante a ser analisado decorre da Termoquímica e diz respeito às variações de energia durante as reações químicas. Como vimos no capítulo anterior, essas variações de energia são dadas pelos gráficos abaixo:



ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

Nesses gráficos, a energia considerada é, em geral, a **entalpia**. Usualmente, quando há liberação de energia ($\Delta H < 0$), a reação é espontânea. Consideremos então a reação envolvida na queima do carvão:



É interessante notar que um pedaço de carvão não pega fogo sozinho: é preciso aquecê-lo um pouco, até fazê-lo atingir um estado incandescente, e somente daí em diante ele queimará sozinho.

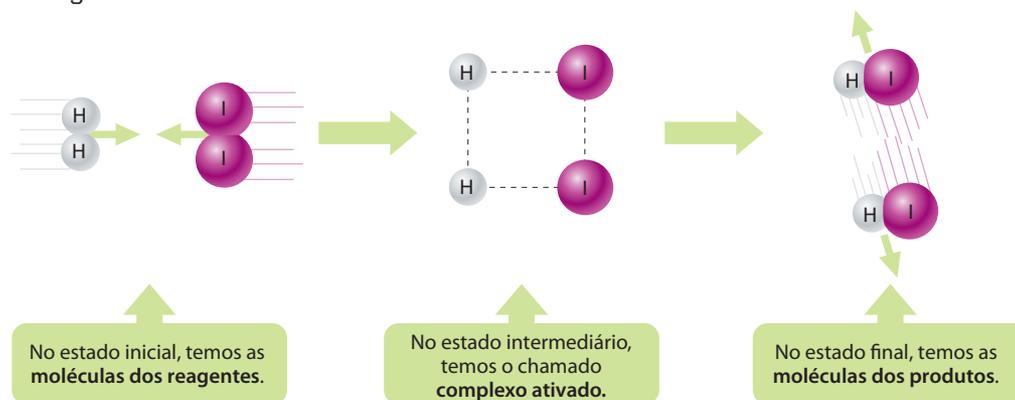
Esse “empurrão” inicial é necessário em muitas reações; por exemplo, usamos um fósforo para acender o gás de um fogão; no motor do automóvel, a faísca da vela detona a gasolina etc.

O “empurrão” inicial é necessário para levar os reagentes a um **estado ativado**, no qual se forma o **complexo ativado**. Pela **Teoria do Complexo Ativado** (na realidade, um aprimoramento da Teoria das Colisões), admite-se que, no instante do choque, ocorre um progressivo enfraquecimento das ligações entre as moléculas iniciais e um fortalecimento das ligações entre as moléculas finais, como representado no esquema seguinte.



A chama do fósforo dá o “empurrão” necessário para acender o gás.

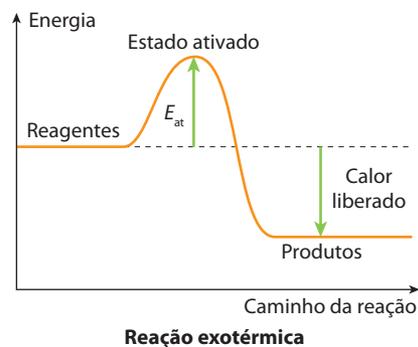
SHANIRON FAGAN/CORBIS/LATINSTOCK



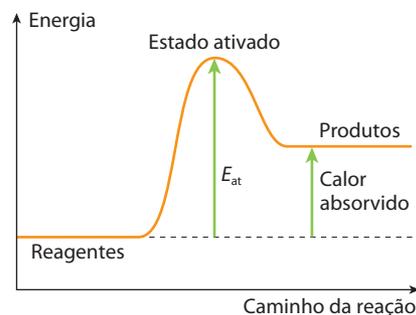
[Representação esquemática sem escala; cores-fantasia.]

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

Para o sistema chegar ao complexo ativado, é necessária certa quantidade de energia. Se essa energia for incluída nos gráficos vistos anteriormente, teremos os seguintes resultados:



Reação exotérmica



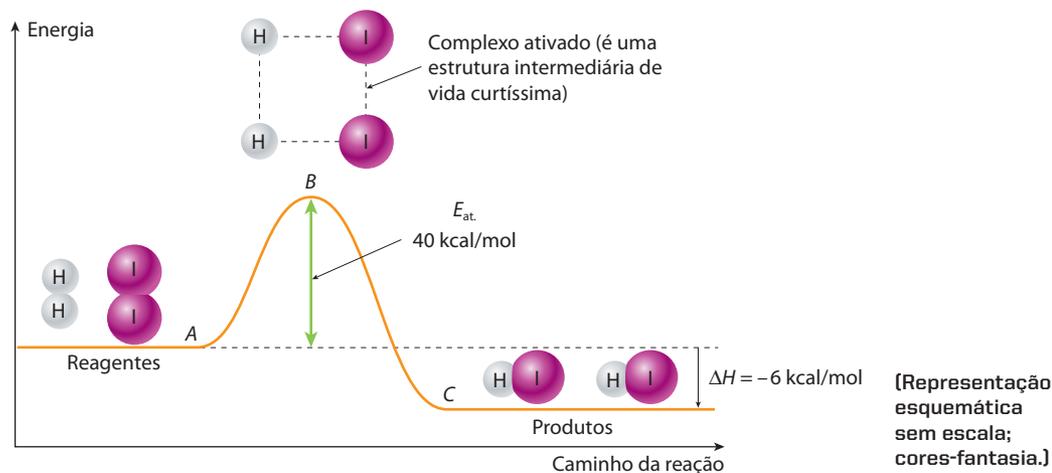
Reação endotérmica

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

Note que, para atingir a elevação correspondente ao **estado ativado**, as moléculas reagentes devem ter uma energia igual (ou maior) que uma energia mínima chamada **energia de ativação** (E_{at}). Essa energia corresponde à intensidade mínima do choque necessária para que duas moléculas realmente reajam entre si – é a chamada **colisão eficaz** ou **colisão efetiva**, já vista no estudo da Teoria das Colisões. Formalmente, define-se:

Energia de ativação (E_{at}) é a energia mínima que as moléculas devem possuir para reagir, ao se chocarem (isto é, para haver uma colisão efetiva).

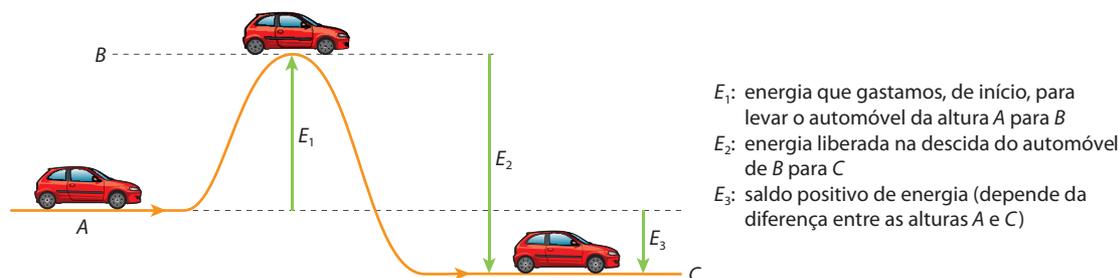
Voltemos ao exemplo da reação $H_2(g) + I_2(g) \longrightarrow 2 HI(g)$, efetuada no estado gasoso (mencionada na página anterior). Seu gráfico de variação de energia é:



ADILSON SECCO

No trecho *AB* do gráfico, partimos das moléculas reagentes, H_2 e I_2 , e chegamos ao complexo ativado, com um **consumo** de 40 kcal por mol de HI formado. No trecho *BC*, partimos do complexo ativado e chegamos ao produto final, HI, com uma liberação de 46 kcal por mol de HI formado. Há, portanto, um saldo de 6 kcal, que é o **calor liberado pela reação** (ΔH) – trata-se, pois, de uma **reação exotérmica**.

Fazendo uma analogia, podemos imaginar o andamento de uma reação como um problema de Física em que temos a trajetória de um automóvel num trecho montanhoso:



- E_1 : energia que gastamos, de início, para levar o automóvel da altura A para B
- E_2 : energia liberada na descida do automóvel de B para C
- E_3 : saldo positivo de energia (depende da diferença entre as alturas A e C)

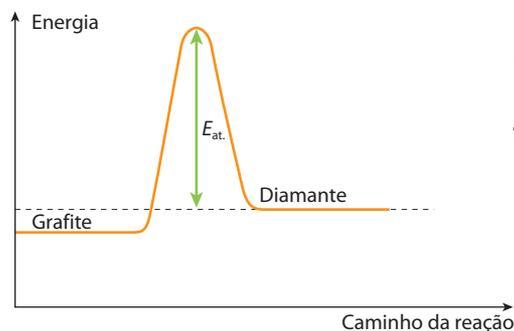
ADILSON SECCO

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Podemos dizer, portanto, que a energia de ativação é uma **barreira de energia** (“montanha”) que deve ser transposta para que a reação venha a ocorrer. De modo geral, constata-se que **quanto menor for a energia de ativação, maior será a velocidade da reação**.

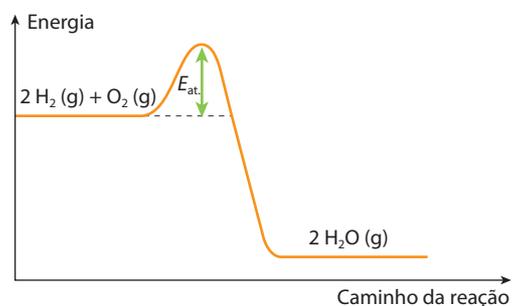
OBSERVAÇÕES

1ª Quando a energia de ativação é muito grande, a ocorrência da reação torna-se difícil. É o que acontece quando se tenta transformar grafite em diamante; a energia de ativação é uma barreira tão alta para se transpor que a reação só será viável em pressões e temperaturas elevadíssimas.

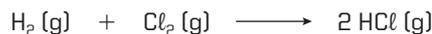


ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

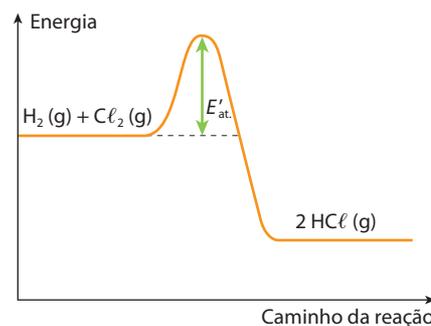
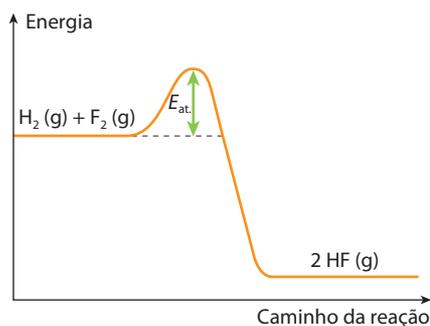
Por outro lado, a energia de ativação funciona como uma “barreira de segurança” para muitas reações. Por exemplo, o H_2 (g) e o O_2 (g) reagem explosivamente resultando em água (2H_2 (g) + O_2 (g) \longrightarrow $2\text{H}_2\text{O}$ (g)). A reação, porém, não começa espontaneamente, porque a barreira representada pela energia de ativação “segura” o início da reação; torna-se então necessária uma chama, uma faísca elétrica etc. para deflagrar a reação.



2ª Quando temos reações químicas semelhantes, como por exemplo:



será **mais rápida** aquela que apresentar **menor energia de ativação**; no caso citado, a mais rápida é a reação entre H_2 e F_2 ($E_{\text{at.}} < E'_{\text{at.}}$):



ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

3.2. O efeito da eletricidade na velocidade das reações

Do mesmo modo que o calor, a eletricidade também é uma forma de energia que influi na velocidade de muitas reações químicas. Esse fato é observado, por exemplo, quando ocorrem raios na atmosfera (foto ao lado), provocando a reação: N_2 (g) + O_2 (g) \longrightarrow 2 NO (g); o NO formado se transforma em NO_2 e, em seguida, em HNO_3 , que vai formar,

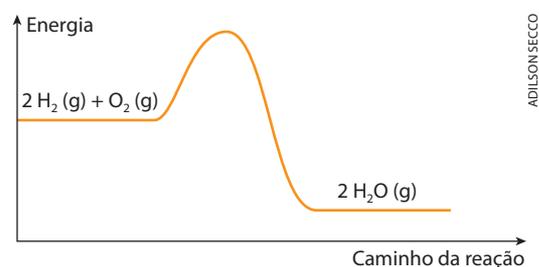


THOMAS ALLENDIGITAL VISION/GETTY IMAGES

no solo, os nitratos necessários ao desenvolvimento dos vegetais. Outro exemplo é o da faísca elétrica que provoca a explosão da gasolina, nos cilindros dos motores dos automóveis. Um terceiro exemplo é o da reação do hidrogênio com o oxigênio, também provocada por uma faísca elétrica:

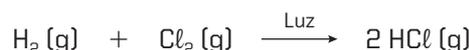


Nessa reação, a faísca elétrica fornece energia para que algumas moléculas de H_2 e de O_2 ultrapassem a elevação correspondente à energia de ativação; como a própria reação libera muita energia, isso será suficiente para desencadear a reação na totalidade das moléculas de H_2 e de O_2 restantes.



3.3. O efeito da luz na velocidade das reações

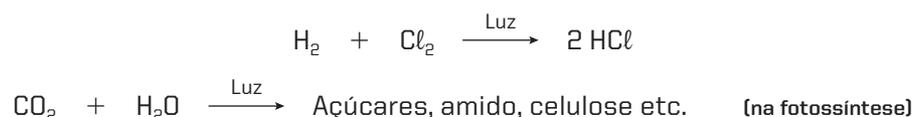
Da mesma maneira que o calor e a eletricidade, a luz (bem como as demais radiações eletromagnéticas) também é uma forma de energia que influi em muitas reações químicas. Quando ficamos diretamente expostos ao Sol do meio-dia, por exemplo, as queimaduras que sofremos na pele são o resultado da quebra das moléculas formadoras da própria pele – aliás, não se esqueça de que devemos evitar a exposição direta ao Sol entre as 10 e as 15 horas, quando a maior quantidade de radiação ultravioleta, de energia ainda maior que a luz visível, provoca graves queimaduras. Um segundo exemplo é a água oxigenada, que deve ser guardada em frascos escuros, pois se decompõe rapidamente quando exposta à luz. Um terceiro exemplo interessante é o das misturas de H_2 e Cl_2 . Essas misturas não reagem no escuro, mas explodem quando expostas à luz solar direta:



A explicação para esses fenômenos é idêntica àquela já dada para a eletricidade. No caso presente, é a luz (ou outra forma de radiação eletromagnética) que fornece a energia necessária para as moléculas reagentes ultrapassem a barreira da energia de ativação.

As reações que são influenciadas pela luz são chamadas de **reações fotoquímicas**. Elas podem ser classificadas em:

a) **fotosíntese**: quando, a partir de moléculas menores, obtemos moléculas maiores:



b) **fatólise**: quando, a partir de moléculas maiores, obtemos moléculas menores:



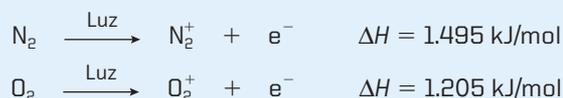
Fotoquímica

Como o próprio nome diz, reação fotoquímica é aquela que se processa quando os reagentes absorvem luz. Reações desse tipo são muito comuns e muito importantes em nossa vida. Não há dúvida de que uma das reações fotoquímicas mais importantes da natureza é a **fotosíntese clorofiliana**, cuja representação mais simples é:



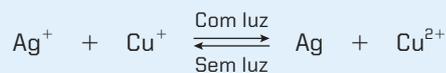
Essa reação é a principal responsável pela vida na Terra; por meio dela, os vegetais, as algas e alguns tipos de bactérias sintetizam substâncias necessárias à sua própria vida. Assim, formam a base da cadeia alimentar dos animais.

Outro exemplo também de grande importância para nossa vida ocorre na alta atmosfera; lá, a luz (principalmente a luz ultravioleta) produz ionizações – chamadas por isso de **fotoionizações** –, como nos seguintes exemplos:



Esses íons (N_2^+ e O_2^+) e elétrons (e^-) têm vida muito curta (isto é, são muito instáveis), mas participam das reações da chamada **camada de ozônio**; além disso, esses íons e elétrons formam uma camada ionizada na alta atmosfera que reflete as ondas curtas de rádio.

A luz é também responsável por muitas reações de grande aplicação prática. Os filmes fotográficos, por exemplo, contêm AgBr , que é decomposto pela luz ($2 \text{AgBr} \xrightarrow{\text{Luz}} 2 \text{Ag} + \text{Br}_2$); é a prata formada (Ag) que enegrece o filme, dando origem à imagem fotográfica. Fato semelhante ocorre em **lentes fotocromáticas**, usadas em óculos, que escurecem com a luz solar; essas lentes contêm AgNO_3 e CuNO_3 , que sofrem a seguinte reação de oxirredução:



Com a incidência da luz, forma-se Ag , que escurece a lente; sem luz, a reação “volta atrás”, formando Ag^+ e Cu^+ (que são incolores).



SÉRGIO DOTTI JR./CID



SÉRGIO DOTTI JR./CID

Óculos cujas lentes são fotocromáticas, ou seja, escurecem com a luz solar.

Questões

Registre as respostas em seu caderno

- Explique, em linguagem química, por que o sinal de “Proibido fumar” está presente em postos de gasolina.
- Explique por que incêndios se alastram com relativa facilidade.
- Por que os rótulos de alguns produtos contêm “Manter em local escuro” ou “Manter longe da luz”?

Exercícios básicos

Registre as respostas em seu caderno

19. (UFSM-RS) Para que ocorra uma reação química, é necessário que os reagentes entrem em contato, através de colisões, o que se chama Teoria das Colisões.

Essa teoria baseia-se em que:

- todas as colisões entre os reagentes são efetivas (ou favoráveis).
- a velocidade da reação é diretamente proporcional ao número de colisões efetivas (ou favoráveis).
- existem colisões que não são favoráveis à formação do produto.
- maior será a velocidade de reação, quanto maior for a energia de ativação.

Estão corretas:

- apenas I, II e III.
- apenas II e III.
- apenas I e IV.
- apenas I, II e IV.
- apenas III e IV.

Exercício resolvido

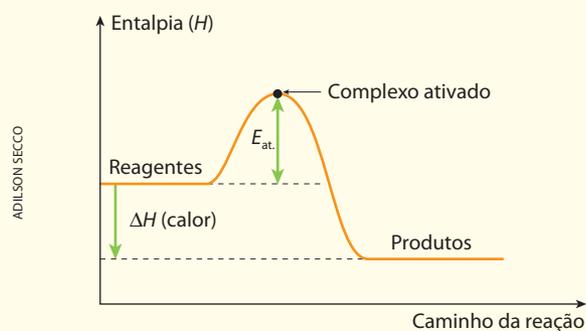
20. (Fuvest-SP) Dada a seguinte equação:

$$\text{Reagentes} \rightleftharpoons \text{Complexo ativado} \rightleftharpoons \text{Produtos} + \text{Calor}$$

represente em um gráfico (entalpia em ordenada e caminho de reação em abscissa) os níveis das entalpias de reagentes, complexo ativado e produtos.

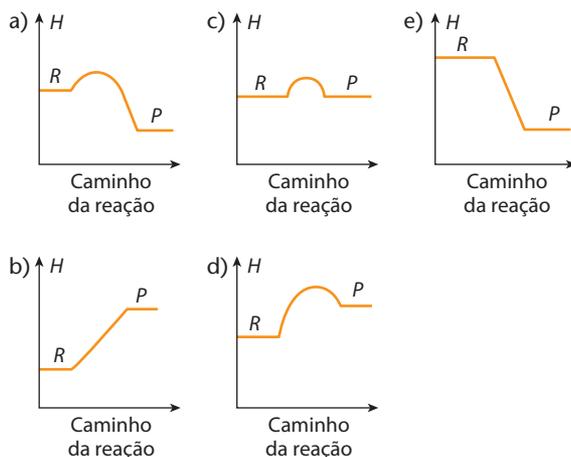
Resolução

Visto que a reação produz calor, concluímos que se trata de uma reação exotérmica, representada pelo gráfico abaixo.



Uma vez que a reação é exotérmica, o “nível” dos produtos deverá estar abaixo do “nível” dos reagentes, e o “desnível” (ΔH) estará representando a variação de entalpia (calor liberado) da reação. A energia de ativação, por sua vez, é sempre medida do “nível” dos reagentes para o “pico” da curva, que representa o complexo ativado.

21. (UFV-MG) A queima da gasolina ou do álcool, nos motores dos carros, é que fornece a energia motriz dos mesmos. No entanto, para que haja a "explosão" no motor, faz-se necessário o uso de velas de ignição. Qual dos gráficos a seguir melhor representa a variação de entalpia (calor de reação a pressão constante) da reação de combustão no motor?



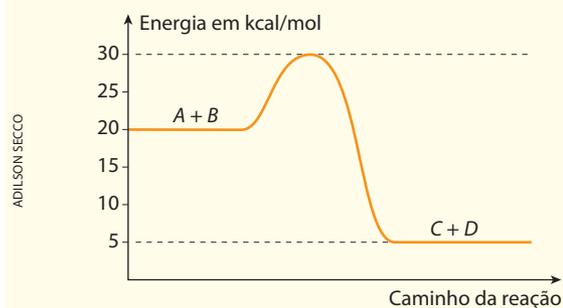
22. (UFMG) Um palito de fósforo não se acende, espontaneamente, enquanto está guardado, mas basta um ligeiro atrito com uma superfície áspera para que ele, imediatamente, entre em combustão, com emissão de luz e calor.

Considerando-se essas observações, o que se pode afirmar em relação à reação?

- É endotérmica e tem energia de ativação maior que a energia fornecida pelo atrito.
- É endotérmica e tem energia de ativação menor que a energia fornecida pelo atrito.
- É exotérmica e tem energia de ativação maior que a energia fornecida pelo atrito.
- É exotérmica e tem energia de ativação menor que a energia fornecida pelo atrito.

Exercício resolvido

23. (Unaerp-SP) A partir do gráfico, calcule a energia de ativação e o ΔH da reação:



Resolução

A energia de ativação é medida pela diferença entre a entalpia final do complexo ativado e a entalpia inicial dos reagentes; do gráfico, tiramos:

$$E_{\text{at.}} = 30 - 20 \Rightarrow E_{\text{at.}} = +10 \text{ kcal/mol}$$

(o processo consome energia)

Portanto: $E_{\text{at.}} = +10 \text{ kcal/mol}$

A variação de entalpia da reação é medida pela diferença entre a entalpia final dos produtos e a entalpia inicial dos reagentes; do gráfico, tiramos:

$$\Delta H = 5 - 20 \Rightarrow \Delta H = -15 \text{ kcal/mol}$$

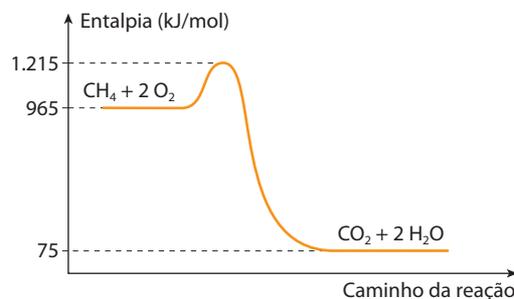
(o processo libera energia)

Portanto: $\Delta H = -15 \text{ kcal/mol}$

24. (UFPE) O metano é um poluente atmosférico e sua combustão completa é descrita pela equação química balanceada:



Essa combustão pode ser esquematizada pelo diagrama abaixo.



Sobre esse processo químico, podemos afirmar que:

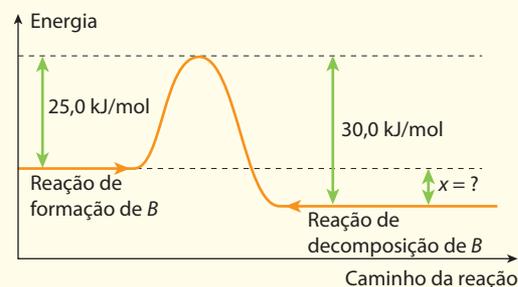
- a variação de entalpia é -890 kJ/mol , portanto é exotérmico.
- a entalpia de ativação é -1.140 kJ/mol .
- a variação de entalpia é -1.140 kJ/mol , portanto é endotérmico.
- a entalpia de ativação é 890 kJ/mol .
- a entalpia de ativação é -890 kJ/mol .

Exercício resolvido

25. (Fuvest-SP) Considere a reação $A \rightleftharpoons B$. Sabendo-se que as energias de ativação para as reações de formação e de decomposição de B, representadas nos sentidos (\longrightarrow) e (\longleftarrow) na equação acima, são respectivamente $25,0$ e $30,0 \text{ kJ/mol}$, qual seria a variação de energia para a reação global?

Resolução

Basta desenhar o gráfico de energia, de acordo com os dados do problema, e tirar a resposta do próprio gráfico:



Do gráfico concluímos que:

$$x = 25,0 - 30,0 \Rightarrow x = -5,0 \text{ kJ/mol}$$

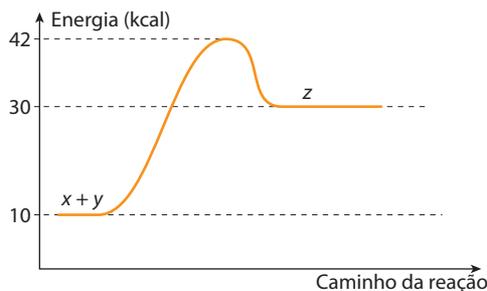
26. (Uece) Observe o gráfico ao lado e escolha a alternativa correta.

- a) 42 kcal é a energia liberada na reação:

$$z \rightarrow x + y$$
- b) 30 kcal é a energia do complexo ativado.
- c) 12 kcal é a energia absorvida na reação:

$$x + y \longrightarrow z$$
- d) 32 kcal é a energia de ativação para a reação:

$$x + y \longrightarrow z$$



ADILSON SECCO

Exercícios complementares

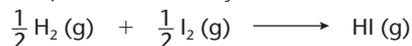
Registre as respostas em seu caderno

27. (UFC-CE) As reações químicas metabólicas são fortemente dependentes da temperatura do meio. Como consequência, os animais de sangue frio possuem metabolismo retardado, fazendo com que os mesmos se movimentem muito mais lentamente em climas frios. Isso os torna mais expostos aos predadores em regiões temperadas do que em regiões tropicais.

Identifique a alternativa que justifica corretamente esse fenômeno.

- a) Um aumento na temperatura aumenta a energia de ativação das reações metabólicas, aumentando suas velocidades.
- b) Um aumento na temperatura aumenta a energia cinética média das moléculas reagentes, aumentando as velocidades das reações metabólicas.
- c) Em temperaturas elevadas, as moléculas se movem mais lentamente, aumentando a frequência dos choques e a velocidade das reações metabólicas.
- d) Em baixas temperaturas, ocorre o aumento da energia de ativação das reações metabólicas, aumentando suas velocidades.
- e) A frequência de choques entre as moléculas reagentes independe da temperatura do meio, e a velocidade da reação independe da energia de ativação.

28. (PUC-Minas) Considere a reação:



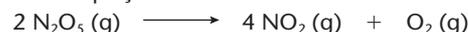
que possui uma energia de ativação de 170 kJ e uma variação de entalpia $\Delta H = +30$ kJ. A energia de ativação de decomposição do iodeto de hidrogênio é:

- a) 30 kJ b) 110 kJ c) 140 kJ d) 170 kJ

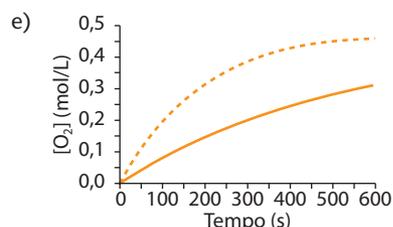
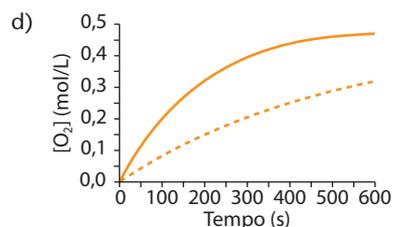
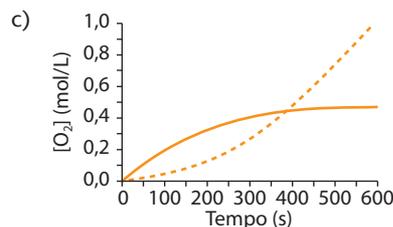
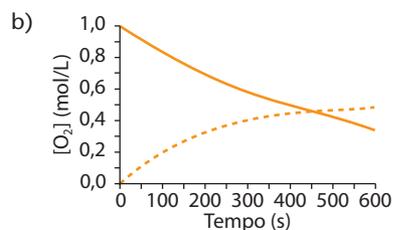
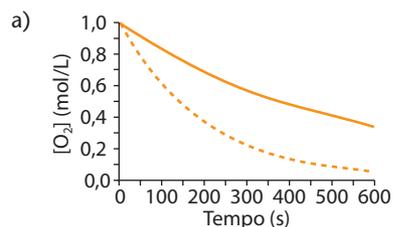
29. (UEL-PR) A conservação de alimentos pode ser feita de diferentes modos: pelo uso de um meio fortemente salgado, capaz de promover a desidratação dos micro-organismos, como na carne seca; pela utilização de conservantes, como o benzoato de sódio, que reduzem a velocidade de oxidação e decomposição; ou pela diminuição da temperatura, reduzindo a velocidade da reação, uma vez que o aumento de 10 °C aproximadamente duplica a velocidade da reação. Supondo apenas o efeito da temperatura e considerando que, à temperatura ambiente (25 °C), a validade de um alimento é de 4 dias, sobre a sua durabilidade, quando conservado em geladeira a 5 °C, é correto afirmar:

- a) A velocidade de decomposição seria reduzida em aproximadamente um quarto.
- b) A velocidade de decomposição seria reduzida pela metade.
- c) O alimento teria um prazo de validade indeterminado.
- d) A durabilidade deste alimento é imprevisível.
- e) O alimento se deteriorará em uma semana.

30. (PUC-SP) O pentóxido de dinitrogênio decompõe-se segundo a equação:



A cinética dessa decomposição é acompanhada a partir da variação da concentração de gás oxigênio (O_2) em função do tempo. Foram feitos dois experimentos, um a 45 °C (linha cheia) e outro a 55 °C (linha tracejada). O gráfico que representa corretamente os dois ensaios é:



ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

4 O efeito da concentração dos reagentes na velocidade das reações químicas

4.1. Introdução

É muito fácil constatar que o aumento da concentração dos reagentes acarreta um aumento da velocidade de uma reação. Por exemplo, quando abanamos o carvão em brasa numa churrasqueira (veja a foto ao lado), o fogo se aviva, pois estamos fornecendo mais ar (ou seja, mais oxigênio) para a queima do carvão; e o fogo se tornaria ainda mais intenso se fosse soprado oxigênio puro.

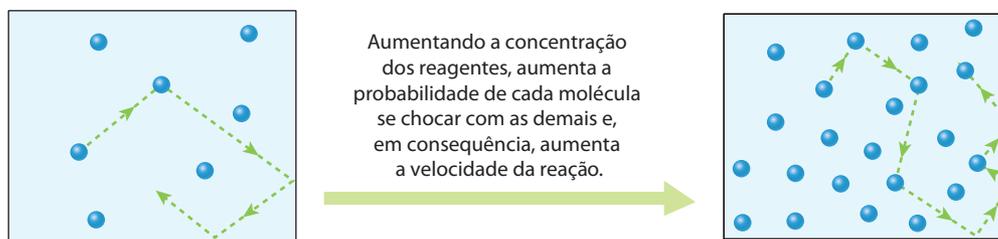


Como segundo exemplo, consideremos a reação:



Essa reação pode ser feita facilmente com palha de aço (liga que contém ferro) e ácido muriático (que é o HCl impuro, encontrado em lojas de ferragens). Se executarmos essa reação com o ácido na concentração em que é vendido, a reação será rápida; entretanto, se repetirmos a experiência usando o mesmo ácido diluído em água, a reação será mais lenta. (**Cuidado:** para realizar esse experimento, é necessária a supervisão de seu professor.)

Por que acontece isso? Porque, aumentando a concentração dos reagentes (número de moléculas por unidade de volume), a **frequência dos choques** entre as moléculas reagentes aumenta e, como consequência da Teoria das Colisões, a velocidade da reação aumenta.



(Representação esquemática sem escala; cores-fantasia.)

4.2. A Lei da Velocidade (ou Lei Cinética) das reações

1º exemplo

Vamos considerar a reação:



Repetindo essa reação três vezes, em laboratório, mantendo a **temperatura constante** e variando a **concentração dos reagentes**, chegamos aos seguintes resultados:

Experimento	[H ₂] (mol/L)	[I ₂] (mol/L)	Velocidade da reação (mol/L · s)
1º	0,1	0,1	3,2 · 10 ⁻²
2º	0,1	0,2	6,4 · 10 ⁻²
3º	0,2	0,2	12,8 · 10 ⁻²

Do 1º para o 2º experimento, a concentração de H₂ foi mantida **constante** (0,1 mol/L), a concentração de I₂ **dobrou** (de 0,1 mol/L para 0,2 mol/L) e a velocidade da reação também **dobrou** (de 3,2 · 10⁻² para 6,4 · 10⁻² mol/L · s). Isso indica que a velocidade da reação é diretamente proporcional à concentração de I₂.

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Do 2º para o 3º experimento, inverteu-se a situação, mantendo-se agora a concentração de I₂ constante (0,2 mol/L) e dobrando-se a concentração de H₂ (de 0,1 mol/L para 0,2 mol/L). A velocidade novamente dobrou, mostrando que a velocidade da reação também é proporcional à concentração de H₂.

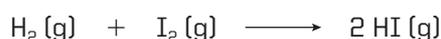
Matematicamente, a tabela da página anterior pode ser traduzida pela fórmula:

$$v = k [H_2] [I_2] \quad \text{em que} \quad \begin{cases} k = \text{constante de velocidade ou constante cinética} \\ [H_2] = \text{concentração de } H_2 \text{ (em mol/L)} \\ [I_2] = \text{concentração de } I_2 \text{ (em mol/L)} \end{cases}$$

Essa fórmula da velocidade da reação representa a **Lei da Velocidade** ou **Lei Cinética** da reação.

A constante k não depende da concentração dos reagentes, mas depende dos demais fatores que influem na velocidade das reações (que vimos no item anterior), principalmente da temperatura.

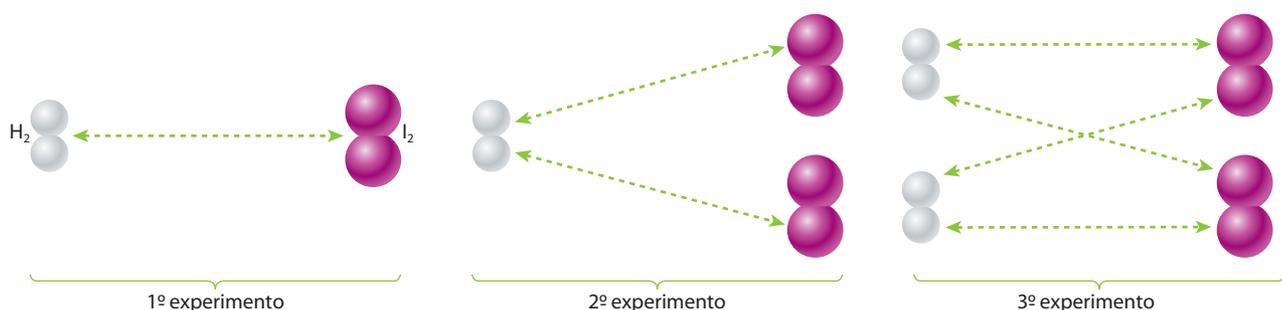
Vamos retomar a reação entre H₂ e I₂, lembrando que:



Temos duas moléculas reagentes

A equação $v = k [H_2] [I_2]$, vista anteriormente, poderá ser entendida da seguinte maneira:

- Se num dado volume existem 1 molécula de H₂ e 1 molécula de I₂, elas terão uma certa probabilidade de se chocar e a reação terá uma certa velocidade (1º experimento, no esquema abaixo).
- Colocando-se agora 2 moléculas de iodo (isto é, dobrando-se a concentração de iodo), a probabilidade de 1 molécula de H₂ chocar-se com 1 molécula de I₂ **dobra** e, conseqüentemente, **dobra** a velocidade da reação (2º experimento, no esquema abaixo).
- Duplicando-se as concentrações de H₂ e de I₂, a probabilidade de choques fica **quatro vezes maior**, e a velocidade **quadruplica** (3º experimento).



[Representação esquemática sem escala; cores-fantasia.]

2º exemplo

Vamos considerar a reação:



da qual obtivemos os seguintes resultados, numa temperatura fixa:

Experimento	[NO] (mol/L)	[H ₂] (mol/L)	Velocidade da reação (mol/L · s)
1º	0,1	0,1	1,2 · 10 ⁻⁴
2º	0,1	0,2	2,4 · 10 ⁻⁴
3º	0,2	0,2	9,6 · 10 ⁻⁴

Os dados mostram agora que a velocidade é **diretamente proporcional** à concentração de H₂ e proporcional ao **quadrado** da concentração de NO. Matematicamente:

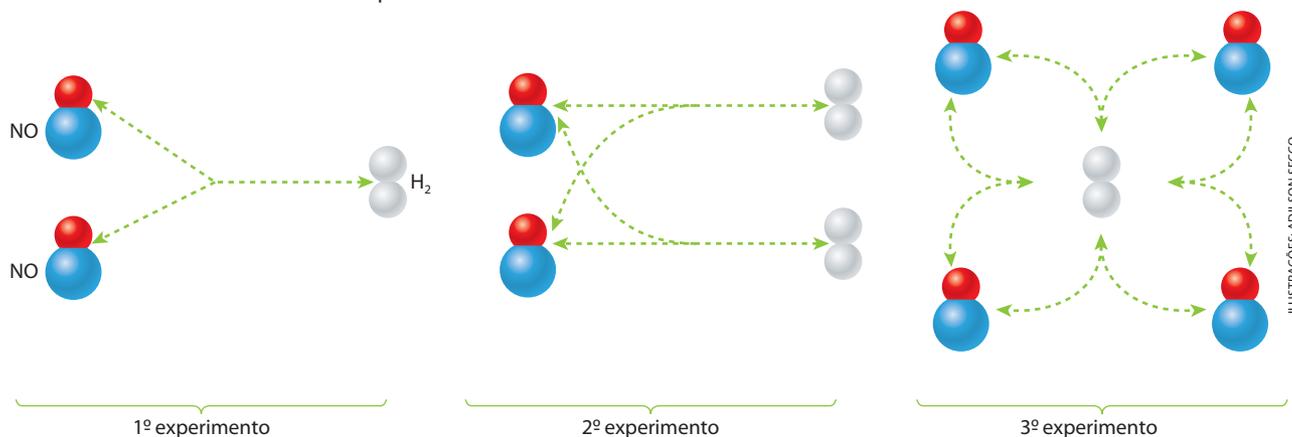
$$v = k [NO]^2 [H_2]$$

Para visualizar o significado dessa equação matemática, imagine o seguinte:



Agora são três as moléculas reagentes

- Vamos imaginar um 1º experimento (veja o esquema abaixo), no qual tivéssemos apenas **duas** moléculas de NO e **uma** molécula de H₂. Há uma certa probabilidade de a molécula de H₂ se chocar com uma das duas moléculas de NO.
- Mantendo-se constante a concentração de NO e **uplicando-se** a concentração de H₂, a velocidade da reação **uplica**, porque dobra a possibilidade de as duas moléculas de H₂ se chocarem com as duas moléculas de NO (2º experimento, no esquema abaixo).
- Voltando-se à concentração inicial do H₂ e **uplicando-se** a concentração de NO, a velocidade da reação **uadruplica**, pois quadruplica a possibilidade de a molécula de H₂ se chocar com as quatro moléculas de NO (3º experimento).



[Representação esquemática sem escala; cores-fantasia.]

A partir dos dois exemplos anteriores e considerando a equação $aA + bB \longrightarrow xX + yY$, obtemos a fórmula genérica da Lei da Velocidade:

$$v = k [A]^m [B]^n$$

em que os expoentes m e n são determinados experimentalmente.

Dizemos então que:

A **velocidade de uma reação** é proporcional às concentrações molares dos reagentes, elevadas a expoentes que são determinados experimentalmente.

4.3. O mecanismo das reações

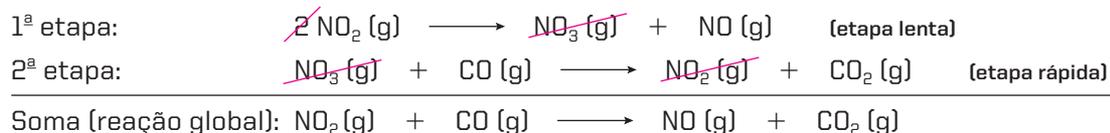
Do item anterior, surge uma pergunta: por que a fórmula da velocidade de uma reação deve ser determinada experimentalmente? Porque, em geral, a reação ocorre em duas ou mais etapas – e **não diretamente**, como aparece escrito na equação correspondente. Tomemos como exemplo a seguinte reação:



Quando efetuada a 200 °C, essa reação ocorre, na realidade, em duas etapas:

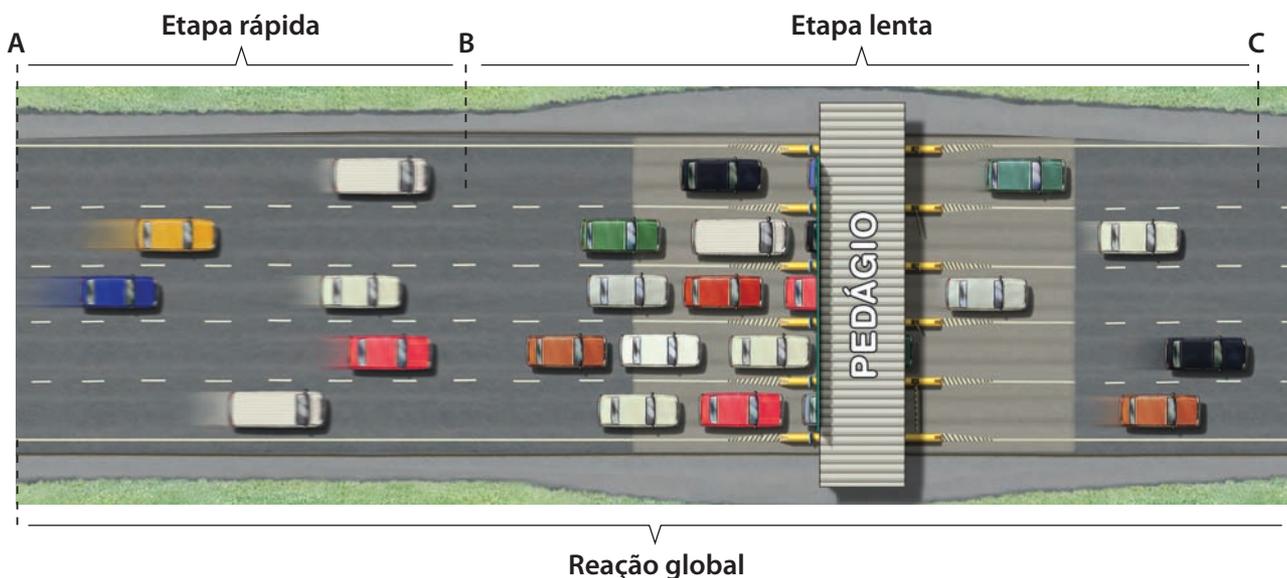
- 1ª etapa: $2 \text{NO}_2 \text{(g)} \longrightarrow \text{NO}_3 \text{(g)} + \text{NO (g)}$ (etapa lenta)
- 2ª etapa: $\text{NO}_3 \text{(g)} + \text{CO (g)} \longrightarrow \text{NO}_2 \text{(g)} + \text{CO}_2 \text{(g)}$ (etapa rápida)

Cada etapa é denominada **reação elementar** e ocorre pelo choque direto das moléculas participantes. Evidentemente, a soma das duas etapas (ou reações elementares) nos leva à equação global, dada no início, como vemos abaixo:



Para entender o que ocorre com a velocidade da reação global, vamos fazer uma analogia.

Consideremos um trecho de **A** a **C** em uma rodovia. De **A** a **B**, os veículos transitam em velocidade alta. A partir do ponto **B** os carros vão reduzindo a velocidade até que param no pedágio. Pelo pedágio passam apenas 5 veículos por minuto, que saem em velocidade baixa. Veja a ilustração abaixo:



Podemos dizer que o trecho de **A** a **B** corresponde à **etapa rápida** e que o trecho de **B** a **C** corresponde à **etapa lenta** da reação global (**A** a **C**). Caso todo o fluxo de veículos pudesse passar ao mesmo tempo pelo pedágio sem ter que parar, perceberíamos que o tempo total da viagem seria bem menor.

Assim, o pedágio foi o fator limitante do percurso, ou seja, a etapa lenta determinou a velocidade da reação global.

No exemplo dado, a reação global é:



Sua velocidade, porém, será dada por $v = k[\text{NO}_2]^2$, que corresponde à primeira etapa (etapa lenta):



Portanto, podemos dizer que:

Em uma reação que ocorre em várias etapas, a velocidade da reação global é igual à velocidade de sua etapa mais lenta.

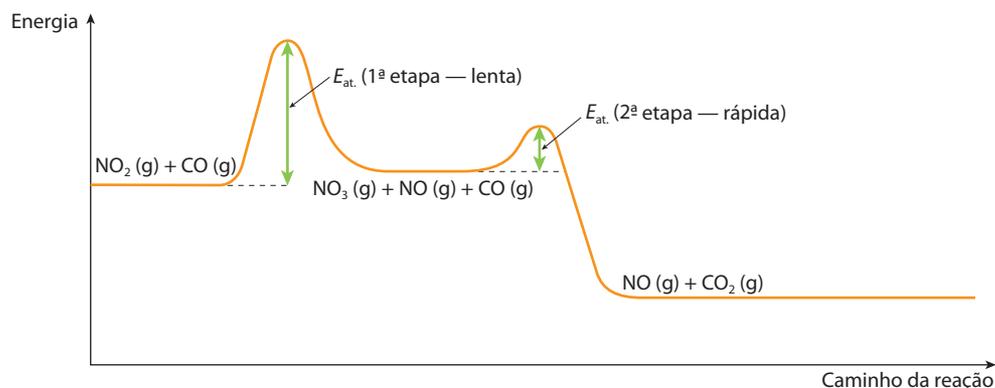
Note como é importante conhecer o andamento ou mecanismo de uma reação para entender sua velocidade. Por isso, define-se:

Mecanismo de uma reação é o conjunto das etapas (reações elementares) pelas quais passa a reação global.

É importante lembrar que o mecanismo e a velocidade de uma reação só podem ser determinados experimentalmente.

É oportuno lembrar também que, quando uma reação ocorre em várias etapas, **cada etapa** (reação elementar) **tem sua própria energia de ativação**.

No exemplo dado, $\text{NO}_2(\text{g}) + \text{CO}(\text{g}) \longrightarrow \text{NO}(\text{g}) + \text{CO}_2(\text{g})$, temos:



ADILSON SECCO

Por fim, verifique mais uma vez o caminho normalmente percorrido pela Química: passa-se do mundo macroscópico (observando-se as reações e os fatores que influem em suas velocidades) para o mundo microscópico (imaginando-se um padrão de comportamento das moléculas, no instante da reação, que explique a própria ocorrência da reação).

OBSERVAÇÃO

Numa reação entre gases, em temperatura constante, o aumento da **pressão total** sobre a mistura reduz seu volume; conseqüentemente, as moléculas se aproximam e o número de choques entre elas aumenta, aumentando dessa maneira a velocidade da reação. Assim sendo, a pressão parcial de cada gás influi na velocidade da reação como se fosse sua concentração em mols por litro, uma vez que há proporcionalidade direta entre essas duas grandezas.



Questões

Registre as respostas em seu caderno

- Explique por que o aumento da concentração dos reagentes provoca o aumento da velocidade da reação.
- Explique por que o suco, dentro de uma laranja intacta, pode durar alguns dias sem alterar seu sabor, ao passo que o suco de laranja espremida se deteriora mais rapidamente.
- Qual a importância do estudo dos mecanismos das reações para as indústrias?



Atividade prática

Registre as respostas em seu caderno

ATENÇÃO

Jamais cheire ou coloque na boca substâncias utilizadas em experimentos.

Comparando as velocidades das reações químicas

Material

- 1 beterraba
- solução de alvejante (água sanitária)
- colher de sopa
- colher de sobremesa

- 2 copos transparentes
- cronômetro
- coador de malha fina

Procedimento

- Prepare um suco de beterraba, batendo no liquidificador apenas beterraba com água.
- Coe o suco em um coador de malha fina.

- Numere os copos.
- Transfira 3 colheres de sopa do suco para um copo transparente (copo 1) e complete com água até a metade da capacidade do copo.
- Transfira 3 colheres de sopa do suco para o outro copo transparente (copo 2).
- Adicione uma colher de sobremesa de solução de alvejante (água sanitária) ao copo 1 e, **no mesmo instante**, acione o cronômetro.
- Observe o que ocorre e anote.
- Pare o cronômetro quando a cor inicial do suco desaparecer.

- Adicione uma colher de sobremesa de solução de alvejante (água sanitária) ao copo 2 e, **no mesmo instante**, acione o cronômetro.
- Observe o que ocorre e anote.
- Pare o cronômetro quando a cor inicial do suco desaparecer.

Perguntas

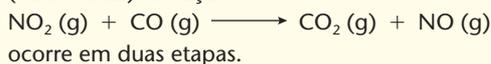
- O que ocorreu com a cor do suco de beterraba com o passar do tempo?
- As condições nos dois copos são as mesmas?
- Em qual copo a reação foi mais rápida? Por quê?

Exercícios básicos

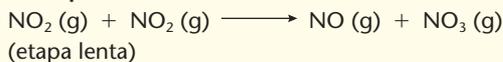
Registre as respostas em seu caderno

Exercício resolvido

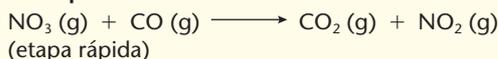
31. (PUC-Minas) A reação:



1ª etapa:



2ª etapa:



A lei de velocidade para a reação é:

- $v = k[\text{NO}_2]^2$
- $v = k[\text{NO}_2]^2[\text{CO}]$
- $v = k[\text{NO}_3][\text{CO}]$
- $v = k[\text{NO}_2][\text{CO}]$
- $v = k[\text{CO}_2]^2[\text{NO}]$

Resolução

É sempre a etapa lenta que determina a velocidade global da reação; no caso, trata-se da 1ª etapa, que pode ser reescrita como:



Verificando que no 1º membro da equação temos 2 NO₂, concluímos que a lei de velocidade é:

$$v = k[\text{NO}_2]^2$$

Alternativa a.

32. (UFRN) A camada de ozônio é considerada a camada protetora do planeta Terra, pois controla a passagem de raios ultravioleta, que, em excesso, são considerados prejudiciais aos seres vivos. Ambientalistas, pesquisadores e outros grupos da sociedade vêm observando o aumento da incidência desses raios sobre a Terra. A decomposição do ozônio constitui um processo natural que pode ser acelerado pela presença de poluentes atmosféricos. A equação a seguir representa o equilíbrio da transformação espontânea do ozônio em oxigênio:

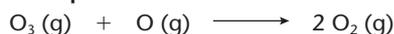


Supõe-se que o processo dessa reação de decomposição ocorra em duas etapas, segundo o mecanismo:

1ª etapa: rápida e reversível.



2ª etapa: é lenta.



A lei que expressa a velocidade da decomposição do ozônio é:

- $v = k[\text{O}_2]^2$
- $v = k[\text{O}_3]$
- $v = k[\text{O}_3] \cdot [\text{O}]$
- $v = k[\text{O}_2] \cdot [\text{O}]$

Exercício resolvido

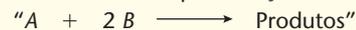
33. (UFSC) A reação genérica



se processa em uma única etapa. Sua constante de velocidade vale 0,3 L/mol · min. Qual a velocidade da reação em mol/L · min quando as concentrações de A e B forem, respectivamente, 2,0 e 3,0 mol/L?

Resolução

Como o enunciado diz que a reação

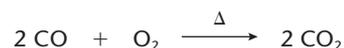


se processa em **uma única etapa** (reação elementar), podemos escrever: $v = k[A][B]^2$.

Lembre-se de que, numa reação elementar, **podemos usar como expoentes da Lei da Velocidade os próprios coeficientes (1 e 2) da equação** (isso também é admitido quando o problema não fornece dados suficientes para determinar os expoentes da Lei da Velocidade). Aplicando os dados do problema nessa fórmula, temos:

$$v = 0,3 \cdot (2,0) \cdot (3,0)^2 \Rightarrow v = 5,4 \text{ mol/L} \cdot \text{min}$$

34. (Mackenzie-SP) Na transformação



que se processa em uma única etapa, a constante de velocidade é igual a 0,5 litro/mol · min. Quando as concentrações de CO e de O₂ forem, respectivamente, 2,0 e 1,0 mol/litro, a velocidade da reação, em mol/litro · min, será:

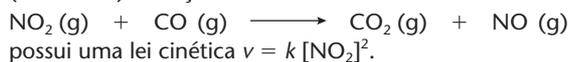
- 3,0.
- 1,0.
- 2,0.
- 4,0.
- 0,5.

35. (Cesgranrio-RJ) A equação $X + 2 Y \longrightarrow XY_2$ representa uma reação, cuja equação da velocidade é: $v = k [X] [Y]$.

Escolha o valor da constante de velocidade, para a reação acima, sabendo que, quando a concentração de X é $1 M$ e a concentração de Y é $2 M$, a velocidade da reação é de $3 \text{ mol/L} \cdot \text{min}$.

- a) 3,0 c) 1,0 e) 0,5
b) 1,5 d) 0,75

36. (UFRGS-RS) A reação:



Considere o quadro abaixo, que apresenta os dados relativos a situações experimentais com essa reação.

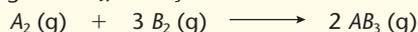
Experimento	[NO ₂] inicial mol/L	[CO] inicial mol/L	Velocidade inicial mol · L ⁻¹ · min ⁻¹
1	0,01	0,02	0,001
2	0,02	0,01	v ₂

A análise desses dados permite determinar que a constante de velocidade k , em $\text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$, e a velocidade v_2 , em $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$, são respectivamente:

- a) 0,1 e 0,001. d) 10 e 0,002.
b) 0,1 e 0,002. e) 10 e 0,004.
c) 0,1 e 0,004.

Exercício resolvido

37. (Unigranrio-RJ) A reação



está se processando em um recipiente fechado e em condições tais que a velocidade obedece à equação: $v = k_1 [A_2] [B_2]^3$.

Duplicando-se as concentrações molares de A e de B e permanecendo todas as demais condições constantes, iremos notar que a velocidade da reação:

- a) permanece constante.
b) duplica.
c) fica quatro vezes maior.
d) fica 16 vezes maior.
e) fica 8 vezes maior.

Resolução

A equação da velocidade foi dada: $v = k_1 [A_2] [B_2]^3$.
Duplicando as concentrações molares de A e de B , temos:

$$v' = k_1 [2A_2] [2B_2]^3 \Rightarrow v' = k_1 \cdot 2 \cdot 2^3 \cdot [A_2] [B_2]^3 \Rightarrow v' = 16 k_1 [A_2] [B_2]^3$$

Dividindo-se v' por v , temos:

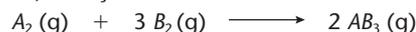
$$\frac{v'}{v} = \frac{16 k_1 [A_2] [B_2]^3}{k_1 [A_2] [B_2]^3} \Rightarrow v' = 16 v$$

Alternativa d.

38. (Mackenzie-SP) Para a decomposição do dióxido de nitrogênio, produzindo monóxido de nitrogênio e gás oxigênio a uma temperatura t , a lei de velocidade é $v = k [\text{NO}_2]^2$. Se a concentração em mol do NO_2 for triplicada, sem variação da temperatura, a velocidade dessa reação:

- a) fica multiplicada por dois.
b) fica multiplicada por três.
c) fica multiplicada por seis.
d) fica multiplicada por nove.
e) permanece a mesma.

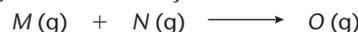
39. (UEM-PR) Em um recipiente fechado e sob condições adequadas, a reação:



está se processando de modo a obedecer à equação da lei de velocidade $v = k [A_2] [B_2]^3$. Diminuindo-se pela metade as concentrações de A e de B e permanecendo todas as demais condições constantes, observar-se-á que a velocidade da reação:

- a) permanece constante. d) fica 8 vezes menor.
b) fica 16 vezes menor. e) fica 16 vezes maior.
c) duplica.

40. (UFF-RJ) Considere a reação:



Observa-se experimentalmente que, dobrando-se a concentração de N , a velocidade de formação de O quadruplica; e, dobrando-se a concentração de M , a velocidade da reação não é afetada.

A equação da velocidade v dessa reação é:

- a) $v = k [M]^2$ c) $v = k [M]$ e) $v = k [M] [N]^2$
b) $v = k [N]^2$ d) $v = k [M] [N]$

Exercício resolvido

41. (Unirio-RJ) Num laboratório, foram efetuadas diversas experiências para a reação:



Com os resultados das velocidades iniciais obtidos, montou-se a seguinte tabela:

Experiência	[H ₂] (mol/L)	[NO] (mol/L)	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
4	0,30	0,10	0,30
5	0,10	0,30	0,90

Baseando-se na tabela acima, podemos afirmar que a Lei de Velocidade para a reação é:

- a) $v = k [H_2]$ d) $v = k [H_2]^2 [NO]$
b) $v = k [NO]$ e) $v = k [H_2] [NO]^2$
c) $v = k [H_2] [NO]$

Resolução

Vamos admitir que a fórmula da Lei de Velocidade dessa reação seja: $v = k [H_2]^x [NO]^y$. Aplicando-a às duas primeiras experiências, vem:

- experiência ①: $0,10 = k (0,10)^x (0,10)^y$
- experiência ②: $0,20 = k (0,20)^x (0,10)^y$

Dividindo a segunda expressão pela primeira, obtemos:

$$\frac{0,20}{0,10} = \frac{k (0,20)^x \cdot (0,10)^y}{k (0,10)^x \cdot (0,10)^y} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow 2 = 2^x \Rightarrow x = 1$$

Para as experiências ① e ③, vem:

- experiência ①: $0,10 = k (0,10)^x \cdot (0,10)^y$
- experiência ③: $0,40 = k (0,10)^x \cdot (0,20)^y$

Dividindo a segunda expressão pela primeira, obtemos:

$$\frac{0,40}{0,10} = \frac{k(0,10)^x \cdot (0,20)^y}{k(0,10)^x \cdot (0,10)^y} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow 4 = 2^y \Rightarrow y = 2$$

Portanto, a fórmula da velocidade é:

$$v = k [\text{H}_2] [\text{NO}]^2$$

Alternativa e.

- 42.** (UFPE) Em determinadas condições de temperatura e pressão, a decomposição térmica do éter dimetílico (ou metoxietano ou oxibismetano) dada pela equação:



exibe a seguinte dependência da velocidade com a concentração:

Experimento	Concentração inicial de $(\text{CH}_3)_2\text{O}$ em $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$	Velocidade inicial em $10^9 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$
1	0,20	1,60
2	0,40	6,40
3	0,60	14,40

Considerando que a concentração da espécie química X seja denominada como [X], a velocidade (v) para essa reação será expressa como:

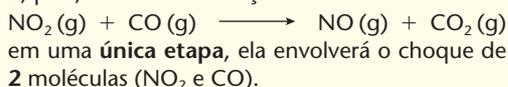
- a) $v = k [(\text{CH}_3)_2\text{O}]$ d) $v = k [(\text{CH}_3)_2\text{O}]^2$
 b) $v = k [\text{CH}_4] [\text{H}_2] [\text{CO}]$ e) $v = k \frac{[\text{CH}_4] [\text{H}_2] [\text{CO}]}{[(\text{CH}_3)_2\text{O}]}$
 c) $v = k$

Exercício resolvido

- 43.** (UFSM-RS) Considerando a reação:
 $\text{NO}_2 (\text{g}) + \text{CO} (\text{g}) \longrightarrow \text{NO} (\text{g}) + \text{CO}_2 (\text{g})$
 que ocorre em uma única etapa e que, numa dada temperatura, apresenta a lei experimental de velocidade dada por $v = k [\text{NO}_2] [\text{CO}]$, é correto afirmar que essa reação é de:
- 3ª ordem e molecularidade 2.
 - 2ª ordem e molecularidade 3.
 - 3ª ordem e molecularidade 3.
 - 2ª ordem e molecularidade 2.
 - 5ª ordem e molecularidade 5.

Resolução

A reação é de **2ª ordem**, visto que a soma dos expoentes na fórmula de velocidade — $v = k [\text{NO}_2] [\text{CO}]$ — é igual a 2. A molecularidade é também igual a 2, pois, ocorrendo a reação:



Alternativa d.

- 44.** (F. Ruy Barbosa-BA) A expressão de velocidade da reação $2A + B \longrightarrow A_2B$ é $v = k [A] [B]$.

A ordem dessa reação é:

- 0.
- 1.
- 2.
- 3.
- 4.

- 45.** (Uespi) A reação que ocorre utilizando os reagentes A e B é de terceira ordem. Para essa reação não é possível aplicar a expressão da lei de velocidade:

- $v = k [A] [B]^2$
- $v = k [A]^3$
- $v = k [B]^3$
- $v = k [A]^2 [B]$
- $v = k [A]^3 [B]^3$

- 46.** (UFRGS-RS) A reação

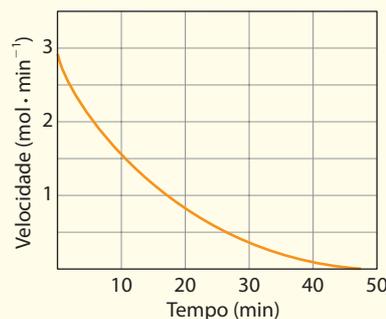


é uma reação elementar de segunda ordem. Se duplicarmos as concentrações do NO e do O_3 , mantendo constante a temperatura, a velocidade da reação:

- será reduzida à metade.
- permanecerá constante.
- será duplicada.
- será triplicada.
- será quadruplicada.

Exercício resolvido

- 47.** (UFRGS-RS) Considere o gráfico a seguir, correspondente a uma reação elementar de primeira ordem.



Com base nesse gráfico, é possível concluir que a meia-vida do reagente, expressa em minutos, é igual a:

- 0,5.
- 1,5.
- 10.
- 25.
- 50.

Resolução

A meia-vida de um reagente corresponde ao tempo necessário para que sua concentração se reduza à metade. De acordo com o gráfico, a velocidade inicial é igual a 3 mol/min. Essa velocidade se reduz à **metade** (1,5 mol/min) após 10 minutos — este é o tempo de meia-vida do reagente.

Alternativa c.

- 48.** (Fuvest-SP) Para uma dada reação química, expressa como $A \rightarrow B$, sabe-se que a concentração de A se reduz à metade em cada intervalo de 30 min.

- Se a concentração inicial de A for de 1,00 mol/L, após quanto tempo ela atingirá o valor de 0,125 mol/L?
- A velocidade dessa reação é constante, aumenta ou diminui com o tempo? Justifique.

Exercícios complementares

Registre as respostas em seu caderno

49. (IME-RJ) Para a reação $A + B \longrightarrow C$ foram realizados três experimentos, conforme a tabela abaixo:

Experimento	[A] mol/L	[B] mol/L	Velocidade de reação mol/(L · min)
I	0,10	0,10	$2,0 \cdot 10^{-3}$
II	0,20	0,20	$8,0 \cdot 10^{-3}$
III	0,10	0,20	$4,0 \cdot 10^{-3}$

Determine:

- a) a lei da velocidade da reação acima;
 b) a constante da velocidade;
 c) a velocidade de formação de C quando as concentrações de A e B forem ambas 0,50 M.
50. (UFSCar-SP) A decomposição do pentóxido de dinitrogênio é representada pela equação:



Foram realizados três experimentos, apresentados na tabela.

Experimento	[N ₂ O ₅]	Velocidade
I	x	4z
II	$\frac{x}{2}$	2z
III	$\frac{x}{4}$	z

A expressão da velocidade da reação é:

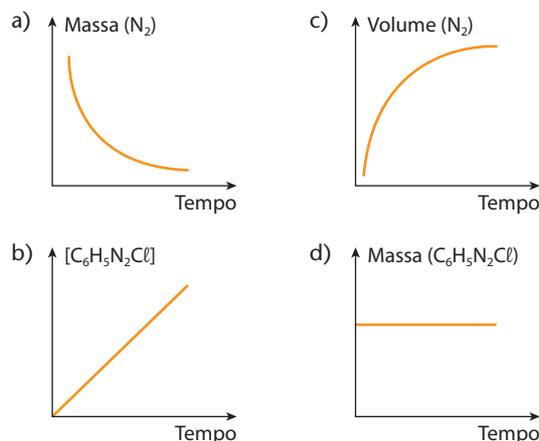
- a) $v = k[\text{N}_2\text{O}_5]^0$ c) $v = k[\text{N}_2\text{O}_5]^{\frac{1}{2}}$ e) $v = k[\text{N}_2\text{O}_5]^2$
 b) $v = k[\text{N}_2\text{O}_5]^{\frac{1}{4}}$ d) $v = k[\text{N}_2\text{O}_5]^1$
51. (Fuvest-SP) Em solução aquosa ocorre a transformação:
- $$\text{H}_2\text{O}_2 + 2 \text{I}^- + 2 \text{H}^+ \longrightarrow 2 \text{H}_2\text{O} + \text{I}_2$$
- Em quatro experimentos, mediu-se o tempo decorrido para a formação de mesma concentração de I₂, tendo-se na mistura de reação as seguintes concentrações iniciais de reagentes:

Experimentos	Concentrações iniciais (mol/L)			Tempo (s)
	H ₂ O ₂	I ⁻	H ⁺	
I	0,25	0,25	0,25	56
II	0,17	0,25	0,25	87
III	0,25	0,25	0,17	56
IV	0,25	0,17	0,25	85

Esses dados indicam que a velocidade da reação considerada depende apenas da concentração de:

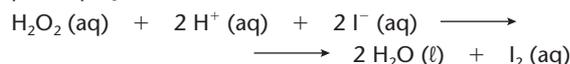
- a) H₂O₂ e I⁻ c) H₂O₂ e) I⁻
 b) H₂O₂ e H⁺ d) H⁺
52. (UFRN) Considere a reação de decomposição, em solução, deste diazobenzeno:
- $$\text{C}_6\text{H}_5\text{N}_2\text{Cl} (\text{solução}) \longrightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{Cl} (\text{solução}) + \text{N}_2 (\text{g})$$
- Essa é uma reação irreversível de primeira ordem, e sua velocidade pode ser medida de diferentes maneiras.

O gráfico abaixo que representa corretamente a velocidade da reação é:



ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

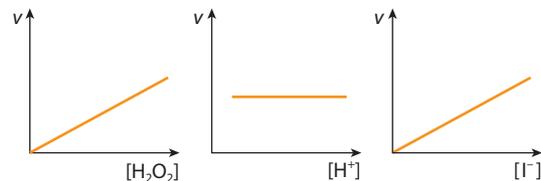
53. (Fatec-SP) Pode-se detectar a presença de iodetos em águas-mães de salinas, por meio da reação representada pela equação:



Os seguintes gráficos, mostrando a velocidade da reação em função da concentração dos reagentes, foram construídos com os dados coletados em vários experimentos:

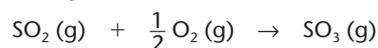
- variando a concentração de H₂O₂ e mantendo constantes as de H⁺ e I⁻;
- variando a concentração de H⁺ e mantendo constantes as de H₂O₂ e I⁻;
- variando a concentração de I⁻ e mantendo constantes as de H₂O₂ e H⁺.

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO



Com base na análise dos gráficos, afirma-se que a velocidade da reação:

- depende apenas da concentração de H⁺.
 - é diretamente proporcional à concentração de H₂O₂.
 - independe da concentração de H⁺.
 - é inversamente proporcional à concentração de I⁻.
- É correto o que se afirma apenas em:
- a) I. c) IV. e) II, III e IV.
 b) III. d) II e III.
54. (UFPI) O trióxido de enxofre (SO₃), matéria-prima para fabricação do ácido sulfúrico (H₂SO₄), é preparado através da oxidação de enxofre, em presença de catalisador, conforme a reação abaixo:



Considerando a reação simples e elementar, identifique a opção correta.

- a) A reação é de primeira ordem em relação ao SO₂.

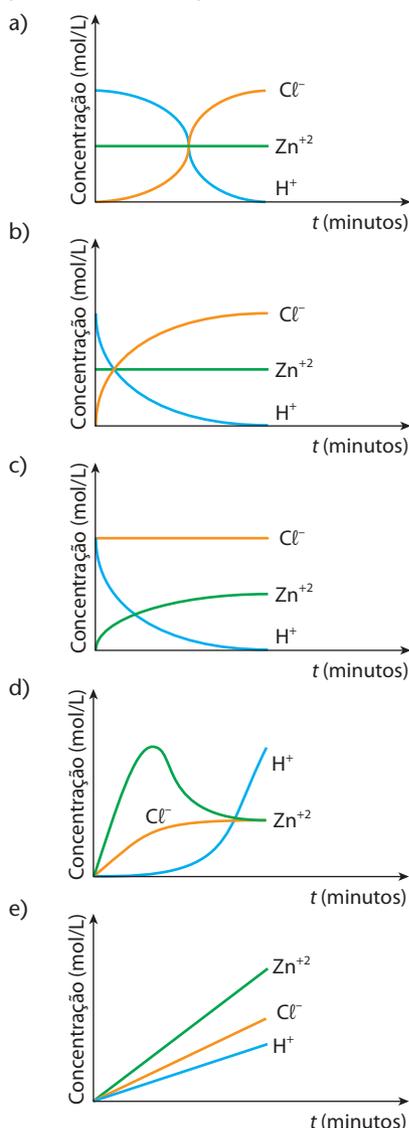
Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

- b) Aumentando a temperatura, diminui a velocidade de formação do SO_3 .
- c) A reação é de terceira ordem em relação aos reagentes.
- d) Aumentando a temperatura, diminui a energia cinética média das moléculas.
- e) A velocidade de desaparecimento do SO_2 é a metade da velocidade de desaparecimento do O_2 .

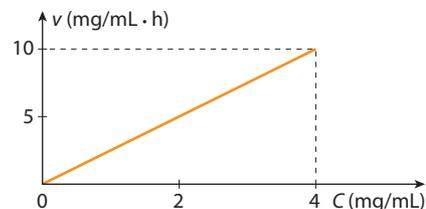
55. (PUC-RS) Considere a reação apresentada pela equação:
 $\text{Mg (s)} + 2 \text{H}^+ \text{(aq)} \longrightarrow \text{Mg}^{2+} \text{(aq)} + \text{H}_2 \text{(g)}$
 A maior velocidade de reação encontra-se na alternativa:

	$[\text{H}^+]$ (mol/L)	Tipo de Mg (s)
a)	1,0	lâmina
b)	2,0	pó
c)	1,0	pó
d)	2,0	lâmina
e)	1,0	raspas

56. (PUC-SP) Na reação de solução de ácido clorídrico com zinco metálico, o gráfico que melhor representa o comportamento das espécies em solução é:



57. (EEM-SP) O valor absoluto da velocidade de decomposição (v) de uma substância em solução aquosa varia com a concentração (C) dessa substância, como indica a figura.

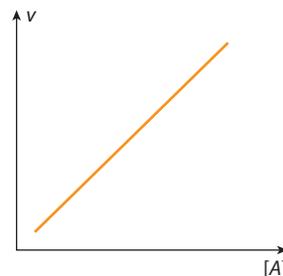


ADILSON SECCO

- a) Qual é o valor da constante de velocidade dessa reação?
- b) De que fatores depende essa constante de velocidade?

Observação: Considere a reação da substância mencionada sendo " $A \longrightarrow$ Decomposição"; os valores de v e de $[A]$ saem do gráfico e com eles resolvemos o problema.

58. (UFRGS-RS) O estudo cinético para a reação $A \longrightarrow B$ está representado no gráfico da velocidade de reação (v), em função da concentração do reagente A .

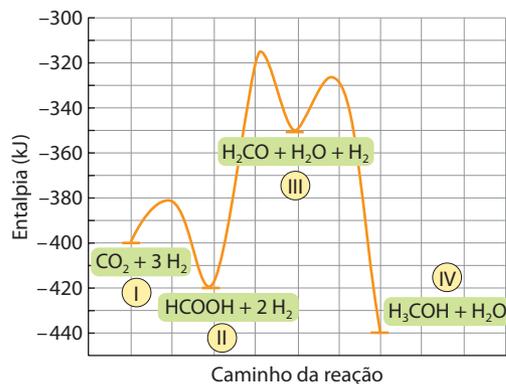


ADILSON SECCO

A partir desse gráfico, pode-se dizer que a lei de velocidade para essa reação é:

- a) $v = k[A]^2$
- b) $v = k[A]$
- c) $v = k$
- d) $v = \frac{k}{[A]}$
- e) $v = \frac{k}{[A]^2}$

59. (UFRJ) A redução das concentrações de gases responsáveis pelo efeito estufa constitui o desafio central do trabalho de muitos pesquisadores. Uma das possibilidades para o sequestro do CO_2 atmosférico é sua transformação em outras moléculas. O diagrama a seguir mostra a conversão do gás carbônico em metanol.



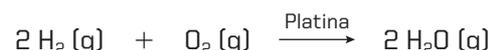
ADILSON SECCO

- a) Identifique a etapa lenta do processo. Justifique sua resposta.
- b) Identifique as etapas endotérmicas e exotérmicas.
- c) Calcule a variação da entalpia na conversão do CO_2 em metanol.

5 O efeito dos catalisadores na velocidade das reações químicas

5.1. Introdução

A reação $2 \text{H}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g}) \longrightarrow 2 \text{H}_2\text{O} (\text{g})$ praticamente não ocorre em temperatura ambiente. Se adicionarmos, porém, um pouco de **platina em pó**, a mistura H_2 e O_2 explodirá no mesmo instante. Dizemos, então, que a platina agiu como **catalisador da reação** e escrevemos:



Vimos, nas páginas anteriores, que a velocidade de uma reação química pode ser aumentada com o aumento da concentração dos reagentes e/ou com o fornecimento de energia (calor, eletricidade, luz etc.). Essas alternativas, porém, são caras, principalmente nas indústrias químicas. Por outro lado, uma pequena quantidade de catalisador (sem sofrer desgaste) pode, em muitos casos, acelerar uma reação, tornando o processo muito mais rápido, limpo e econômico. Por isso os catalisadores são largamente empregados – nas indústrias petroquímicas, na produção de plásticos, na fabricação de produtos de borracha etc. –, o que justifica o grande esforço despendido na pesquisa de novos e melhores catalisadores.

Catalisadores chamados **enzimas** exercem um papel importante em nosso organismo. Por exemplo: quando usamos água oxigenada para desinfetar um corte, aparece uma “efervescência”, devido à liberação de O_2 gasoso (pela reação: $2 \text{H}_2\text{O}_2 (\text{aq}) \longrightarrow 2 \text{H}_2\text{O} (\text{l}) + \text{O}_2 (\text{g})$); essa reação é catalisada pela enzima chamada **catalase**, que existe em nosso sangue, e o O_2 liberado é o que age como bactericida sobre o ferimento. Outro exemplo, também muito importante, são as enzimas existentes na saliva e no suco gástrico, que possibilitam a digestão dos alimentos em poucas horas.

Outro exemplo a ser lembrado é o da camada de ozônio, cuja destruição é provocada por reações catalisadas por compostos orgânicos fluorclorados; por esse motivo, tais compostos estão sendo banidos dos *sprays*, geladeiras, aparelhos de ar condicionado etc.

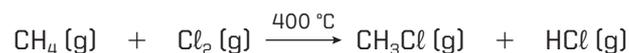
5.2. Conceitos fundamentais

Alguns conceitos fundamentais, usados no estudo da catálise, são:

Catalisador é a substância que aumenta a velocidade de uma reação, sem ser consumida durante o processo.

Catálise é o aumento de velocidade da reação, provocado pelo catalisador.

Quando a substância diminui a velocidade de uma reação, ela é denominada **inibidor** (antigamente chamado de **catalisador negativo**). O inibidor, ao contrário do que ocorre com o catalisador, é consumido pela reação. Assim consideremos, por exemplo, a reação:



A adição de pequenas quantidades de oxigênio retarda a reação; tão logo, porém, o oxigênio é consumido, a reação retoma sua velocidade primitiva.

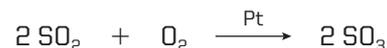
Atualmente, os inibidores são muito usados na conservação de alimentos, bebidas e outros produtos perecíveis.

Costuma-se classificar a catálise em **homogênea** ou **heterogênea**, conforme o sistema em reação e o catalisador formem um todo homogêneo ou heterogêneo. Por exemplo:



Nessa reação, temos um caso de **catálise homogênea** porque todas as substâncias (SO_2 , O_2 , SO_3) e o catalisador (NO) são gases e constituem uma única fase (conjunto homogêneo). A catálise homogênea ocorre, por exemplo, em **sistemas gasosos catalisados por um gás**.

Vejam agora a mesma reação, catalisada por platina:



Trata-se de um exemplo de **catálise heterogênea** porque o sistema em reação é gasoso, enquanto o catalisador é sólido (são duas fases distintas). A catálise heterogênea em geral ocorre quando uma **substância sólida catalisa uma reação entre gases ou líquidos**.

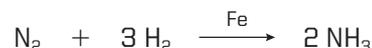
A substância que acentua o efeito do catalisador é denominada **promotor** (ou **ativador**) do catalisador. Sozinha, essa substância não tem efeito catalítico.

A reação $\text{N}_2 + 3 \text{H}_2 \longrightarrow 2 \text{NH}_3$ é catalisada por ferro; se ao ferro adicionarmos pequenas quantidades de K_2O ou Al_2O_3 , a ação catalítica do ferro ficará muito mais acentuada; dizemos, então, que o K_2O e o Al_2O_3 agem como promotores ou ativadores do ferro.

O emprego de promotores em reações industriais é tão comum que, frequentemente, são usadas **misturas catalíticas** bastante complexas.

Quando uma substância diminui ou mesmo anula o efeito de um catalisador ela é denominada **veneno** (ou **anticatalisador**).

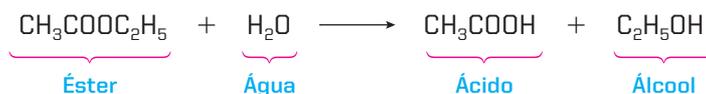
No exemplo anterior:



a presença de pequenas quantidades de arsênio ou compostos do arsênio diminui ou anula o efeito do ferro como catalisador.

Um outro exemplo de veneno são os produtos da combustão da gasolina de má qualidade, que diminuem ou anulam o efeito dos catalisadores dos escapamentos de automóveis.

Em uma reação pode acontecer de um dos produtos agir como catalisador da própria reação; esse processo chama-se **autocatálise**. Por exemplo:



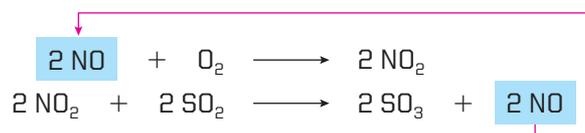
Essa reação é extremamente lenta. No entanto, logo que se formam as primeiras porções do **ácido**, este passa a agir como catalisador da reação, acelerando o processo.

5.3. Mecanismo da catálise

Embora existam processos catalíticos complexos, não muito bem explicados até hoje, podemos dizer que há duas maneiras principais de ação de um catalisador, dadas a seguir.

- **Pela formação de um composto intermediário**

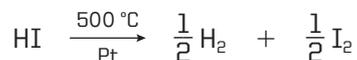
A reação $2 \text{SO}_2 + \text{O}_2 \longrightarrow 2 \text{SO}_3$ é lenta. A adição de NO torna-a muito mais rápida:



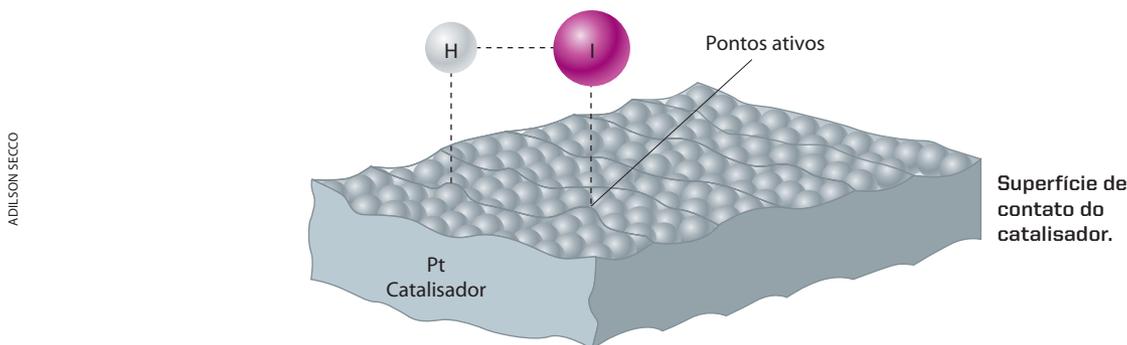
Nesse caso, o catalisador (NO) participa da reação, formando um **composto intermediário** (NO_2), que facilita o andamento da reação. Note que o catalisador (NO) é recuperado na segunda reação; desse modo, podemos continuar dizendo que **o catalisador não é consumido na reação**.

• Pela adsorção dos reagentes

A decomposição do HI, a 500 °C, é catalisada por platina em pó:



A platina adsorve (isto é, retém em sua superfície) moléculas de HI. Como a platina é um metal de transição (tem a última e a penúltima camadas eletrônicas incompletas), ela é deficitária em elétrons e procura atrair as nuvens eletrônicas do hidrogênio e do iodo. Forma-se, então, um complexo ativado entre a platina e o HI, determinando um enfraquecimento da ligação entre o hidrogênio e o iodo que acelera a quebra da molécula HI e, em consequência, aumenta a velocidade da reação.



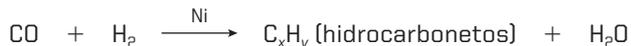
(Representação esquemática sem escala; cores-fantasia.)

Observe que, mesmo nesse caso, há formação de um composto intermediário entre o reagente (HI) e o catalisador (Pt). Por outro lado, é bom salientar que a ação catalítica não depende tanto da quantidade de catalisador, e sim da **superfície disponível de catalisador**; é por isso que a platina será tanto mais ativa quanto mais pulverizada ela estiver.

OBSERVAÇÕES

1ª Pelo que vimos nos dois mecanismos, **o catalisador sempre participa da reação**. Quando há formação de um composto intermediário, a quantidade necessária de catalisador é, às vezes, equivalente às quantidades dos próprios reagentes. Quando há adsorção dos reagentes, a quantidade de catalisador é, em geral, bem menor que as quantidades dos reagentes. Como já dissemos, **o catalisador nunca é consumido na reação**, pois sempre é “regenerado” durante o processo. Entretanto, no final do processo, o catalisador costuma ficar ou mais diluído, ou mais pulverizado, ou misturado com resíduos da reação, de modo que, às vezes, é antieconômico recuperá-lo.

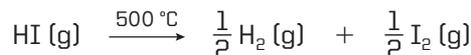
2ª Certas substâncias podem reagir seguindo caminhos diferentes, originando produtos também diferentes. Nesse caso, alguns catalisadores podem acelerar a reação em um caminho, enquanto outros catalisadores podem acelerar o processo em outro caminho. Por exemplo:



Dizemos que os catalisadores (Ni e ZnO, nesse exemplo) são **catalisadores seletivos**. Nesse caso, podemos dizer que o catalisador está **direcionando a reação química**.

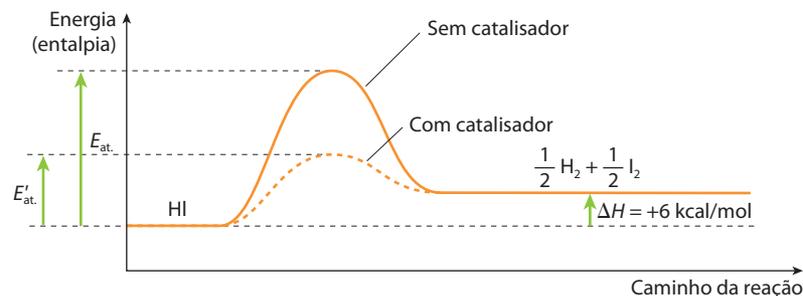
5.4. Ação do catalisador

Qualquer que seja o mecanismo da catálise, a ação do catalisador sempre é **criar para a reação um novo caminho com energia de ativação menor**. Por exemplo:



Para essa reação, a energia de ativação sem catalisador é $E_{\text{at}} = 45 \text{ kcal/mol}$, enquanto, sob a catálise da platina em pó, a energia de ativação torna-se $E'_{\text{at}} = 14 \text{ kcal/mol}$.

Graficamente, temos:



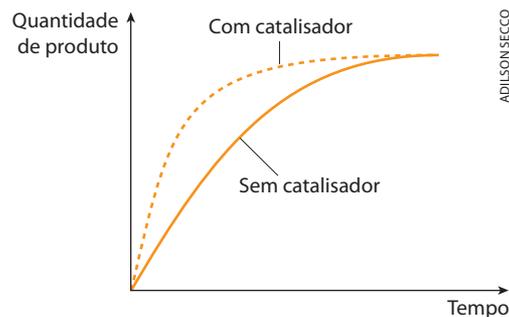
Do gráfico acima podemos tirar duas conclusões importantes:

- o catalisador nunca muda o ΔH da reação (isto é, a quantidade total de calor ou energia liberada ou absorvida pela reação);
- o catalisador age tanto na reação direta como na reação inversa.

Podemos comparar o efeito do catalisador a uma viagem de carro entre os pontos A e B. Existindo duas estradas – uma por montanhas, outra por regiões mais planas –, a segunda alternativa nos permitirá, sem dúvida, uma viagem mais rápida.



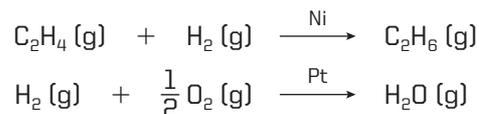
É importante também salientar que o catalisador não altera a quantidade de produto formado na reação, ou seja, não altera o **rendimento** da reação – apenas permite obter os produtos mais rapidamente, como indicamos no gráfico ao lado.



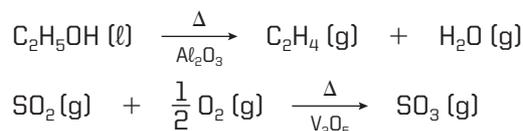
5.5. Principais catalisadores

Não há uma regra geral para determinar o melhor catalisador para uma dada reação. Essa descoberta é sempre fruto de muitas pesquisas. Porém, podemos dizer que os catalisadores mais comuns são:

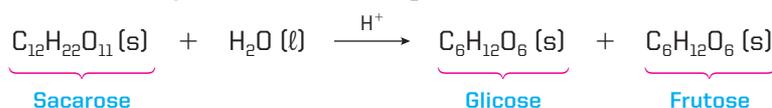
- **Metais:** especialmente metais de transição, como Co, Ni, Pd, Pt etc.



- **Óxidos metálicos:** por exemplo, Al_2O_3 , Fe_2O_3 , Co_2O_3 , V_2O_5 etc.



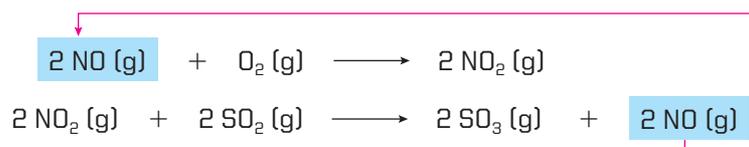
- **Ácidos:** catalisam muitas reações da Química Orgânica.



- **Bases:** também atuam como catalisadores de muitas reações.

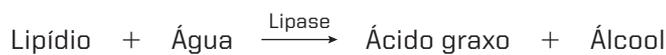


- **Substâncias que se oxidam e se reduzem facilmente:**



Nesse processo, o NO facilmente se oxida a NO₂; e este facilmente se reduz, regenerando o NO inicial e propiciando a transformação de SO₂ em SO₃.

- **Enzimas:** são catalisadores produzidos pelos seres vivos, que aceleram reações importantes para o metabolismo do próprio ser vivo. Podemos afirmar que, sem a colaboração das enzimas, seria impossível a vida dos vegetais e animais tal como a conhecemos em nosso planeta. Assim, por exemplo, em nosso tubo digestório, a enzima denominada **lipase** provoca a reação:



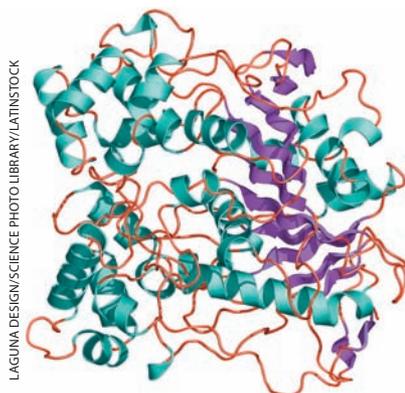
Outras enzimas são responsáveis por muitas fermentações, caseiras ou industriais, que são empregadas na fabricação de queijos, coalhadas, cervejas, etanol etc.

Outro emprego comum das enzimas é em sabões em pó, em que elas facilitam a remoção de manchas de gordura, sangue etc. dos tecidos.



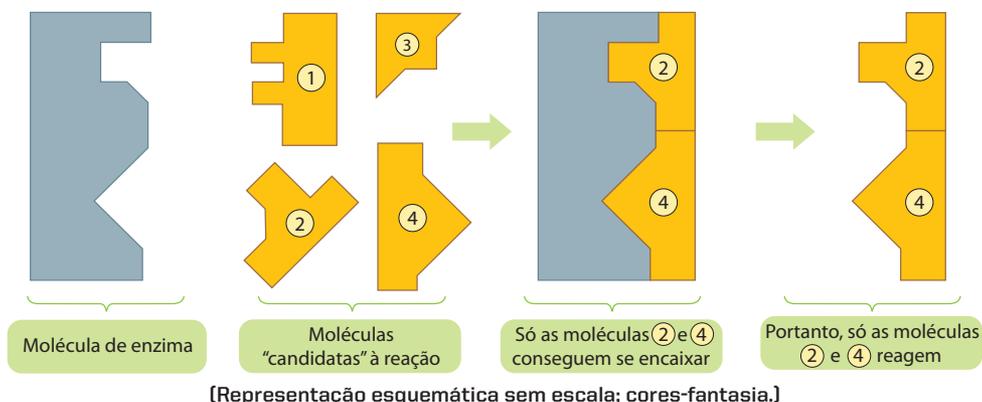
Sabões em pó contêm enzimas.

As enzimas são substâncias complexas, de natureza proteica e coloidal, que **agem de maneira muito seletiva** – isto é, só catalisam um tipo muito bem definido de reação, chegando até a “distinguir” um reagente de outro composto extremamente semelhante.



Estrutura secundária da lipase, enzima responsável pela quebra dos lipídios em ácidos graxos e glicerol. (Representação esquemática sem escala; cores-fantasia.)

Essa extraordinária especificidade decorre do fato de a enzima encaixar-se perfeitamente nas moléculas reagentes (substratos), como uma chave se encaixa na fechadura correspondente.

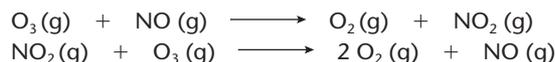


ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

Questões

Registre as respostas em seu caderno

Os óxidos de nitrogênio, NO e NO₂, emitidos pelos automóveis reagem com o ozônio, cujo mecanismo simplificado é mostrado a seguir:



- Qual é a importância do ozônio existente na estratosfera?
- Qual é a equação química que representa a reação global do processo citado?
- Observe o mecanismo apresentado. O NO e o NO₂ são efetivamente consumidos no processo?
- Pode-se considerar o processo citado uma catálise homogênea? Justifique.
- Tente explicar por que, nas grandes cidades, quando a concentração de ozônio na atmosfera é crítica, a presença de NO e NO₂ passa a ser uma das soluções para diminuir o nível crítico de ozônio.

Pesquisa

Registre as respostas em seu caderno

Pesquise sobre “como o conhecimento da cinética química é importante em sua cozinha”.

Por exemplo:

Por que algumas frutas e legumes escurecem com o passar do tempo? Como evitar ou minimizar esse fato?

Você pode encontrar informações nos seguintes sites:

- Lucinéia Cristina de Carvalho, Karina Omuro Lupetti e Orlando Fatibello-Filho. Um estudo sobre oxidação enzimática e a prevenção do escurecimento de frutas no ensino médio, *Química Nova na Escola*, nº 22, nov. 2005. Disponível em: <http://qnesc.s bq.org.br/online/qnesc22/a10.pdf>
- <http://www.cienciaviva.pt/home>, na seção “A cozinha é um laboratório”.
- Júlio Cesar de Carvalho, *Enzimas na cozinha*. Disponível em: <http://educacao.uol.com.br/planos-aula/ult3907u200.jhtm>. Acessos em: fev. 2010.

Atividade prática

Registre as respostas em seu caderno

O fenômeno da catálise

Material

- 10 mL de H₂O₂ (aq) 20 volumes
- 1 pedaço pequeno de batata crua
- 1 proveta de 10 mL
- 2 tubos de ensaio

Procedimento

- Coloque 5 mL de H₂O₂ (aq) 20 volumes em cada um dos tubos de ensaio.

- Adicione o pedaço de batata em um dos tubos de ensaio, e observe.
- Anote as observações.

Perguntas

- Sabendo que a água oxigenada sofre decomposição segundo a reação

$$2\text{H}_2\text{O}_2(\text{aq}) \longrightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\ell) + \text{O}_2(\text{g})$$
 qual a diferença observada nos dois tubos?
- O que causou essa diferença?

Exercícios básicos

Registre as respostas em seu caderno

60. (UFRGS-RS) No filme *O Náufrago*, o personagem teve de iniciar uma fogueira a partir do aquecimento de cascas secas de coco através do calor gerado pelo atrito de pedaços de madeira. Quimicamente, o atrito de pedaços de madeira serve como:

- entalpia inicial.
- catalisador.
- calor de combustão.
- inibidor.
- energia de ativação.

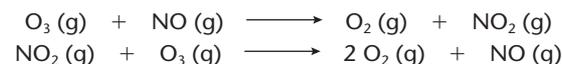
61. (Vunesp) Sobre catalisadores, são feitas as quatro afirmações seguintes.

- São substâncias que aumentam a velocidade de uma reação.
- Reduzem a energia de ativação da reação.
- As reações nas quais atuam não ocorreriam nas suas ausências.
- Enzimas são catalisadores biológicos.

Dentre essas afirmações, estão corretas apenas:

- I e II.
- II e III.
- I, II e III.
- I, II e IV.
- II, III e IV.

62. (UFMS-RS) Segundo alguns cientistas, a camada de ozônio, importante filtro dos raios ultravioleta provenientes do Sol, pode sofrer decomposição em função dos óxidos de nitrogênio emitidos pelos automóveis, de acordo com o mecanismo:



Com relação a esse mecanismo, pode-se afirmar:

- Trata-se de uma catálise heterogênea.
 - O NO (g) atua diminuindo a energia de ativação no processo de decomposição do ozônio.
 - O NO (g) não é consumido no decorrer da reação.
- Está(ão) correta(s):

- Apenas I.
- Apenas II.
- Apenas III.
- Apenas II e III.
- I, II e III.

63. (Furg-RS) As transformações químicas que ocorrem no estômago durante a ingestão de alimentos, assim como muitas reações na natureza, ocorrem através de enzimas, que são catalisadores biológicos.

Sobre catalisadores, é correto afirmar que:

- são consumidos à medida que a rapidez das reações aumenta.
- são adicionados a um substrato, mas não participam das reações.
- participam das reações químicas, mas são regenerados ao final destas.
- participam, mas não reagem quimicamente com os reagentes.
- aumentam a rapidez das reações sem, no entanto, participarem destas.

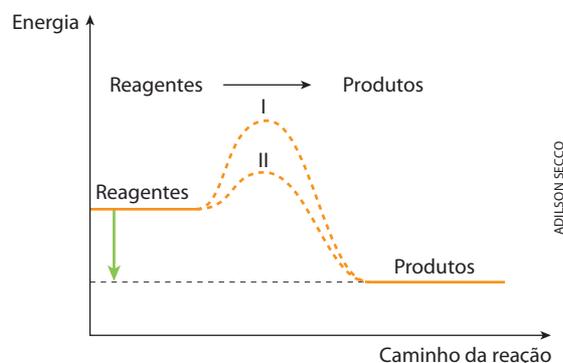
64. (Uece) Identifique a alternativa correta.

a) A síntese da água, $2\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \xrightarrow{\text{Pt}} 2\text{H}_2\text{O}(\text{g})$, catalisada pela adição de platina em pó, é uma catálise homogênea.

b) A reação entre cobre e ácido nítrico diluído, $3\text{Cu}(\text{s}) + 8\text{HNO}_3(\text{aq}) \longrightarrow 3\text{Cu}(\text{NO}_3)_2(\text{aq}) + 2\text{NO}(\text{g}) + 4\text{H}_2\text{O}(\text{l})$, se inicia com a velocidade de reação baixa, mas paulatinamente a velocidade aumenta até que a reação torna-se muito rápida. Ocorre uma autocatálise.

- O catalisador altera o ΔH da reação.
- Um catalisador acelera a reação e portanto aumenta o seu rendimento.

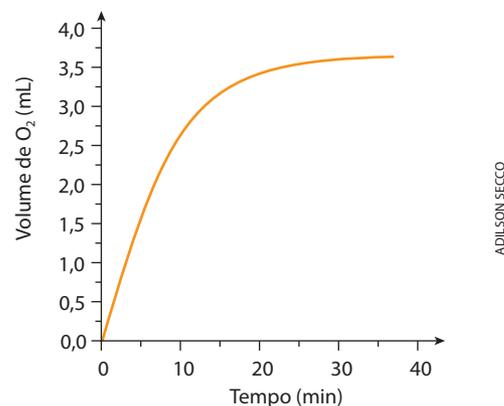
65. (FCMSCSP-SP) Considere o diagrama de energia de uma reação representado abaixo:



Os caminhos I e II têm em comum:

- o número de etapas intermediárias da reação.
- o valor da velocidade de formação dos produtos.
- o valor da energia de ativação.
- a obtenção dos mesmos produtos.
- a obtenção dos mesmos complexos ativados.

66. (UFMG) Uma solução aquosa de água oxigenada, H_2O_2 , decompôs-se, à temperatura e pressão ambientes, na presença do catalisador FeCl_3 , formando água e gás oxigênio. Verificou-se, então, que o volume de O_2 formado variava conforme mostrado no gráfico a seguir.



Considerando-se a cinética dessa reação, é **incorreto** afirmar que:

- a rapidez dessa reação diminui à medida que a concentração de H_2O_2 diminui.
- o volume de O_2 produzido até 10 minutos seria menor na ausência do catalisador.
- a rapidez de formação de O_2 diminui à medida que o tempo passa.
- a quantidade de H_2O_2 decomposta por minuto, durante o experimento, é constante.

Exercícios complementares

Registre as respostas em seu caderno

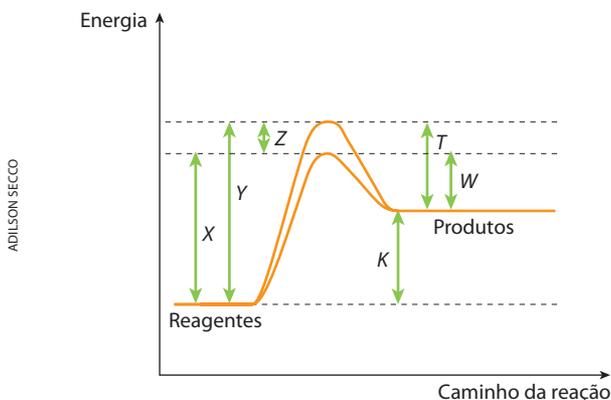
67. (UFSM-RS) Analise as afirmativas:

- I. Um remédio se dissolverá no estômago e entrará na corrente sanguínea mais lentamente na forma de pastilha do que na forma pulverizada.
- II. O aço queima lentamente no ar, que tem apenas 20% de O_2 , mas queima com chama branca no oxigênio puro.
- III. Uma enzima presente no fígado moído de boi provoca rápida decomposição da água oxigenada em água e oxigênio.

As afirmativas I, II e III exemplificam a dependência da velocidade das reações químicas, respectivamente, com:

- a) tempo reacional, temperatura e catálise.
- b) estado físico dos reagentes, concentração dos reagentes e tempo reacional.
- c) superfície de contato, tempo reacional e temperatura.
- d) superfície de contato, concentração dos reagentes e catálise.
- e) temperatura, catálise e concentração dos reagentes.

68. (PUC-Minas) Considere o diagrama de energia a seguir para uma dada reação química.



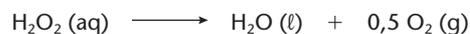
Leia com atenção as seguintes afirmativas:

- I. A reação é endotérmica.
- II. O ΔH da reação é dado por X.
- III. A energia de ativação sem catalisador é dada por Y.
- IV. O abaixamento da energia de ativação, verificado pela adição de um catalisador, é dado por Z.

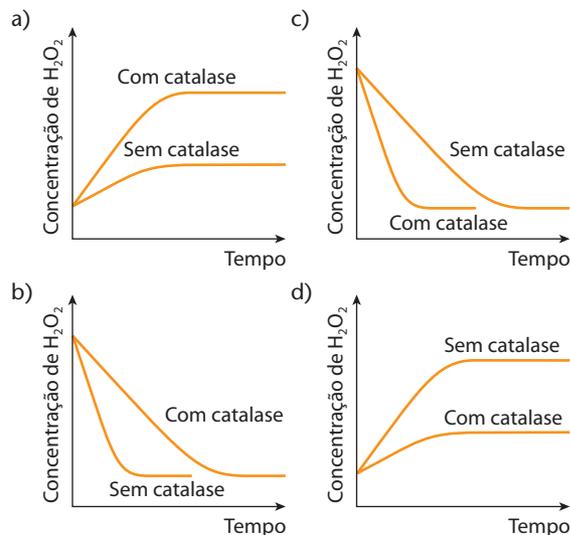
São corretas somente as afirmativas:

- a) I, III e IV.
- b) I, II e III.
- c) II, III e IV.
- d) I e II.
- e) II e IV.

69. (UFMG) A água oxigenada, H_2O_2 , é utilizada como antisséptico. O seu poder antisséptico resulta da formação de O_2 (g) em sua decomposição, que pode ser representada por:



Essa reação, muito lenta à temperatura ambiente, é consideravelmente acelerada na presença da catalase, uma enzima existente no sangue humano. Em uma determinada experiência, mediu-se a velocidade de decomposição de H_2O_2 (aq), com e sem adição de catalase. O gráfico que descreve qualitativamente os resultados encontrados nesse experimento é:



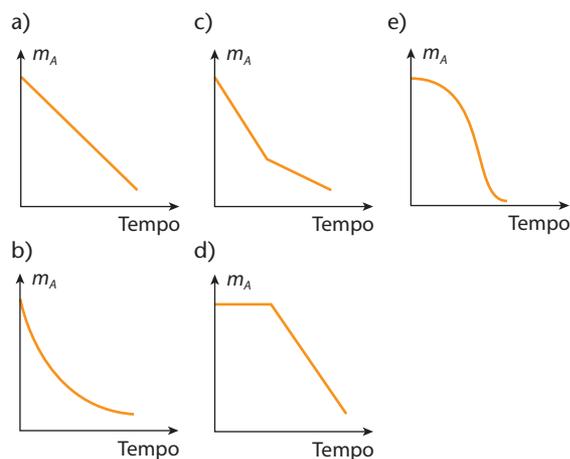
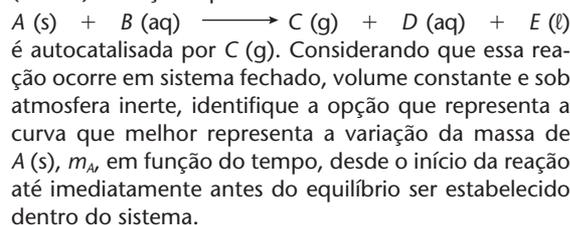
ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

70. (PUC-PR) O estudo dos fatores que influenciam na velocidade das reações químicas tem grande importância, principalmente na área industrial.

Com relação à cinética das reações químicas, identifique a alternativa incorreta.

- a) O emprego de catalisadores faz com que a entalpia da reação diminua.
- b) Após uma colisão efetiva entre moléculas, há a formação de uma espécie intermediária denominada de complexo ativado.
- c) O aumento da superfície de contato entre reagentes causa um aumento na velocidade das reações.
- d) Segundo a regra de Van't Hoff, um aumento de $10^\circ C$ faz com que a velocidade da reação dobre.
- e) A diminuição da concentração dos reagentes diminui o número de colisões efetivas, diminuindo a velocidade da reação.

71. (ITA-SP) A reação hipotética:



ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

CATALISADORES AUTOMOTIVOS

A queima da gasolina nos motores dos automóveis produz, em maior quantidade, dióxido de carbono (CO_2) e água (H_2O). Produz ainda: monóxido de carbono (CO), resultante da queima incompleta do combustível; óxidos de nitrogênio (NO_x) e dióxido de enxofre (SO_2), provenientes da queima das impurezas presentes na gasolina; vapores dos hidrocarbonetos (HC) não queimados; compostos de chumbo, quando a gasolina contém aditivos à base desse metal etc. Esses compostos são eliminados pelo escapamento do automóvel, poluindo a atmosfera. Com exceção do CO_2 e da H_2O , todos os demais são altamente nocivos à saúde humana.

Os motores a *diesel* emitem menos CO , mas bastante NO_x , SO_2 e também a **fuligem**, que é a fumaça preta característica lançada por ônibus e caminhões.

Nos carros a álcool, a quantidade de NO_x e SO_2 é desprezível, mas há eliminação de aldeídos, que também representam ameaça à saúde pública.

Se considerarmos a existência de cerca de um bilhão de veículos automotivos no mundo e também o fato de o consumo mundial de petróleo ter quadruplicado a partir de 1960, concluiremos como é importante lutar pela redução das emissões nocivas desses veículos.

A situação torna-se potencialmente grave nas grandes cidades, com condições meteorológicas que dificultam a dispersão dos gases nocivos, como é o caso da Cidade do México, de São Paulo, de Tóquio e Nova York. Em tais situações, o risco é maior para pessoas idosas com insuficiência cardiorrespiratória e para crianças asmáticas ou com pneumonia.

Para diminuir essa poluição, os automóveis modernos já têm injeção eletrônica e catalisadores nos escapamentos.

Os **catalisadores automotivos** são formados por uma colmeia de cerâmica ou de metal (também chamada **substrato** ou **suporte**), composta de milhares de minúsculos canais que perfazem uma superfície total equivalente a quatro campos de futebol. Sobre essa colmeia é impregnado aproximadamente 1,5 g de **metais preciosos**, os quais constituem o **catalisador propriamente dito**; emprega-se uma mistura de paládio-ródio, para veículos a gasolina, e uma de paládio-molibdênio, para veículos a álcool. Depois, o catalisador é enrolado numa **manta termoexpansiva**, que fixa, veda, isola termicamente e dá proteção mecânica ao componente. Por fim, o catalisador é montado dentro de uma carcaça de aço inoxidável, dando origem ao **conversor catalítico**. Esse conjunto é instalado no cano de escapamento do automóvel.

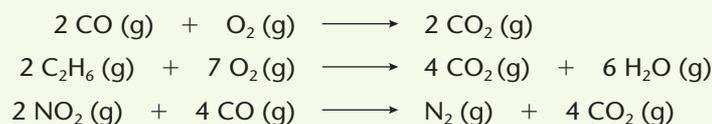


O conversor catalítico é colocado no tubo de escapamento dos automóveis.



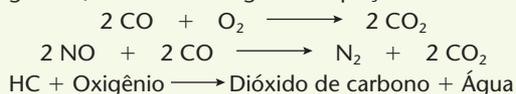
[Representação esquemática sem escala.]

O catalisador acelera as reações químicas, que transformam os poluentes (CO, NO_x, HC) em compostos menos prejudiciais à saúde (CO₂, H₂O, N₂); essas reações são, por exemplo:

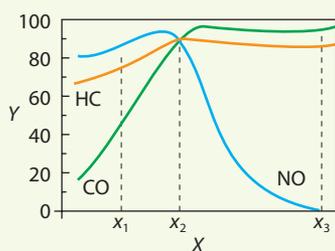


▶ **Questões sobre a leitura** ▶ Registre as respostas em seu caderno

- 72.** Explique qual é a função dos catalisadores automotivos.
- 73.** O catalisador automotivo deve ser trocado periodicamente, pois com o tempo ele deixa de funcionar. Explique por que o catalisador automotivo é uma peça cara.
- 74.** Discuta com seus colegas quais são os efeitos nocivos da ausência do catalisador nos automóveis.
- 75.** (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.

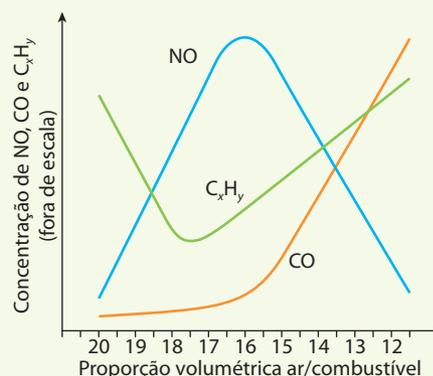


O gráfico abaixo dá a porcentagem de poluentes transformados (Y), em função da porcentagem de oxigênio (X) presente na mistura do combustível com ar.



- 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 N₂, do que se a porcentagem de oxigênio for x_1 .
- É, pois, correto o que se afirma:
- | | |
|-------------------|------------------------|
| a) em I apenas. | d) em II e III apenas. |
| b) em II apenas. | e) em I, II e III. |
| c) em III apenas. | |

- 76.** (UFMG) Descargas de veículos contêm poluentes como NO, CO, e C_xH_y (hidrocarbonetos). Duas formas de reduzir a concentração desses poluentes são: a) controlar a proporção entre ar e combustível na mistura queimada no motor; b) converter cataliticamente os poluentes em produtos inofensivos ou menos danosos ao meio ambiente.



1. Considere o gráfico. Esse gráfico representa a variação das concentrações de NO, CO e C_xH_y em função da proporção entre ar e combustível na mistura queimada. Cite a proporção volumétrica aproximada ar/combustível que levará aos efeitos listados abaixo.
 - a) Menor concentração possível de C_xH_y.
 - b) Maior concentração possível de NO.
2. A conversão catalítica envolve reações de oxirredução. No caso de NO, ocorre uma redução do nitrogênio e, nos casos de CO e C_xH_y, ocorrem oxidações do carbono. Dê a equação química balanceada de uma dessas reações.
3. Os conversores catalíticos, usados nos escapamentos dos automóveis, têm uma estrutura que sugere um grande favo de mel, com um número muito grande de buracos de forma hexagonal. Esses buracos são revestidos com material catalisador, e os gases provenientes da descarga circulam por esse favo antes de serem lançados na atmosfera. Explique o motivo pelo qual a estrutura acima descrita catalisa as reações com mais eficiência do que um conversor catalítico na forma de um tubo, revestido com o mesmo catalisador.

Muitas reações químicas começam e continuam até o consumo total de, no mínimo, um dos reagentes. Por exemplo, a queima do álcool. Mas há reações que se estabilizam (aparentemente "param") quando ainda existem reagentes disponíveis. Nesses casos, a reação atingiu um **equilíbrio**, assunto que estudaremos neste e nos dois próximos capítulos.

+

TÓPICOS DO CAPÍTULO

1

ESTUDO GERAL DOS EQUILÍBRIOS QUÍMICOS

2

CONSTANTE DE EQUILÍBRIO EM TERMOS DE PRESSÕES PARCIAIS

3

DESLOCAMENTO DO EQUILÍBRIO

LEITURA: UMA DESCOBERTA QUE MUDDO O MUNDO

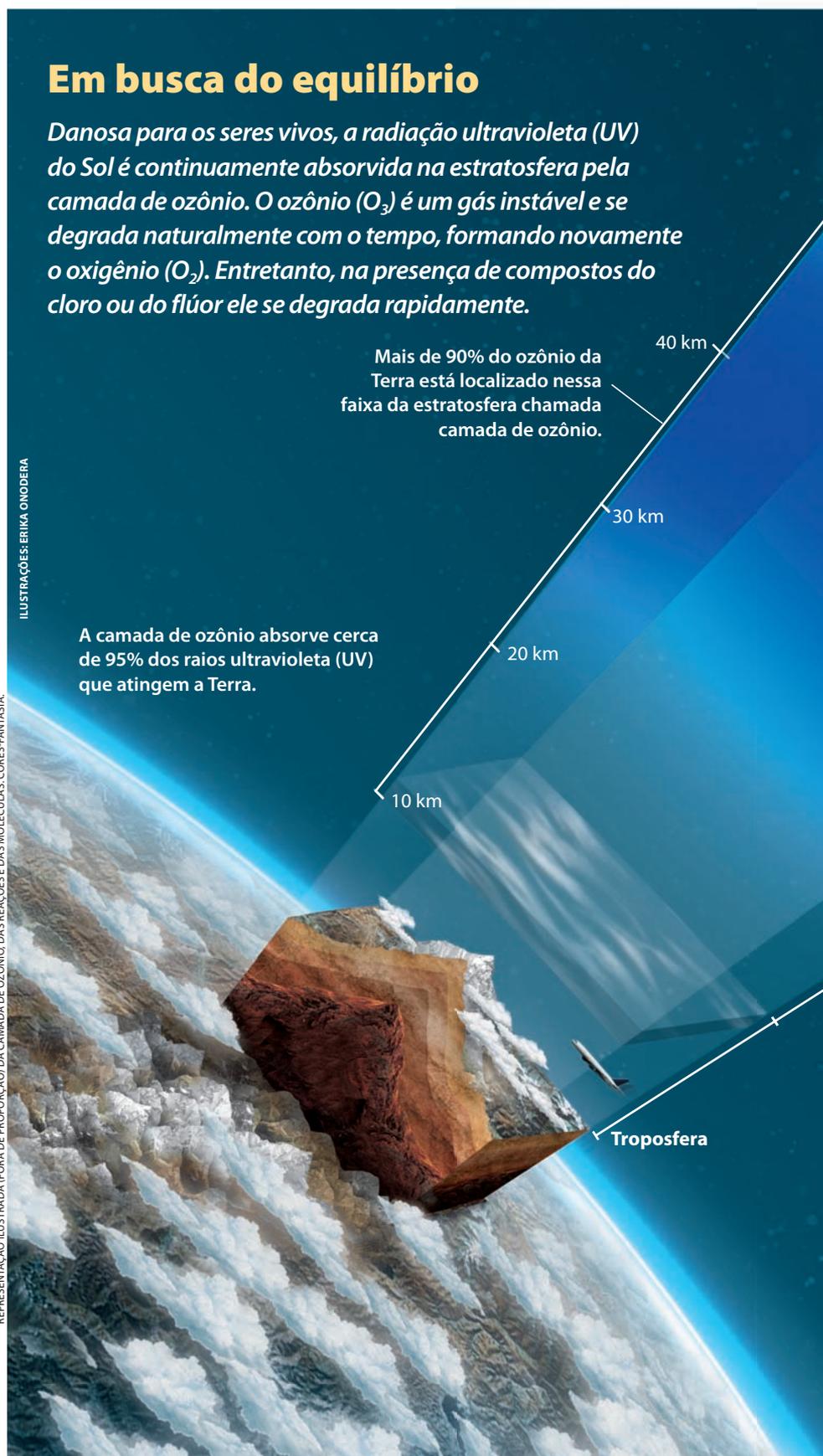
Em busca do equilíbrio

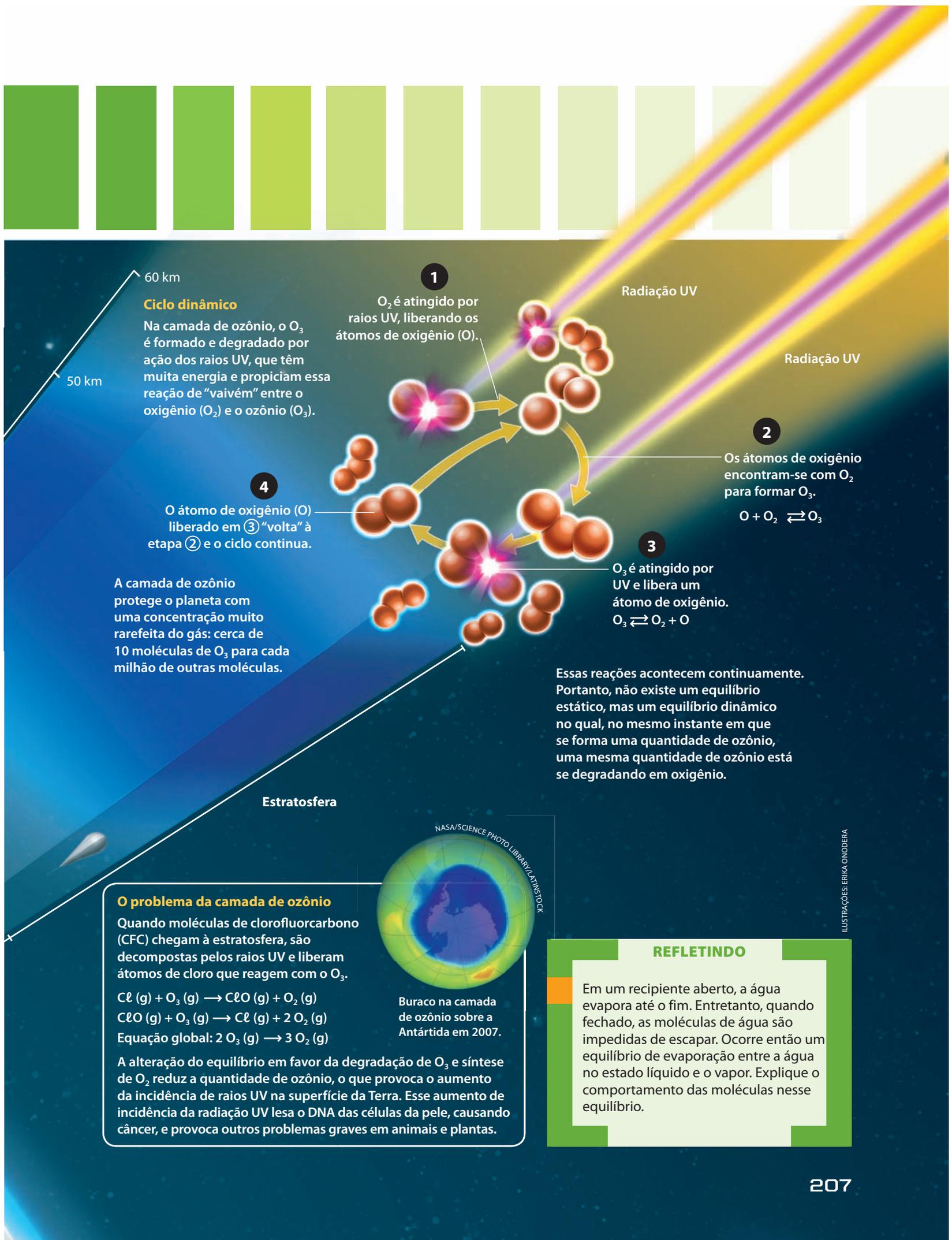
Danosa para os seres vivos, a radiação ultravioleta (UV) do Sol é continuamente absorvida na estratosfera pela camada de ozônio. O ozônio (O_3) é um gás instável e se degrada naturalmente com o tempo, formando novamente o oxigênio (O_2). Entretanto, na presença de compostos do cloro ou do flúor ele se degrada rapidamente.

Mais de 90% do ozônio da Terra está localizado nessa faixa da estratosfera chamada camada de ozônio.

A camada de ozônio absorve cerca de 95% dos raios ultravioleta (UV) que atingem a Terra.

ILUSTRAÇÕES: ERIKA ONOBERA
REPRESENTAÇÃO ILUSTRADA (FORA DE PROPORÇÃO) DA CAMADA DE OZÔNIO, DAS REAÇÕES E DAS MOLÉCULAS. CORES-FANTASIA.

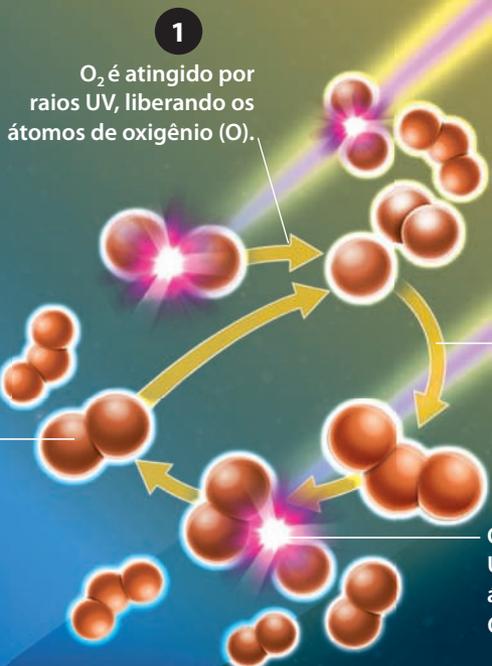




Ciclo dinâmico

Na camada de ozônio, o O₃ é formado e degradado por ação dos raios UV, que têm muita energia e propiciam essa reação de “vaivém” entre o oxigênio (O₂) e o ozônio (O₃).

60 km
50 km



1

O₂ é atingido por raios UV, liberando os átomos de oxigênio (O).

Radiação UV

2

Os átomos de oxigênio encontram-se com O₂ para formar O₃.



3

O₃ é atingido por UV e libera um átomo de oxigênio.
O₃ ⇌ O₂ + O

4

O átomo de oxigênio (O) liberado em ③ “volta” à etapa ② e o ciclo continua.

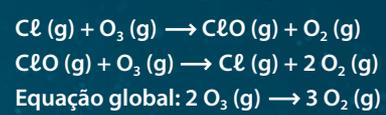
A camada de ozônio protege o planeta com uma concentração muito rarefeita do gás: cerca de 10 moléculas de O₃ para cada milhão de outras moléculas.

Essas reações acontecem continuamente. Portanto, não existe um equilíbrio estático, mas um equilíbrio dinâmico no qual, no mesmo instante em que se forma uma quantidade de ozônio, uma mesma quantidade de ozônio está se degradando em oxigênio.

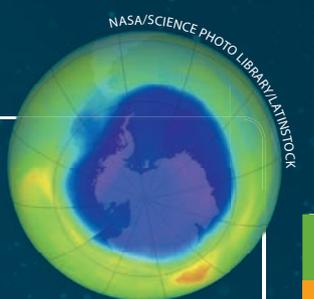
Estratosfera

O problema da camada de ozônio

Quando moléculas de clorofluorcarbono (CFC) chegam à estratosfera, são decompostas pelos raios UV e liberam átomos de cloro que reagem com o O₃.



A alteração do equilíbrio em favor da degradação de O₃ e síntese de O₂ reduz a quantidade de ozônio, o que provoca o aumento da incidência de raios UV na superfície da Terra. Esse aumento de incidência da radiação UV lesa o DNA das células da pele, causando câncer, e provoca outros problemas graves em animais e plantas.



Buraco na camada de ozônio sobre a Antártida em 2007.

REFLETINDO

Em um recipiente aberto, a água evapora até o fim. Entretanto, quando fechado, as moléculas de água são impedidas de escapar. Ocorre então um equilíbrio de evaporação entre a água no estado líquido e o vapor. Explique o comportamento das moléculas nesse equilíbrio.

ILUSTRAÇÕES: ERIKA ONOBERA

1 >>> Estudo geral dos equilíbrios químicos

1.1. Introdução

A ideia de equilíbrio químico é uma das mais importantes na Química. No entanto, é uma das ideias mais difíceis de ser entendidas. Por isso vamos iniciar nosso estudo fazendo uma analogia com a situação em que uma pessoa faz exercícios em uma esteira ergométrica:

- Quando vemos uma pessoa na esteira em funcionamento, temos a impressão de que ela **não sai do lugar**. Na verdade, ela se movimenta **para a frente**, mas realmente não sai do lugar porque a esteira se movimenta **para trás** e com a mesma velocidade. Pode-se dizer que a pessoa está num **equilíbrio dinâmico** – **equilíbrio** porque ela não sai do lugar e **dinâmico** porque a pessoa se movimenta.



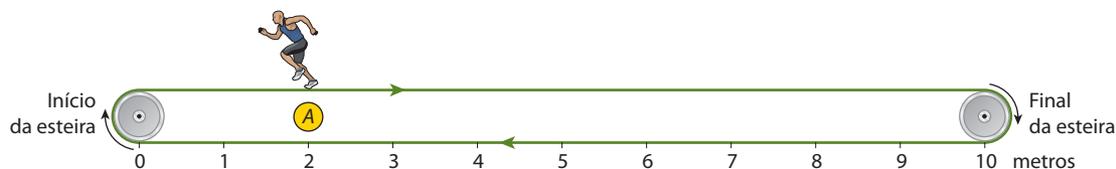
Pessoa andando na esteira.



Pessoa correndo na esteira.

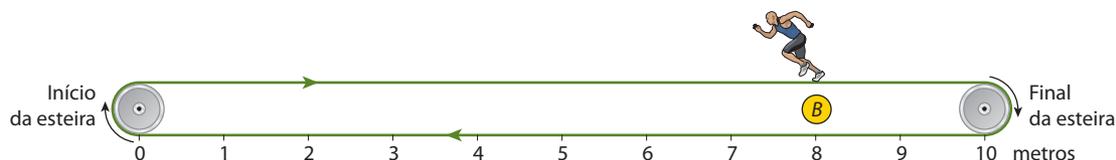
Na situação descrita, há algumas variáveis. Por exemplo, quando se **aperta** um botão, a esteira ganha **maior velocidade** e a pessoa anda (ou corre) **mais depressa**, estabelecendo-se um **novo equilíbrio dinâmico**, conforme o esquema abaixo.

Vamos imaginar agora uma esteira exageradamente longa, com 10 metros de comprimento:



A pessoa pode estar correndo em qualquer ponto da esteira – desde o início (zero metro) até o final (10 metros). Vamos então imaginar que a pessoa está correndo no ponto A, com **velocidade constante**. Trata-se de um **estado de equilíbrio dinâmico**, conforme comentamos acima.

De repente, aperta-se um botão, a esteira **acelera** e, em alguns segundos, passa para **outra velocidade**, maior que a primeira, mas que se mantém **constante** a partir daí. Nessa fração de tempo, a pessoa é **deslocada para trás**, mas reage, passando também a **correr com maior velocidade**, e volta a “parar”, agora no ponto B, onde passa a estar em um **novo equilíbrio dinâmico**, como mostramos abaixo:



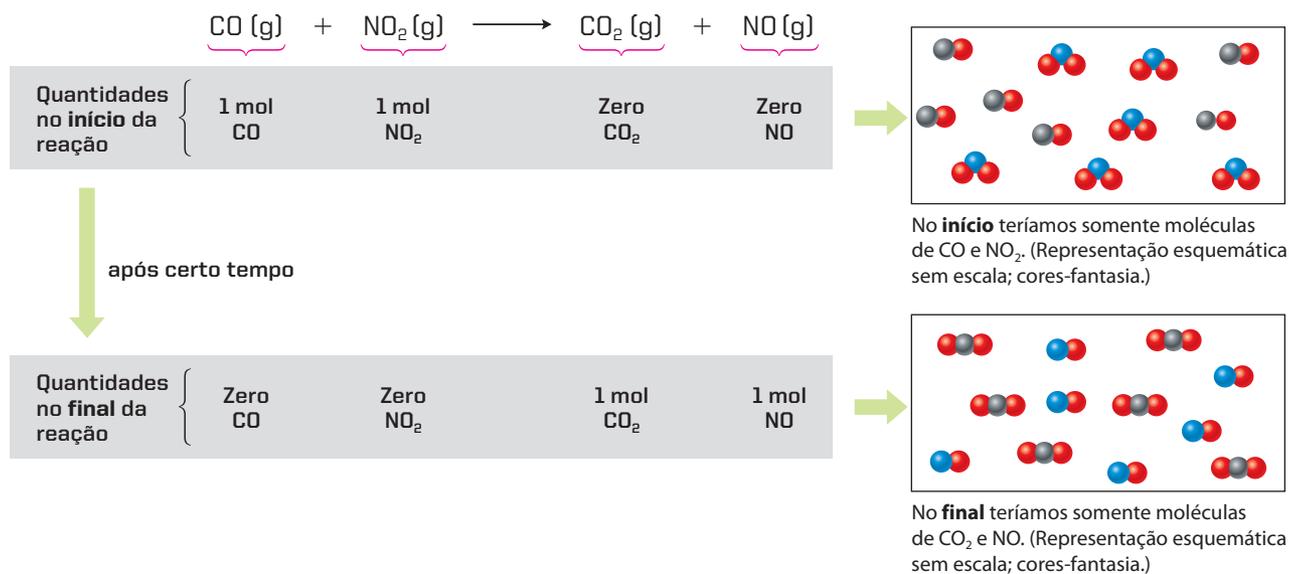
Resumindo o que acabamos de explicar, podemos dizer que, em uma esteira ergométrica:

- há um **equilíbrio**, porque a pessoa “não sai do lugar”;
- o equilíbrio é **dinâmico**, porque a pessoa e a esteira estão em movimento;
- um novo equilíbrio pode ser atingido com **velocidades maiores ou menores**, desde que simultaneamente da pessoa e da esteira;
- o **ponto de equilíbrio** pode ocorrer em qualquer ponto da esteira (imaginando uma esteira longa).

Guarde muito bem o exemplo da esteira, pois ele servirá como analogia ao longo de todo o nosso estudo dos equilíbrios químicos.

1.2. O conceito de reações reversíveis

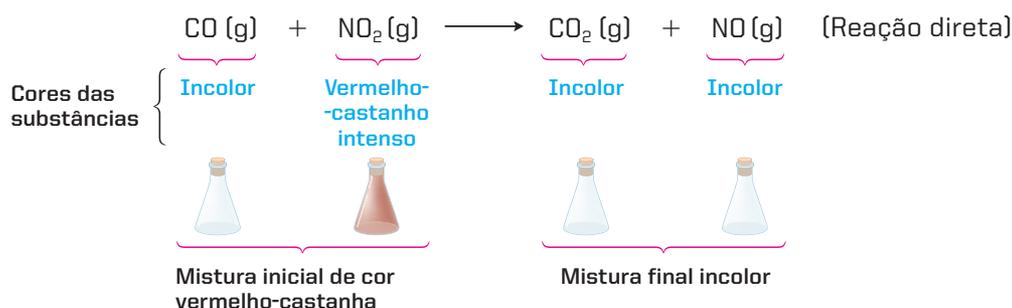
Diante de tudo o que foi explicado sobre reações químicas em nosso curso, você pode ter ficado com a ideia de que, misturados os reagentes em condições apropriadas de pressão e temperatura, a reação iria se processar até o término de um dos reagentes. Assim, por exemplo, na reação $\text{CO (g)} + \text{NO}_2 \text{(g)} \longrightarrow \text{CO}_2 \text{(g)} + \text{NO (g)}$, misturando 1 mol de CO e 1 mol de NO_2 poderíamos imaginar que aconteceria o seguinte:



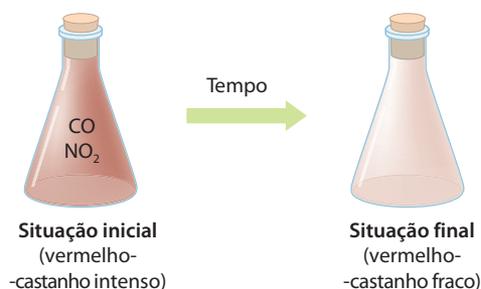
No **início** teríamos somente moléculas de CO e NO₂. (Representação esquemática sem escala; cores-fantasia.)

No **final** teríamos somente moléculas de CO₂ e NO. (Representação esquemática sem escala; cores-fantasia.)

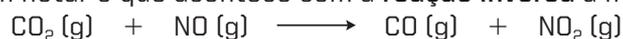
Esquematicamente:



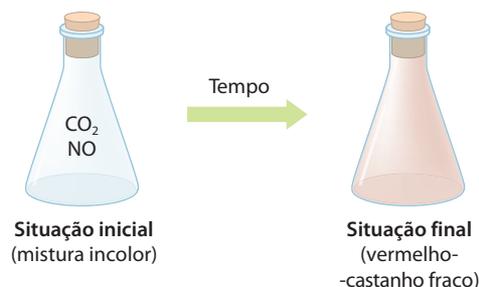
No entanto, não é isso o que acontece: o que vemos, após certo tempo, é que o sistema passa a apresentar cor **vermelho-castanha fraco**, que permanece inalterada indefinidamente (se a temperatura permanecer constante). O que terá acontecido? Será que a reação “parou pelo caminho”?



É importante também notar o que acontece com a **reação inversa** à mencionada acima, ou seja:



Misturando-se 1 mol de CO_2 e 1 mol de NO , a $600\text{ }^\circ\text{C}$, se a reação “caminhasse” até o final, o CO_2 e o NO iriam acabar e teríamos 1 mol de CO e 1 mol de NO_2 , mistura que apresentaria um vermelho-castanho intenso, devido ao NO_2 . Na realidade, porém, o sistema chega somente ao mesmo vermelho-castanho fraco obtido no final do primeiro experimento.



ADILSON SECCO

O que **realmente acontece** é que, tão logo a **reação direta** $\text{CO (g)} + \text{NO}_2 \text{(g)} \longrightarrow \text{CO}_2 \text{(g)} + \text{NO (g)}$ começa a se processar, seus produtos (CO_2 e NO) começam a reagir entre si, de acordo com a **reação inversa** $\text{CO}_2 \text{(g)} + \text{NO (g)} \longrightarrow \text{CO (g)} + \text{NO}_2 \text{(g)}$, regenerando as substâncias iniciais (CO e NO_2). Chega-se então a uma situação na qual as duas reações se contrabalançam, e **o sistema permanece como se nenhuma reação estivesse ocorrendo**; a partir desse instante, as quantidades de reagentes e de produtos permanecem inalteradas (se a temperatura permanecer constante), isto é, **a reação alcança o estado de equilíbrio**.

Assim, de modo geral, dizemos que:

Reação reversível é aquela que se processa simultaneamente nos dois sentidos.

Ou ainda:

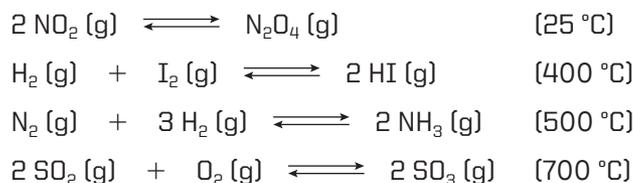
Reação reversível é a reação na qual os reagentes se transformam nos produtos, e uma parte desses produtos, à medida que se formam, regeneram os reagentes iniciais.

Uma reação reversível é indicada da seguinte maneira:



Por convenção, costumam-se representar as reações reversíveis utilizando-se **duas flechas em sentidos opostos**. Mostra-se desse modo que estão ocorrendo **simultaneamente** a reação da esquerda para a direita – chamada de **reação direta** (1) – e a da direita para a esquerda – chamada de **reação inversa** (2).

As reações reversíveis são muito comuns na Química. Outros exemplos são:

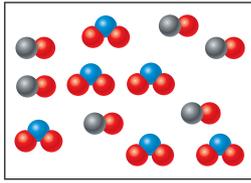


1.3. Conceito de equilíbrio químico

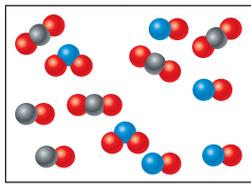
Voltando à reação $\text{CO (g)} + \text{NO}_2 \text{(g)} \rightleftharpoons \text{CO}_2 \text{(g)} + \text{NO (g)}$, vamos detalhar um pouco mais o que acontece com as quantidades dos reagentes e dos produtos, ao longo do tempo. Imaginemos uma experiência em que 1,00 mol de CO e 1,00 mol de NO_2 fossem colocados em um recipiente fechado, de 1 litro de capacidade, e mantido à temperatura constante de $600\text{ }^\circ\text{C}$. Nesse instante **inicial** da experiência, teríamos $[\text{CO}] = 1,00\text{ mol/L}$, $[\text{NO}_2] = 1,00\text{ mol/L}$ e ainda não teríamos CO_2 nem NO . Iniciada a reação, imaginemos que, com o passar do tempo, fossem obtidos os dados da tabela a seguir, na qual os valores indicados são as concentrações em mol/L de cada substância em cada instante mencionado (note que os valores da tabela seguem a estequiometria da reação):

Tempo de reação (min)	$\text{CO (g)} + \text{NO}_2 \text{ (g)} \rightleftharpoons \text{CO}_2 \text{ (g)} + \text{NO (g)}$ (600 °C)				
0	1,00	1,00	0	0	A reação vai começar
10	0,50	0,50	0,50	0,50	
20	0,32	0,32	0,68	0,68	A reação está caminhando
30	0,24	0,24	0,76	0,76	
40	0,20	0,20	0,80	0,80	A reação chegou ao equilíbrio
50	0,20	0,20	0,80	0,80	
60	0,20	0,20	0,80	0,80	

No início só existem moléculas de CO e NO₂. (Representação esquemática sem escala; cores-fantasia.)

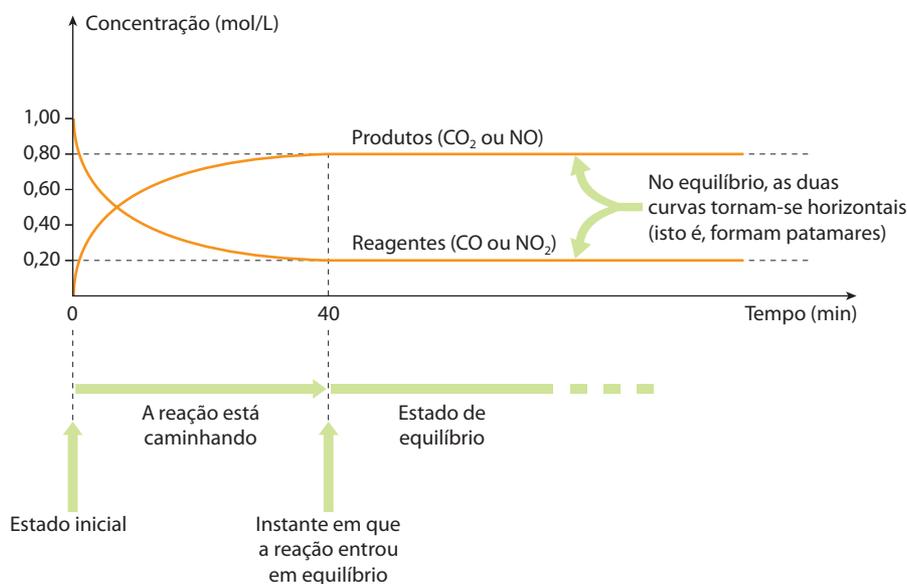


A partir do equilíbrio existe uma mistura de moléculas de CO, NO₂, CO₂ e NO. (Representação esquemática sem escala; cores-fantasia.)

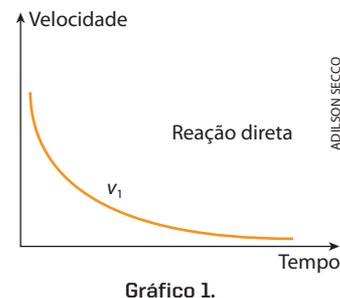


Veja que, dos 40 minutos aos 60 minutos (e mesmo daí em diante), as concentrações não mudam – dando a entender que, a partir de 40 minutos, as concentrações permanecerão indefinidamente inalteradas (se a pressão e a temperatura não mudarem).

Os valores da tabela acima podem ser traduzidos no seguinte gráfico:



E o que estará acontecendo com as velocidades das reações nesse intervalo de tempo? Nas condições da experiência, a velocidade da **reação direta** ($\text{CO} + \text{NO}_2 \longrightarrow \text{CO}_2 + \text{NO}$) é dada pela equação $v_1 = k_1 [\text{CO}][\text{NO}_2]$ e vai diminuindo com o passar do tempo, como mostramos no gráfico 1, ao lado. Isso acontece porque, com o tempo, a reação direta consome CO e NO₂, suas concentrações – [CO] e [NO₂] – vão diminuindo e, portanto, vai decrescendo a velocidade v_1 , de acordo com a fórmula da Lei Cinética.



Para a **reação inversa** ($\text{CO}_2 + \text{NO} \longrightarrow \text{CO} + \text{NO}_2$), vale a fórmula: $v_2 = k_2 [\text{CO}_2][\text{NO}]$. Agora, temos o seguinte raciocínio: à medida que a reação direta ocorre, formam-se quantidades cada vez maiores de CO_2 e NO , e suas concentrações – $[\text{CO}_2]$ e $[\text{NO}]$ – vão aumentando; conseqüentemente, v_2 aumenta, de acordo com o gráfico 2, ao lado.

Lembrando agora que as reações direta e inversa ocorrem **simultaneamente**, é fácil concluir que, diminuindo v_1 e aumentando v_2 , ao fim de um tempo t (que, no caso da tabela da página anterior, é de 40 minutos) as duas velocidades se tornam iguais, e a reação atinge o estado de **equilíbrio químico** (observe o gráfico 3, mais abaixo).

O que acontece no equilíbrio?

Entre as moléculas (isto é, em nível microscópico) continua havendo reação, tanto no sentido direto como no sentido inverso. Por isso dizemos que o equilíbrio é um **equilíbrio dinâmico**.

Considerando-se o sistema inteiro (nível macroscópico), tudo se passa como se a reação tivesse parado. De fato, se num dado intervalo de tempo dez moléculas de CO e de NO_2 forem consumidas pela reação direta, outras dez moléculas de CO e de NO_2 serão refeitas pela reação inversa; desse modo, **as quantidades** de CO , NO_2 , CO_2 e NO **permanecem inalteradas indefinidamente**. Por isso, o estado de equilíbrio é também chamado de **estado estacionário**.

Sendo assim, dizemos que:

Equilíbrio químico é o estado no qual as velocidades das reações direta e inversa se igualam.

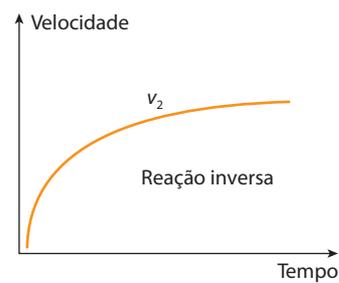


Gráfico 2.

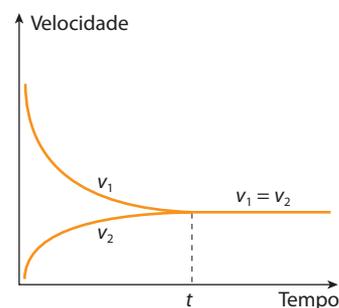


Gráfico 3.

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

VICENTE MENDONÇA



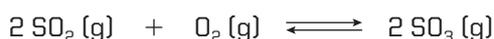
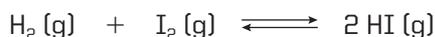
É importante notar que toda reação reversível, ocorrendo num recipiente fechado, chegará necessariamente a um estado de equilíbrio, embora isso possa demorar mais ou menos tempo. **Uma reação reversível nunca será completa**, isto é, uma parte dos reagentes sempre estará presente, em equilíbrio com os produtos.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

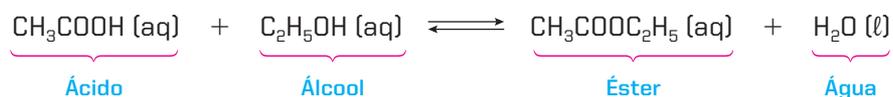
1.4. Equilíbrios homogêneos e equilíbrios heterogêneos

Equilíbrios homogêneos são os que ocorrem em reações nas quais todos os reagentes e produtos formam um sistema homogêneo.

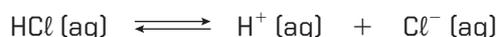
Podem acontecer em sistemas gasosos, por exemplo:



Acontecem também em soluções:

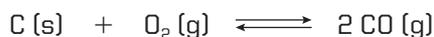


São comuns também em equilíbrios iônicos, em solução:

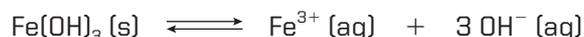


Equilíbrios heterogêneos são os que ocorrem em reações nas quais os reagentes e produtos formam um sistema heterogêneo.

Eles envolvem, em geral, substâncias sólidas e gasosas, como nos exemplos:



Ocorrem, também, entre uma solução saturada e o precipitado correspondente:



A distinção entre os equilíbrios homogêneos e os heterogêneos se faz necessária, porque as leis que iremos considerar têm aplicações um pouco diferentes, conforme o caso.

Neste capítulo faremos um **estudo geral dos equilíbrios homogêneos**, no capítulo seguinte estudaremos os **equilíbrios iônicos** e no capítulo 8 veremos os **equilíbrios heterogêneos**.



Questões

Registre as respostas em seu caderno

- No início de uma reação reversível, como variam as velocidades da reação direta e da reação inversa?
- Ao final de uma reação química, na qual o rendimento foi de 100%, pode-se dizer que se atingiu o equilíbrio químico? Justifique.
- Como se comportam as concentrações dos reagentes e dos produtos de uma reação reversível, quando no estado de equilíbrio?
- Determine a equação química que representa, em água, o equilíbrio químico existente:
 - no vinagre;
 - no leite de magnésia.Qual dos equilíbrios anteriores é heterogêneo e qual é homogêneo?

Exercícios básicos

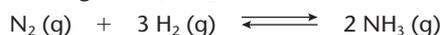
Registre as respostas em seu caderno

1. (Cefet-PR) Com relação ao equilíbrio químico, afirma-se:
- O equilíbrio químico só pode ser atingido em sistema fechado (onde não há troca de matéria com o meio ambiente).
 - Num equilíbrio químico, as propriedades macroscópicas do sistema (concentração, densidade, massa e cor) permanecem constantes.
 - Num equilíbrio químico, as propriedades microscópicas do sistema (colisões entre as moléculas, formação de complexos ativados e transformações de umas substâncias em outras) permanecem em evolução, pois o equilíbrio é dinâmico.

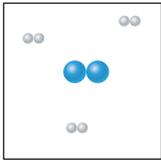
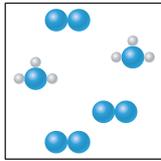
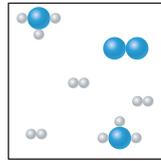
É (São) correta(s) a(s) afirmação(ões):

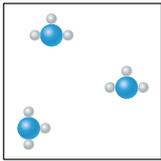
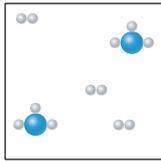
- a) Somente I e II. d) Somente I.
b) Somente I e III. e) I, II e III.
c) Somente II e III.

2. (Fuvest-SP) Em condições industrialmente apropriadas para obter amônia, juntaram-se quantidades estequiométricas dos gases N_2 e H_2 :



Depois de alcançado o equilíbrio químico, uma amostra da fase gasosa poderia ser representada (sem escala; cores-fantasia) corretamente por:

a)  c)  e) 

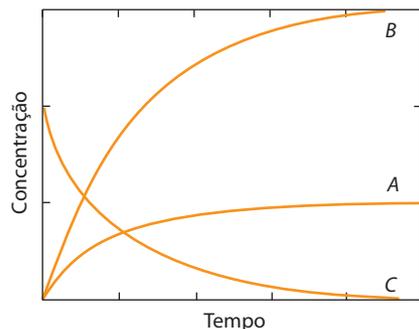
b)  d) 

Legenda:
N — esfera azul
H — esfera branca

3. (UFPE) No início do século XX, a expectativa da Primeira Guerra Mundial gerou uma grande necessidade de compostos nitrogenados. Haber foi o pioneiro na produção de amônia, a partir do nitrogênio do ar. Se a amônia for colocada num recipiente fechado, sua decomposição ocorrerá de acordo com a seguinte equação química **não balanceada**:



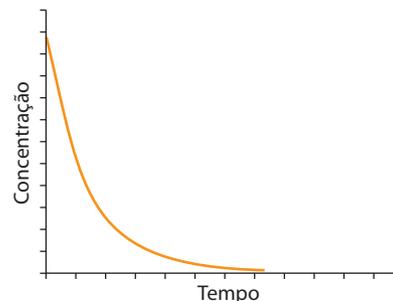
As variações das concentrações com o tempo estão ilustradas na figura abaixo.



A partir da análise da figura, podemos afirmar que as curvas A, B e C representam a variação temporal das concentrações dos seguintes componentes da reação, respectivamente:

- a) H_2 , N_2 e NH_3 . d) N_2 , H_2 e NH_3 .
b) NH_3 , H_2 e N_2 . e) H_2 , NH_3 e N_2 .
c) NH_3 , N_2 e H_2 .

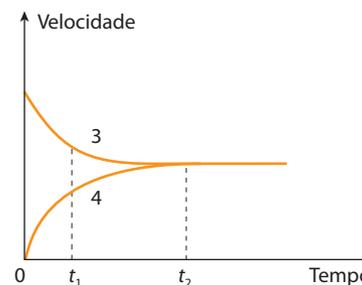
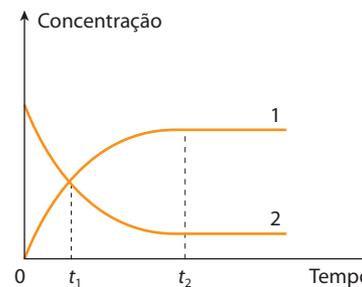
4. (UFPE) Óxidos de nitrogênio, NO_x , são substâncias de interesse ambiental, pois são responsáveis pela destruição de ozônio na atmosfera, e, portanto, suas reações são amplamente estudadas. Num dado experimento, em um recipiente fechado, a concentração de NO_2 em função do tempo apresentou o seguinte comportamento:



O papel de NO_2 nesse sistema reacional é:

- a) reagente. c) produto. e) inerte.
b) intermediário. d) catalisador.

5. (UFG-GO) Os seguintes gráficos representam variáveis de uma reação química.



Os gráficos indicam que:

- a) no instante t_1 , a velocidade da reação direta é igual à da inversa.
b) após t_2 , não ocorre reação.
c) no instante t_1 , a reação atingiu o equilíbrio.
d) a curva 4 corresponde à velocidade da reação inversa.
e) no ponto de intersecção das curvas 3 e 4, a concentração de produtos é igual à de reagentes.

ILUSTRAÇÃO: ADILSON SECCO

ADILSON SECCO

ADILSON SECCO

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

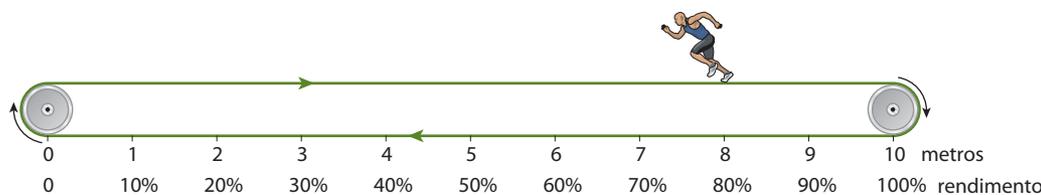
Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

1.5. Grau de equilíbrio

Na tabela dada à página 211, relativa à reação $\text{CO (g)} + \text{NO}_2 \text{(g)} \rightleftharpoons \text{CO}_2 \text{(g)} + \text{NO (g)}$ a 600°C e em recipiente fechado, vimos que, partindo-se de 1,00 mol de CO, chega-se, depois de 40 minutos, a um equilíbrio no qual ainda existem 0,20 mol de CO sem reagir. Isso indica que reagiram apenas $(1,00 - 0,20)$, ou seja, 0,80 mol de CO. Podemos então dizer que:

Se tivesse reagido 1,00 mol de CO ————— teríamos 100% de reação
Como reagiram apenas 0,80 mol de CO ————— tivemos x% de reação } $x = 80\%$

Essa porcentagem nos dá a ideia de **quanto a reação caminhou**, ou seja, qual foi a **extensão** (ou **rendimento**) da reação. Voltando à analogia com a esteira ergométrica (longa), temos:



Podemos dizer que o movimento da esteira “carregou” a pessoa até 80% do trajeto da esteira, local onde a pessoa finalmente se equilibrou.

A ideia que acabamos de apresentar é traduzida comumente pelo chamado grau de equilíbrio, cuja definição é:

Grau de equilíbrio (α) é o quociente entre a quantidade de um reagente (em mols) que realmente reagiu, até o equilíbrio, e a quantidade inicial de mols desse reagente.

Matematicamente, temos:

$$\alpha = \frac{\text{Quantidade de mols que reagiu}}{\text{Quantidade inicial de mols}}$$

Assim, para a reação mencionada, teríamos:

$$\alpha = \frac{0,80 \text{ mol de CO reagiu}}{1,00 \text{ mol inicial de CO}} \Rightarrow \alpha = 0,80$$

No mesmo exemplo, havíamos concluído que 80% de CO haviam reagido. Indicando essas porcentagens, de modo genérico, por $\alpha_{\%}$, concluímos que:

$$\alpha_{\%} = 100\alpha$$

É fácil perceber também que:

$$0 < \alpha < 1 \quad \text{e} \quad 0 < \alpha_{\%} < 100\%$$

Resumindo:

- α próximo de 1 (ou $\alpha_{\%}$ próximo de 100%) indica que, no equilíbrio, sobram apenas pequenas quantidades de reagentes, enquanto se formam grandes quantidades de produtos – dizemos, por isso, que a **extensão** (ou **rendimento**) da reação é grande;
- α próximo de zero (ou $\alpha_{\%}$ próximo de zero) indica a situação oposta, isto é: no equilíbrio, sobram grandes quantidades de reagentes (sem reagir), enquanto a formação de produtos é pequena – a reação tem uma **extensão** (ou **rendimento**) reduzida.

Por fim, devemos avisar que o grau de equilíbrio costuma receber nomes particulares, de acordo com o tipo de reação considerado. Por exemplo:



Essa reação é chamada de **dissociação térmica da água**; conseqüentemente, α será chamado **grau de dissociação térmica** da água.

1.6. Constante de equilíbrio

Vamos retomar a reação reversível:



Vamos supor que essa reação esteja ocorrendo num recipiente fechado, mantido à temperatura constante de 600 °C. Vimos, nas páginas 211 e 212, que:

- a velocidade da reação direta é: $v_1 = k_1 [\text{CO}][\text{NO}_2]$
- a velocidade da reação inversa é: $v_2 = k_2 [\text{CO}_2][\text{NO}]$
- no equilíbrio, essas velocidades são iguais ($v_1 = v_2$), resultando, pois:

$$k_1 [\text{CO}][\text{NO}_2] = k_2 [\text{CO}_2][\text{NO}] \Rightarrow \frac{k_1}{k_2} = \frac{[\text{CO}_2][\text{NO}]}{[\text{CO}][\text{NO}_2]}$$

Considerando que k_1 e k_2 são valores constantes, concluímos que o quociente $\frac{k_1}{k_2}$ também é constante. Esse quociente é representado por K_c e é chamado de **constante de equilíbrio** – ou, mais precisamente, **constante de equilíbrio em termos de concentrações em mol/L**, já que os valores $[\text{CO}]$, $[\text{NO}_2]$, $[\text{CO}_2]$ e $[\text{NO}]$ representam as concentrações em mol/L (molaridades) dessas substâncias. Portanto:

$$K_c = \frac{k_1}{k_2} \Rightarrow K_c = \frac{[\text{CO}_2][\text{NO}]}{[\text{CO}][\text{NO}_2]}$$

Produtos
Reagentes

O valor numérico de K_c é calculado experimentalmente. Exemplificando esse cálculo, vamos imaginar o seguinte experimento:

1º experimento	CO (g)	+	NO ₂ (g)	\rightleftharpoons	CO ₂ (g)	+	NO (g)	
Concentrações iniciais (mol/L)	1,00		1,00		0		0	
Concentrações no equilíbrio (mol/L)	0,20		0,20		0,80		0,80	$\Rightarrow K_c = \frac{0,80 \cdot 0,80}{0,20 \cdot 0,20} = 16$

Vamos imaginar agora um 2º experimento, feito à **mesma temperatura**, porém com maior quantidade de CO:

2º experimento	CO (g)	+	NO ₂ (g)	\rightleftharpoons	CO ₂ (g)	+	NO (g)	
Concentrações iniciais (mol/L)	2,00		1,00		0		0	
Concentrações no equilíbrio (mol/L)	1,053		0,053		0,947		0,947	$\Rightarrow K_c = \frac{0,947 \cdot 0,947}{1,053 \cdot 0,053} = 16$

No 1º experimento, partimos de 1,00 mol de CO e 1,00 mol de NO₂. No 2º experimento, partimos de quantidades diferentes das usadas no 1º experimento (agora são 2,00 mol de CO e 1,00 mol de NO₂). Por esse motivo chegamos a um **estado de equilíbrio diferente** – com concentrações em mol/L de equilíbrios diferentes para $[\text{CO}]$, $[\text{NO}_2]$, $[\text{CO}_2]$ e $[\text{NO}]$; mas, calculando o valor numérico de K_c , chegamos ao mesmo resultado ($K_c = 16$). Essa é a característica mais importante da constante de equilíbrio: pode haver uma **infinitude** de estados de equilíbrio diferentes, mas o valor numérico de K_c permanece constante enquanto a **temperatura se mantiver inalterada** (a influência da temperatura será explicada mais adiante).

Outros exemplos:



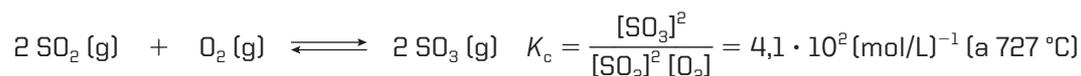
Portanto a expressão de K_c para uma reação genérica será:



Essa fórmula representa a chamada **Lei da Ação das Massas** (ou **Lei de Guldberg-Waage**) para o equilíbrio químico e pode ser enunciada da seguinte maneira:

A constante de equilíbrio em função das concentrações em mol/L é o produto das concentrações dos produtos da reação dividido pelo produto das concentrações dos reagentes, todas elevadas a expoentes iguais aos seus coeficientes na equação química considerada.

Como já comentamos anteriormente, as leis da Ciência somente valem dentro de certos limites. Assim acontece também com a constante de equilíbrio: do modo como foi definida, K_c é válida apenas para sistemas **homogêneos e ideais** (soluções diluídas, gases a baixa pressão etc.). Além disso, o valor de K_c permanece constante apenas quando os participantes da reação estão **realmente em equilíbrio**, em um **recipiente fechado** e mantido a uma **temperatura constante**. Por exemplo:



Fora do equilíbrio, a fração $\frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{SO}_2]^2 [\text{O}_2]}$ tem um valor diferente de K_c . Essa fração costuma ser chamada

de **quociente da reação**, e é representada por Q_r . Podemos então dizer, para a reação acima, que:

- no equilíbrio, temos: $Q_r = K_c = 4,1 \cdot 10^2$
- fora do equilíbrio, temos: $Q_r \neq K_c = 4,1 \cdot 10^2$

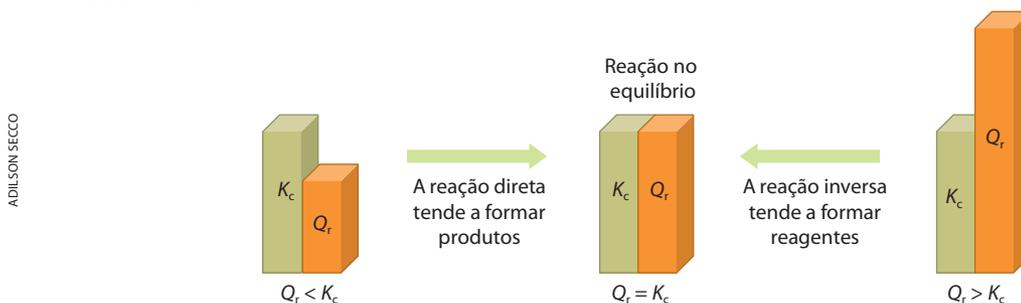
Detalhando um pouco mais, podemos ainda dizer que:

- quando $Q_r < K_c = 4,1 \cdot 10^2$, conclui-se que há **mais reagentes** e **menos produtos** que os esperados no equilíbrio, ou seja, a reação **ainda não chegou ao equilíbrio**;
- quando $Q_r > K_c = 4,1 \cdot 10^2$, conclui-se que há **mais produtos** e **menos reagentes** que os esperados no equilíbrio, isto é, a reação teria **ultrapassado** o ponto de equilíbrio; uma vez que isso não pode acontecer, a reação seria "obrigada" a voltar ao equilíbrio (assim como um boneco do tipo João-teimoso).



Um boneco do tipo João-teimoso pode ser empurrado, mas ele acaba voltando à posição de equilíbrio.

Resumindo:



Cato Maximilian Guldberg e Peter Waage

Guldberg (à direita na foto), químico e matemático norueguês, nasceu em 1836 e faleceu em 1902. Waage (à esquerda na foto), médico e químico norueguês, nasceu em 1833 e faleceu em 1900. Ambos lecionaram na Universidade de Oslo – Guldberg, como professor de Matemática, e Waage, como professor de Química. Trabalharam juntos e dedicaram especial atenção aos aspectos cinéticos das reações químicas. Em 1864, publicaram em norueguês (e em 1867 traduziram para o francês) o *Estudo sobre as afinidades químicas*, no qual propuseram a **Lei da Ação das Massas**, hoje também conhecida como **Lei de Guldberg-Waage**. Considerando que no século XIX os químicos se preocupavam principalmente com a síntese e a análise de compostos orgânicos e inorgânicos, podemos dizer que Guldberg e Waage se alinharam aos pioneiros que se preocuparam em entender o próprio andamento das reações químicas. Isso, sem dúvida, contribuiu para o nascimento da Físico-Química.



Questões

Registre as respostas em seu caderno

- O que é necessário saber para verificar se um sistema está ou não em equilíbrio, a uma determinada temperatura?
- O que indica um valor elevado para K_c ?
- O que significa o quociente da reação (Q_r) ser menor que a constante de equilíbrio (K_c)?

Exercícios básicos

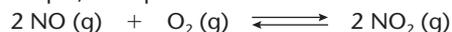
Registre as respostas em seu caderno

Aprendendo a escrever a expressão de K_c

Atenção: Para resolver os problemas sobre equilíbrio químico, você deverá aprender, de início, a escrever corretamente a expressão matemática de K_c , lembrando sempre que:

$$K_c = \frac{[\text{Produtos}]}{[\text{Reagentes}]}$$

Por exemplo, no equilíbrio



temos:

$$K_c = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{NO}]^2 [\text{O}_2]}$$

Note que os **coeficientes da equação química** serão os **expoentes da expressão** de K_c .

- Escreva as expressões matemáticas da constante K_c , dando as respectivas unidades, dos seguintes equilíbrios em fase gasosa:
 - $\text{N}_2\text{O}_4 \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2$
 - $2 \text{CO} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2 \text{CO}_2$
 - $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightleftharpoons 2 \text{HI}$
 - $2 \text{N}_2\text{H}_4 + 2 \text{NO}_2 \rightleftharpoons 3 \text{N}_2 + 4 \text{H}_2\text{O}$

Observação: N_2H_4 chama-se **hidrazina** e é usada como combustível em foguetes.

- (UFPE) Considere o sistema abaixo em equilíbrio.

$$2 \text{HI} (\text{g}) \rightleftharpoons \text{H}_2 (\text{g}) + \text{I}_2 (\text{g}) \quad K_c = 0,02$$
 Qual a constante de equilíbrio da reação inversa nas mesmas condições?
- (Uece) A 1.200°C , K_c é igual a 8 para a reação:

$$\text{NO}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons \text{NO} (\text{g}) + \frac{1}{2} \text{O}_2 (\text{g})$$
 Calcule K_c para:
 - 16
 - 4
 - 32
 - 64
- (FFCMPA-RS) Se a constante estequiométrica de equilíbrio da reação $2 \text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2 \text{SO}_3$ é igual a K_1 , pode-se afirmar que, na mesma temperatura, a reação $\text{SO}_3 \rightleftharpoons \text{SO}_2 + \frac{1}{2} \text{O}_2$ terá uma constante estequiométrica de equilíbrio igual a:
 - $\frac{K_1}{2}$
 - $\frac{1}{K_1}$
 - $\frac{1}{2K_1}$
 - $\frac{2}{K_1}$
 - $\frac{1}{\sqrt{K_1}}$

10. (PUC-RS) É dada a seguinte expressão da constante de equilíbrio em termos de concentração de produtos e reagentes:

$$K_c = \frac{[\text{NO}]^2 \cdot [\text{O}_2]}{[\text{NO}_2]^2}$$

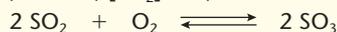
A equação química que pode ser representada por essa expressão é:

- a) $2 \text{NO}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO} (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g})$
 b) $2 \text{NO} (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2 (\text{g})$
 c) $\text{NO}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO} (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g})$
 d) $2 \text{NO}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons \text{NO} (\text{g}) + \text{O} (\text{g})$
 e) $\text{NO} (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2 (\text{g})$

Cálculo de K_c a partir das concentrações já em equilíbrio

Exercício resolvido

11. (FEI-SP) Calcule a constante de equilíbrio, em termos de concentração, para a reação representada pela equação química abaixo, sabendo que nas condições de temperatura e pressão em que se encontra o sistema existem as seguintes concentrações dos compostos presentes no equilíbrio: $[\text{SO}_3] = 0,1 \text{ mol/L}$; $[\text{O}_2] = 1,5 \text{ mol/L}$; $[\text{SO}_2] = 1,0 \text{ mol/L}$.



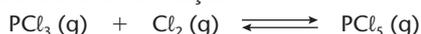
Resolução

A expressão de K_c é: $K_c = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{SO}_2]^2 [\text{O}_2]}$

Como já foram dadas as concentrações em mol/L (ou molaridades) no equilíbrio, basta aplicar a fórmula matemática acima:

$$K_c = \frac{(0,1)^2}{(1,0)^2 \cdot (1,5)} \Rightarrow K_c = 0,0066 \text{ (mol/L)}^{-1}$$

12. (UnB-DF) O pentacloreto de fósforo é um reagente muito importante em Química orgânica. Ele é preparado em fase gasosa através da reação:



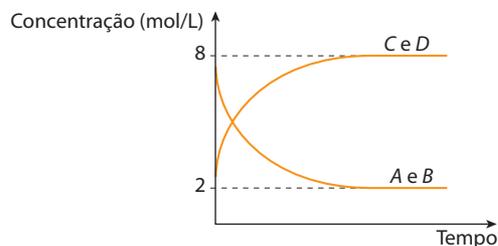
Um frasco de 3,00 L contém as seguintes quantidades de equilíbrio, a 200 °C: 0,120 mol de PCl_5 ; 0,600 mol de PCl_3 ; e 0,0120 mol de Cl_2 . Calcule o valor da constante de equilíbrio, em $(\text{mol/L})^{-1}$, a essa temperatura.

Sugestão: Com as quantidades de mols e o volume do recipiente, calcule as concentrações em mol/L das substâncias; depois siga o exercício resolvido anterior.

13. (UFV-MG) Considere uma reação hipotética:



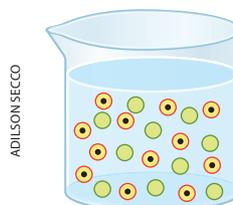
O gráfico da variação da concentração dos reagentes e produtos, em função do tempo, a uma dada temperatura, é mostrado abaixo.



A constante de equilíbrio para a reação é:

- a) 4. b) $\frac{1}{16}$. c) $\frac{1}{4}$. d) 6. e) 16.

14. (UEL-PR) A figura seguinte representa a quantidade de moléculas de frutose e glicose, em solução aquosa, a 25 °C e em equilíbrio químico, de acordo com a equação:



Dados: volume da solução igual a 3,0 L

- representação (sem escala; cores-fantasia) de 1 molécula de frutose
- representação (sem escala; cores-fantasia) de 1 molécula de glicose

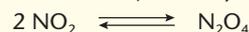
A constante de equilíbrio a 25 °C para a reação é igual a:

- a) 0,40. c) 0,28. e) 1,00.
 b) 0,83. d) 1,20.

Cálculo de K_c a partir das massas já em equilíbrio

Exercício resolvido

15. (Faap-SP) Em um recipiente de 500 mL, encontram-se, em condições de equilíbrio, 0,48 g de NO_2 e 2 g de N_2O_4 . Calcule a constante de equilíbrio, em termos de concentração, para a reação abaixo (massas atômicas: N = 14; O = 16).



Resolução

Vamos inicialmente calcular a quantidade em mols de cada substância:

- para NO_2 :

$$n = \frac{m}{M} = \frac{0,48}{46} \Rightarrow n = 0,0104 \text{ mol de } \text{NO}_2$$

- para N_2O_4 :

$$n = \frac{m}{M} = \frac{2}{92} \Rightarrow n = 0,0217 \text{ mol de } \text{N}_2\text{O}_4$$

Considerando que o volume dado é 500 mL, ou 0,5 L, vamos calcular a concentração em mol/L de cada substância:

- para NO_2 :

$$[\text{NO}_2] = \frac{n}{V} = \frac{0,0104}{0,5} \Rightarrow [\text{NO}_2] = 0,0208 \text{ mol/L}$$

- para N_2O_4 :

$$[\text{N}_2\text{O}_4] = \frac{n}{V} = \frac{0,0217}{0,5} \Rightarrow [\text{N}_2\text{O}_4] = 0,0434 \text{ mol/L}$$

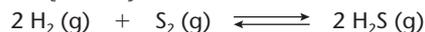
Escrevendo a expressão de K_c e substituindo esses valores, temos:

$$K_c = \frac{[\text{N}_2\text{O}_4]}{[\text{NO}_2]^2} = \frac{0,0434}{(0,0208)^2} \Rightarrow K_c \approx 0,01 \text{ (mol/L)}^{-1}$$

Observação: Outra alternativa para o cálculo das concentrações em mol/L seria a aplicação direta da fórmula da molaridade:

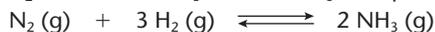
$$m = \frac{m}{MV}$$

16. Calcule o K_c da reação



a 750 °C, sabendo que num recipiente de 90 L de capacidade estão em equilíbrio 13,7 g de hidrogênio, $9,2 \cdot 10^{-3}$ g de enxofre e 285,6 g de sulfidreto (massas atômicas: H = 1; S = 32).

17. Em um recipiente de 10 L, estão em equilíbrio, a 727 °C e sob pressão total de 224 atm, 3,74 L de N_2 , 5,89 L de H_2 e 0,37 L de NH_3 . Calcule o K_c do equilíbrio



nas condições da experiência ($R = 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}}$).

Sugestão: Considerando que foram dados os volumes parciais dos gases componentes da mistura, podemos calcular seus números de mols pela fórmula $PV = nRT$. A seguir, dividimos cada número de mols pelo volume total da mistura e obtemos as concentrações em mol/L. Por fim, aplicamos a fórmula de K_c e obtemos a resposta pedida.

Cálculo das concentrações em equilíbrio a partir do valor de K_c

Exercício resolvido

18. No equilíbrio $2 \text{HI}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g})$, encontramos as seguintes concentrações: 10 mol/L de H_2 e 0,01 mol/L de I_2 . Qual é a concentração em mol/L do HI, sabendo que, nas condições de experiência, K_c vale 10^{-3} ?

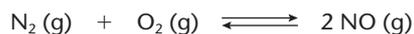
Resolução

De certa forma, podemos dizer que esse problema é inverso aos anteriores, já que é dado o valor de K_c e pedida uma das concentrações em mol/L. Escrevendo a expressão de K_c e substituindo os valores dados, temos:

$$K_c = \frac{[\text{H}_2][\text{I}_2]}{[\text{HI}]^2}$$

$$10^{-3} = \frac{10 \cdot 0,01}{[\text{HI}]^2} \Rightarrow [\text{HI}] = 10 \text{ mol/L}$$

19. (Fuvest-SP) A altas temperaturas, N_2 reage com O_2 produzindo NO, um poluente atmosférico:



À temperatura de 2.000 K, a constante do equilíbrio acima é igual a $4,0 \cdot 10^{-4}$. Nessa temperatura, se as concentrações de equilíbrio de N_2 e O_2 forem, respectivamente, $4,0 \cdot 10^{-3}$ e $1,0 \cdot 10^{-3}$ mol/L, qual será a de NO?

- a) $1,6 \cdot 10^{-9}$ mol/L d) $4,0 \cdot 10^{-5}$ mol/L
b) $4,0 \cdot 10^{-9}$ mol/L e) $1,6 \cdot 10^{-4}$ mol/L
c) $1,0 \cdot 10^{-5}$ mol/L

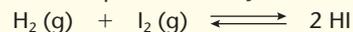
20. (UFPA) Sabendo-se que K é igual a 69 para a reação $\text{N}_2 + 3 \text{H}_2 \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3$ a 500 °C e que a análise de um recipiente de 7 L mostrou que a 500 °C se encontravam presentes, no estado de equilíbrio, 3,71 mols de hidrogênio e 4,55 mols de amoníaco, então o número de mols de nitrogênio presente no recipiente é:

- a) 0,144. d) 0,510.
b) 0,288. e) 0,653.
c) 0,414.

Confirmando o equilíbrio

Exercício resolvido

21. Em um recipiente de 2,0 L foram colocados, a 448 °C, $1,0 \cdot 10^{-2}$ mol de H_2 , $3,0 \cdot 10^{-2}$ mol de I_2 e $2,0 \cdot 10^{-2}$ mol de HI. Considerando que, naquela temperatura, a constante de equilíbrio da reação:



vale $K_c = 50,5$, perguntamos se as quantidades mencionadas estão em equilíbrio. Caso contrário, em que sentido (para a esquerda ou para a direita) a reação deve ocorrer, preferencialmente, até atingir o equilíbrio?

Resolução

As quantidades dadas correspondem às seguintes

concentrações molares ($m = \frac{n}{V}$)

$$\bullet [\text{H}_2] = \frac{1,0 \cdot 10^{-2}}{2} \Rightarrow [\text{H}_2] = 0,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$\bullet [\text{I}_2] = \frac{3,0 \cdot 10^{-2}}{2} \Rightarrow [\text{I}_2] = 1,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$\bullet [\text{HI}] = \frac{2,0 \cdot 10^{-2}}{2} \Rightarrow [\text{HI}] = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

Substituindo esses valores na fração $\frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2][\text{I}_2]}$ (quociente da reação), temos:

$$Q_r = \frac{(1,0 \cdot 10^{-2})^2}{(0,5 \cdot 10^{-2}) \cdot (1,5 \cdot 10^{-2})}$$

$$Q_r = \frac{1}{0,5 \cdot 1,5} \Rightarrow Q_r = 1,333$$

Como esse resultado ($Q_r = 1,333$) é diferente do valor dado ($K_c = 50,5$), concluímos que o sistema não está em equilíbrio.

Matematicamente, o quociente da reação deverá aumentar, para que de 1,333 ele venha a atingir 50,5; ora, isso só ocorrerá com o aumento do numerador da fração (isto é, [HI]) e a diminuição do denominador (isto é, $[\text{H}_2]$ e $[\text{I}_2]$); consequentemente, a reação caminhará da esquerda para a direita ($\text{H}_2 + \text{I}_2 \longrightarrow 2 \text{HI}$).

Generalizando:

- quando $Q_r < K_c$, o sentido da reação é para a direita (\longrightarrow);
- quando $Q_r = K_c$, a reação está em equilíbrio;
- quando $Q_r > K_c$, o sentido da reação é para a esquerda (\longleftarrow).

22. (Mackenzie-SP)

		Sistema				
		I	II	III	IV	V
Concentrações (mol/L)	AB	0,9	2,9	1,2	1,0	2,4
	CD	0,6	0,54	0,3	0,4	1,2

Para a reação $\text{AB}(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{CD}(\text{g})$, a constante de equilíbrio é igual a 0,4, a 100 °C. Na tabela acima, constam as concentrações de AB e CD, em cinco sistemas diferentes, todos a 100 °C. Dentre eles, qual o único sistema que se encontra em equilíbrio?

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

Cálculo de K_c a partir de dados gerais sobre o equilíbrio

Exercício resolvido

- 23.** Um mol de hidrogênio e 1 mol de iodo são misturados a 500 °C. As substâncias reagem e, após certo tempo, chega-se a um equilíbrio, em que se constata a presença de 0,22 mol de hidrogênio residual. Qual é a constante de equilíbrio (K_c) nessas condições?

Resolução

O equilíbrio mencionado nesse caso é: $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{HI}(\text{g})$ (500 °C)

Para simplificar a resolução deste problema e dos que se seguem, vamos propor a seguinte **tabela de cálculo**, para obter as **concentrações em mol/L no equilíbrio**, que serão usadas na fórmula de K_c :

	H_2	+	I_2	\rightleftharpoons	2HI
Quantidade inicial de mols					
Quantidade de mols que reage e é produzida	Mols que reagem \rightarrow		Mols que são produzidos (Esta linha sempre obedece à equação e é obtida por cálculo estequiométrico.)		
Quantidade de mols no equilíbrio					
Concentrações em mol/L no equilíbrio					

Essa é uma **tabela de contabilidade** que deve apresentar **uma coluna para cada substância** (reagente ou produto) que aparece na equação química e que deve apresentar as **quatro linhas** mencionadas acima. Para simplificar os cálculos, essa tabela será sempre preenchida em **mols** e obedecerá aos seguintes critérios:

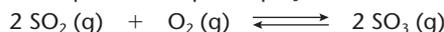
- em primeiro lugar, transfira para a tabela todos os dados do problema (transformando-os, se necessário, em mols);
 - para preencher a segunda linha da tabela, basta obedecer à estequiometria da própria equação química que foi dada;
 - para preencher a terceira linha:
 - nas colunas dos **reagentes**, basta subtrair a segunda da primeira linha;
 - nas colunas dos **produtos**, basta somar as duas primeiras linhas;
 - a quarta linha é obtida dividindo-se os valores da terceira linha pelo volume total do sistema em reação.
- Dadas essas explicações gerais, passemos à resolução do problema. Note que os dados do problema estão assinalados por retângulos azuis e a sequência de cálculo assinalada por setas, cuja numeração indica a ordem em que os cálculos foram feitos:

	H_2	+	I_2	\rightleftharpoons	2HI
Quantidade inicial de mols	1 mol		1 mol		Zero
Quantidade de mols que reage e é produzida	0,78 mol	\rightarrow	0,78 mol	\rightarrow	1,56 mol
Quantidade de mols no equilíbrio	0,22 mol		0,22 mol		1,56 mol
Concentrações em mol/L no equilíbrio	$\left(\frac{0,22}{V}\right)$ mol/L		$\left(\frac{0,22}{V}\right)$ mol/L		$\left(\frac{1,56}{V}\right)$ mol/L

$$\text{Aplicando agora a expressão de } K_c: K_c = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2][\text{I}_2]} \Rightarrow K_c = \frac{\left(\frac{1,56}{V}\right)^2}{\left(\frac{0,22}{V}\right) \cdot \left(\frac{0,22}{V}\right)} \Rightarrow K_c = \frac{(1,56)^2}{0,22 \cdot 0,22} \Rightarrow \boxed{K_c \approx 50}$$

Observe que o enunciado deste problema não deu o volume total (V) do sistema porque esse valor é desnecessário à resolução (tanto assim que foi cancelado). No entanto, é preferível que você siga sempre todos os passos da tabela, pois ela representa a ideia geral para a resolução dos problemas de equilíbrio.

24. (PUC-RS) Um equilíbrio envolvido na formação da chuva ácida está representado pela equação:



Em um recipiente de 1 litro, foram misturados 6 mols de dióxido de enxofre e 5 mols de oxigênio. Depois de algum tempo, o sistema atingiu o equilíbrio; o número de mols de trióxido de enxofre medido foi 4. O valor aproximado da constante de equilíbrio é:

- a) 0,53.
b) 0,66.
c) 0,75.
d) 1,33.
e) 2,33.
25. (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. Das opções abaixo, identifique a que contém o valor aproximado da constante (K_c) do equilíbrio estabelecido dentro do cilindro e representado pela seguinte equação química:

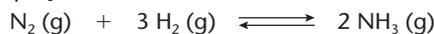


- a) 0,179
b) 0,22
c) 0,42
d) 2,38
e) 4,52
26. (Fuvest-SP) N_2O_4 e NO_2 , gases poluentes do ar, encontram-se em equilíbrio, como indicado:



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?

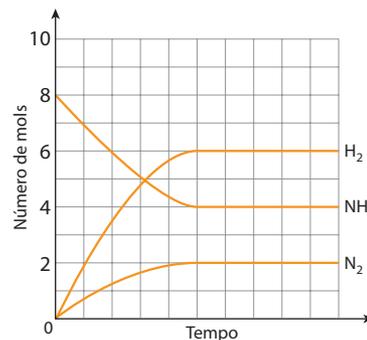
- a) $2,4 \cdot 10^{-3}$
b) $4,8 \cdot 10^{-3}$
c) $5,0 \cdot 10^{-3}$
d) $5,2 \cdot 10^{-3}$
e) $8,3 \cdot 10^{-2}$
27. (UFRGS-RS) Num vaso de reação a 45 °C e 10 atm foram colocados 1,0 mol de N_2 e 3,0 mols de H_2 . O equilíbrio que se estabeleceu pode ser representado pela equação:



Qual é a composição da mistura no estado de equilíbrio se nessa condição é obtido 0,08 mol de NH_3 ?

- | N_2 | H_2 | NH_3 |
|--------------|--------------|---------------|
| a) 1,0 mol | 3,0 mols | 0,08 mol |
| b) 0,96 mol | 2,92 mols | 0,16 mol |
| c) 0,84 mol | 2,84 mols | 0,16 mol |
| d) 0,84 mol | 2,92 mols | 0,08 mol |
| e) 0,96 mol | 2,88 mols | 0,08 mol |

28. (Unifor-CE) São colocados 8,0 mols de amônia num recipiente fechado de 5,0 litros de capacidade. Acima de 450 °C, estabelece-se, após algum tempo, o equilíbrio:



ADILSON SECCO

Sabendo que a variação do número de mols dos participantes está registrada no gráfico acima, podemos afirmar que, nessas condições, a constante de equilíbrio, K_c , é igual a:

- a) 27,00.
b) 5,40.
c) 1,08.
d) 2,16.
29. (PUC-RJ) Reações químicas dependem de energia e colisões eficazes que ocorrem entre as moléculas dos reagentes. Em sistema fechado, é de se esperar que o mesmo ocorra entre as moléculas dos produtos em menor ou maior grau até que se atinja o chamado "equilíbrio químico".

O valor da constante de equilíbrio em função das concentrações das espécies no equilíbrio, em quantidade de matéria, é um dado importante para se avaliar a extensão (rendimento) da reação quando as concentrações não se alteram mais.

Considere a tabela com as quantidades de reagentes e produtos no início e no equilíbrio, na temperatura de 100 °C, para a seguinte reação:



Reagentes/ produtos	No início	No equilíbrio
$[\text{N}_2\text{O}_4]$	0,050 mol L ⁻¹	0,030 mol L ⁻¹
$[\text{NO}_2]$	0,050 mol L ⁻¹	0,090 mol L ⁻¹

A constante de equilíbrio tem o seguinte valor:

- a) 0,13.
b) 0,27.
c) 0,50.
d) 1,8.
e) 3,0.

Cálculo das quantidades em equilíbrio a partir do valor de K_c

Atenção: Em muitos problemas desse tipo, a resolução nos leva a equações matemáticas do 2º grau. Lembramos então a equação genérica do 2º grau:

$$ax^2 + bx + c = 0$$

Para a resolução de equações desse tipo, temos a seguinte fórmula geral:

$$x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a}$$

Pelo desconhecimento dessa fórmula, muitos são levados a considerar difíceis certas questões de Química, quando a dificuldade está, na verdade, nas operações matemáticas.

Exercício resolvido

30. Na esterificação de 1 mol de ácido acético com 1 mol de álcool etílico, a 25 °C, o equilíbrio é atingido com $K_c = 4$. Quais são as quantidades em mols das substâncias presentes no equilíbrio?

Resolução

Neste exercício é dado o valor de K_c , pedindo-se agora os valores da terceira linha da tabela que explicamos no exercício 23. Portanto a tabela deve ser preenchida de acordo com as explicações anteriores, usando-se, porém, **valores incógnitos**. (Os valores dentro do retângulo azul indicam os dados do problema; e as setas indicam a marcha da resolução.)

	CH ₃ COOH	+	C ₂ H ₅ OH	↔	CH ₃ COOC ₂ H ₅	+	H ₂ O
Quantidade inicial de mols	1 mol		1 mol		Zero		Zero
Quantidade de mols que reage e é produzida	x	→	x	→	x	→	x
Quantidade de mols no equilíbrio	1 - x		1 - x		x		x
Concentrações em mol/L no equilíbrio	$\frac{1-x}{V}$		$\frac{1-x}{V}$		$\frac{x}{V}$		$\frac{x}{V}$

Escrevendo a expressão de K_c , temos:

$$K_c = \frac{[\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5][\text{H}_2\text{O}]}{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}]}$$

Substituindo os valores da quarta linha da tabela, observando que V é cancelado e lembrando que o enunciado forneceu $K_c = 4$, temos:

$$K_c = \frac{x \cdot x}{(1-x)(1-x)} = 4 \Rightarrow \frac{x^2}{(1-x)^2} = 4 \Rightarrow 3x^2 - 8x + 4 = 0$$

Essa é uma equação do 2º grau em x . Resolvendo-a, chegaremos a duas raízes:

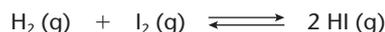
$$x' = 2 \text{ mols} \quad \text{e} \quad x'' = 0,666 \text{ mol}$$

O primeiro resultado é absurdo, pois, de início, tínhamos apenas 1 mol de CH₃COOH e 1 mol de C₂H₅OH, decorrendo logicamente a impossibilidade de reagirem 2 mols de CH₃COOH e 2 mols de C₂H₅OH. Consequentemente, só poderemos aceitar a segunda raiz: $x = 0,666 \text{ mol}$; com esse valor, a terceira linha da tabela fica:

Quantidade de mols no equilíbrio	1 - 0,666 = 0,334 mol de CH ₃ COOH	1 - 0,666 = 0,334 mol de C ₂ H ₅ OH	0,666 mol de CH ₃ COOC ₂ H ₅	0,666 mol de H ₂ O
----------------------------------	---	---	---	-------------------------------

Esses valores respondem às perguntas do problema.

31. (Fuvest-SP) Um recipiente fechado de 1 litro contendo inicialmente, à temperatura ambiente, 1 mol de I₂ e 1 mol de H₂ é aquecido a 300 °C. Com isso estabelece-se o equilíbrio



cujas constantes é igual a $1,0 \cdot 10^2$. Qual a concentração, em mol/L, de cada uma das espécies H₂(g), I₂(g) e HI(g), nessas condições?

- a) 0, 0, 2 b) 1, 1, 10 c) $\frac{1}{6}, \frac{1}{6}, \frac{5}{3}$ d) $\frac{1}{6}, \frac{1}{6}, \frac{5}{6}$ e) $\frac{1}{11}, \frac{1}{11}, \frac{10}{11}$

32. (IME-RJ) A reação dada pela equação abaixo:



tem constante de equilíbrio (K_c) igual a 4,00 à temperatura de 100 °C. Calcule as concentrações de equilíbrio em mols por litro de cada componente, partindo da condição inicial de 120,0 g de ácido acético e de 92,0 g de etanol (Massas atômicas: H = 1 u; C = 12 u; O = 16 u).

33. (Vunesp) Considere o equilíbrio a 25 °C:



Conhecendo-se as concentrações iniciais: $[\text{PCl}_5]_i = 0,100 \text{ mol/L}$; $[\text{Cl}_2]_i = 0,020 \text{ mol/L}$; $[\text{PCl}_3]_i = 0$ e a constante de equilíbrio ($K_c = 0,030 \text{ mol/L}$) para a decomposição do PCl₅ à mesma temperatura, a concentração de PCl₅ no equilíbrio é igual a:

- a) 0,035. b) 0,050. c) 0,065. d) 0,120. e) 0,230.

Cálculos envolvendo o grau de equilíbrio

Exercício resolvido

- 34.** Aqueceram-se 2 mols de PCl_5 em um recipiente fechado, com capacidade de 2 L. Atingindo o equilíbrio, o PCl_5 estava 40% dissociado em PCl_3 e Cl_2 . Calcule a constante de equilíbrio.

Resolução

Neste problema, pela primeira vez, aparece o **grau de equilíbrio** ($\alpha_{\%} = 40\%$, ou seja, $\alpha = 0,4$). Para entender **como α será encaixado na tabela**, vamos recordar a definição de α (dada na página 215):

$$\alpha = \frac{\text{Quantidade de mols que reagiu}}{\text{Quantidade inicial de mols}}$$

Assim, concluímos que: Quantidade de mols que reagiu = (Quantidade inicial de mols) \cdot α

Neste problema: Quantidade de mols de PCl_5 que reagiu = (2 mol de PCl_5) \cdot 0,4 = 0,8 mol de PCl_5

Esse valor será, então, levado para a segunda linha da tabela.

	PCl_5	\rightleftharpoons	PCl_3	+	Cl_2
Quantidade inicial de mols	2 mols		Zero		Zero
Quantidade de mols que reage e é produzida	0,8 mol		0,8 mol		0,8 mol
Quantidade de mols no equilíbrio	$2 - 0,8 = 1,2$ mol		0,8 mol		0,8 mol
Concentrações em mol/L no equilíbrio (neste problema o volume é igual a 2 L)	$\frac{1,2}{2} = 0,6$ mol/L		$\frac{0,8}{2} = 0,4$ mol/L		$\frac{0,8}{2} = 0,4$ mol/L

Portanto:

$$K_c = \frac{[\text{PCl}_3][\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]} = \frac{0,4 \cdot 0,4}{0,6} \Rightarrow K_c = 0,26 \text{ mol/L}$$

Conclusão

Na tabela, na **coluna dos reagentes, basta multiplicar a primeira linha por α e teremos o valor da segunda linha**, de acordo com a própria definição de α .

- 35.** Um mol de HI gasoso, a determinada temperatura, está 20% dissociado em hidrogênio e iodo. Qual é o valor da constante de equilíbrio dessa reação?
- 36.** (UFPI) Um método proposto para coletar energia solar consiste na utilização dessa energia para aquecer a 800 °C trióxido de enxofre — SO_3 — ocasionando a reação:



Os compostos SO_2 (g) e O_2 (g), assim produzidos, são introduzidos em um trocador de calor de volume correspondente a 1,0 L e se recombinam produzindo SO_3 e liberando calor. Se 5,0 mols de SO_3 sofrem 60% de dissociação nessa temperatura, identifique o valor correto de K_c .

- a) 1,1. b) 1,5. c) 3,4. d) 6,7. e) 9,0.



Exercícios complementares

Registre as respostas em seu caderno

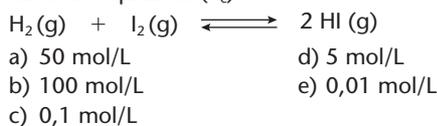
- 37.** (UEL-PR) O odor de muitas frutas e flores deve-se à presença de ésteres voláteis. Alguns ésteres são utilizados em perfumes, doces e chicletes para substituir o aroma de algumas frutas e flores. Como exemplos, podemos citar o acetato de isopentila, que dá o odor característico da banana, e o acetato de etila, que dá o odor das rosas. Este último provém da reação entre o ácido acético e o álcool etílico, como demonstrado na reação a 100 °C:



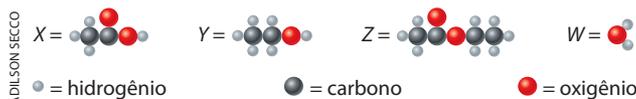
Se as concentrações de $\text{CH}_3\text{COOCH}_2\text{CH}_3$ (ℓ) e H_2O (ℓ) forem dobradas em seus valores no equilíbrio, na mesma temperatura, então o valor de K_c será igual a:

- a) 7,6. b) 3,8. c) 1,9. d) 0,95. e) 1,27.

- 38.** (UEM-PR) Em um recipiente de 500 mL, encontram-se, em condições de equilíbrio, 10 mol/L de H_2 (g) e 0,01 mol/L de I_2 (g). Qual é a concentração de HI (g), sabendo-se que, nas condições do experimento, a constante de equilíbrio (K_c) é 10^{-3} ?



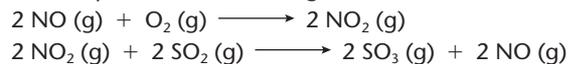
- 39.** (Fuvest-SP) A reação de esterificação do ácido etanoico com etanol apresenta constante de equilíbrio igual a 4, à temperatura ambiente. Abaixo estão indicadas cinco situações, dentre as quais apenas uma é compatível com a reação, considerando-se que a composição final é a de equilíbrio. Qual alternativa representa, nessa temperatura, a reação de esterificação citada?



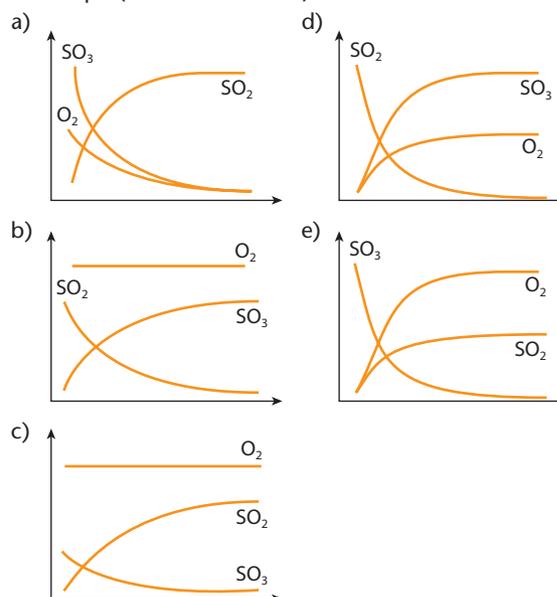
(Representações sem escala; cores-fantasia.)

	Composição inicial em mols				Composição final em mols			
	X	Y	Z	W	X	Y	Z	W
a)	6	6	0	0	2	2	4	4
b)	6	5	0	0	4	3	2	2
c)	4	5	0	0	2	3	2	2
d)	3	3	1	0	1	1	3	2
e)	0	0	6	6	3	3	3	3

- 40.** (UFPE) A produção de trióxido de enxofre durante a combustão de carvão em usinas termoeletricas (sistema aberto ao ar) causa problemas ambientais relacionados com a chuva ácida. Essa reação para a produção de trióxido de enxofre, na presença de óxido de nitrogênio, é descrita pelo mecanismo a seguir:

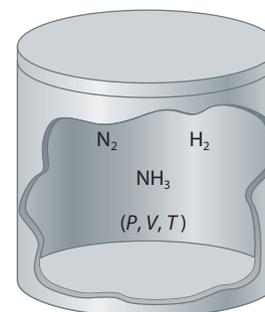


Qual dos gráficos abaixo melhor representa a concentração molar (eixo das ordenadas) das principais espécies envolvidas na produção de trióxido de enxofre em função do tempo (eixo das abscissas)?



2 >>> Constante de equilíbrio em termos de pressões parciais

Quando todas as substâncias participantes do equilíbrio químico são gases, podemos continuar usando a expressão de K_c já estudada. Nesses casos, porém, é mais comum usar as **pressões parciais** em lugar das **concentrações em mol/L**. Vamos mostrar como isso é possível. Imaginemos, por exemplo, o equilíbrio: $\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3(\text{g})$, com esses gases encerrados em um recipiente fechado, de volume V , mantido à temperatura constante T (em kelvins). Podemos definir a “pressão parcial de N_2 (g)” como a “pressão que o N_2 (g) exerceria se estivesse **sozinho** no volume V e temperatura T ”. Essa definição nos permite escrever:



$$p_{\text{N}_2} V = n_{\text{N}_2} RT \Rightarrow p_{\text{N}_2} = \frac{n_{\text{N}_2}}{V} RT \Rightarrow p_{\text{N}_2} = [\text{N}_2] RT \Rightarrow [\text{N}_2] = \frac{p_{\text{N}_2}}{RT}$$

Pelo mesmo raciocínio, teremos:

$$[\text{H}_2] = \frac{p_{\text{H}_2}}{RT} \quad \text{e} \quad [\text{NH}_3] = \frac{p_{\text{NH}_3}}{RT}$$

Escrevendo a expressão de K_c para a reação considerada e substituindo os valores que acabamos de calcular, temos:

$$K_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3} \Rightarrow K_c = \frac{\left(\frac{p_{\text{NH}_3}}{RT}\right)^2}{\left(\frac{p_{\text{N}_2}}{RT}\right)\left(\frac{p_{\text{H}_2}}{RT}\right)^3} \Rightarrow K_c = \frac{p_{\text{NH}_3}^2}{p_{\text{N}_2} \cdot p_{\text{H}_2}^3} \cdot \left(\frac{1}{RT}\right)^{-2}$$

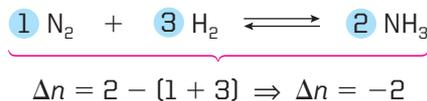
Na última fórmula, a fração $\frac{p_{\text{NH}_3}^2}{p_{\text{N}_2} \cdot p_{\text{H}_2}^3}$ é totalmente semelhante à expressão de K_c , apenas trocando-se as concentrações em mol/L pelas pressões parciais dos gases correspondentes. Devido a essa semelhança, essa fração é representada por K_p e denominada **constante de equilíbrio em termos de pressões parciais**. Então:

$$K_p = \frac{p_{\text{NH}_3}^2}{p_{\text{N}_2} \cdot p_{\text{H}_2}^3}$$

Voltando à expressão deduzida acima, temos:

$$K_c = K_p \left(\frac{1}{RT}\right)^{-2} \quad \text{ou} \quad K_p = K_c (RT)^{-2}$$

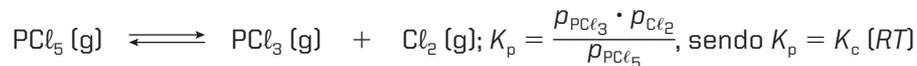
Uma vez que K_c e RT são constantes a uma dada temperatura, conclui-se que o mesmo acontece com K_p . A expressão de K_p representa, portanto, a Lei da Ação das Massas (ou Lei de Guldberg-Waage) em termos de pressões parciais. O expoente -2 , que aparece no termo RT , representa a **diferença entre os coeficientes dos produtos e dos reagentes** da equação considerada; no caso, representando esse expoente por Δn , obtemos:



Outros exemplos:



Na equação acima temos: $\Delta n = 2 - (2 + 1) = -1$



Na equação acima temos: $\Delta n = 1 + 1 - 1 = +1$



Na equação acima temos: $\Delta n = 1 + 1 - (1 + 1) = 0$

Generalizando, podemos dizer que, para a equação genérica abaixo, teremos:



$$K_p = \frac{p_X^x \cdot p_Y^y}{p_A^a \cdot p_B^b} \quad \text{sendo que:} \quad K_p = K_c (RT)^{(x+y) - (a+b)}$$

ou ainda: $K_p = K_c (RT)^{\Delta n}$ em que: $\Delta n = (x + y) - (a + b)$



WOODYSTOCK/ALAMY/OTHER IMAGES

O controle das reações químicas

Da mesma maneira que o volante, o acelerador e o freio são dispositivos que controlam o movimento de um automóvel, a Química também dispõe de controles sobre as reações, estudados nos últimos capítulos.

	Temperatura		Volume
	Pressão		Quantidade de matéria

ADILSON SECCO

Na Química, na indústria e no desenvolvimento de novas tecnologias, o controle das reações químicas é previsto pela Termoquímica, pela Cinética Química e pelo Equilíbrio Químico:

PELA TERMOQUÍMICA sabe-se em que **SENTIDO** a reação caminha; sabe-se quando uma reação é ou não espontânea; e, evidentemente, se ela é espontânea em um sentido, não o será no outro.

PELA CINÉTICA QUÍMICA sabe-se com que **VELOCIDADE** a reação caminha em qualquer momento e como os catalisadores influem nessa velocidade.

PELO EQUILÍBRIO QUÍMICO sabe-se **ATÉ QUE PONTO** a reação caminha e, conseqüentemente, seu rendimento em diversas condições.



ANDREW LAMBERT PHOTOGRAPHY/SCIENCE PHOTO LIBRARY/LATINSTOCK

A QUÍMICA É UMA CIÊNCIA EXPERIMENTAL

Dados experimentais ⇒ CÁLCULOS FÍSICO-QUÍMICOS ⇒ PREVISÃO E CONTROLE DAS REAÇÕES



Questões

Registre as respostas em seu caderno

- Quando o valor numérico de K_p é igual ao de K_c ?
- Como é indicado um rendimento elevado em uma reação reversível?



Exercícios básicos

Registre as respostas em seu caderno

- Determine a expressão de K_p para os equilíbrios abaixo, mostrando também a relação entre K_p e K_c :
 - $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2(\text{g})$
 - $2 \text{CO}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{CO}_2(\text{g})$
 - $\text{H}_2(\text{g}) + \text{Br}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{HBr}(\text{g})$
- (UCB-DF) O gás SO_3 pode ser decomposto em dióxido de enxofre e oxigênio a altas temperaturas, de acordo com a equação:

$$2 \text{SO}_3(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$$

As pressões parciais dos componentes gasosos observados no equilíbrio são: $p_{\text{O}_2} = 12 \text{ atm}$; $p_{\text{SO}_2} = 4 \text{ atm}$ e $p_{\text{SO}_3} = 8 \text{ atm}$. Determine K_p (constante de equilíbrio em função das pressões parciais).

43. (Vunesp) O hidrogênio pode ser obtido do metano, de acordo com a equação química em equilíbrio:

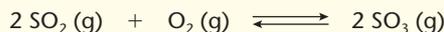


A constante de equilíbrio (K_p) dessa reação é igual a 0,20 a 900 K. Numa mistura dos gases em equilíbrio a 900 K, as pressões parciais de $\text{CH}_4(\text{g})$ e de $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ são ambas iguais a 0,40 atm e a pressão parcial de $\text{H}_2(\text{g})$ é de 0,30 atm.

- Determine a expressão da constante de equilíbrio.
- Calcule a pressão parcial de $\text{CO}(\text{g})$ no equilíbrio.

Exercício resolvido

44. (UCS-RS) Em um recipiente fechado sob pressão de 6 atm, é mantido o sistema gasoso:



constituído por 0,40 mol de dióxido de enxofre, 1,60 mol de oxigênio e 2,00 mols de trióxido de enxofre. O valor da constante de equilíbrio do sistema, em termos de pressões parciais, é aproximadamente:

- 8,4.
- 9,4.
- 10,4.
- 11,4.
- 12,4.

Resolução

Questões envolvendo K_p requerem, frequentemente, conhecimentos sobre misturas gasosas. Nesses casos, devemos lembrar que "a relação entre a pressão parcial de um gás e a pressão total da mistura gasosa é igual à relação entre as quantidades em mols desse gás e da mistura toda", ou seja: $\frac{p_1}{P} = \frac{n_1}{\sum n}$

Nesta questão, temos: 0,40 mol de SO_2 + 1,60 mol de O_2 + 2,00 mols de SO_3 , totalizando 4,00 mols na mistura. Podemos então calcular:

- para SO_2 : $\frac{p_{\text{SO}_2}}{6} = \frac{0,40}{4,00} \Rightarrow p_{\text{SO}_2} = 0,6 \text{ atm}$
- para SO_3 : $\frac{p_{\text{SO}_3}}{6} = \frac{2,00}{4,00} \Rightarrow p_{\text{SO}_3} = 3,00 \text{ atm}$
- para O_2 : $\frac{p_{\text{O}_2}}{6} = \frac{1,60}{4,00} \Rightarrow p_{\text{O}_2} = 2,4 \text{ atm}$

Assim, temos: $K_p = \frac{p_{\text{SO}_3}^2}{p_{\text{SO}_2}^2 \cdot p_{\text{O}_2}} \Rightarrow K_p = \frac{(3,00)^2}{(0,6)^2 \cdot 2,4} \Rightarrow K_p = 10,4 \text{ atm}^{-1}$

Alternativa c.

Exercício resolvido

45. Em um recipiente fechado mantido a temperatura constante foram introduzidos monóxido de carbono e vapor de água em quantidades tais que suas pressões parciais eram iguais e valiam 0,856 atm cada uma. Após certo tempo, estabeleceu-se o equilíbrio $\text{CO}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g})$. Medindo-se então a pressão parcial de CO , obteve-se 0,580 atm. Qual o valor da constante de equilíbrio K_p ?

Resolução

Esta questão é semelhante à de número 23, diferenciando-se apenas pelo preenchimento da tabela usual em pressões parciais, em lugar das concentrações em mol/L.

Isso é possível, pois a própria fórmula $PV = nRT$ mostra que as pressões dos gases são proporcionais às respectivas quantidades de mols.

	CO	+	H ₂ O	→	CO ₂	+	H ₂
Pressões iniciais dos gases	0,856 atm		0,856 atm		Zero		Zero
Pressões que reagem e que são produzidas	0,276 atm	→	0,276 atm	→	0,276 atm	→	0,276 atm
Pressões dos gases no equilíbrio	0,580 atm		0,580 atm		0,276 atm		0,276 atm

Escrevendo a expressão de K_p :

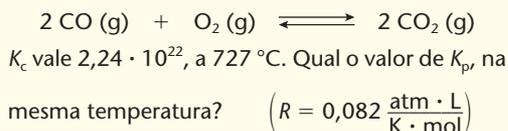
$$K_p = \frac{p_{\text{CO}_2} \cdot p_{\text{H}_2}}{p_{\text{CO}} \cdot p_{\text{H}_2\text{O}}} \Rightarrow K_p = \frac{0,276 \cdot 0,276}{0,580 \cdot 0,580} \Rightarrow K_p = 0,226$$

46. (Faap-SP) Em um recipiente indeformável de 10 L são colocados 46 g de N_2O_4 (g). O sistema é aquecido até $27^\circ C$, ocorrendo a reação representada pela equação N_2O_4 (g) \rightleftharpoons 2 NO_2 (g). Sabendo que, a essa temperatura, o grau de dissociação do N_2O_4 (g) é igual a 20%, calcule a pressão parcial de N_2O_4 (g) no sistema (massas atômicas: N = 14; O = 16).

Sugestão: Com os dados iniciais, calcule a **pressão inicial** do N_2O_4 (g), usando a equação $PV = nRT$.

Exercício resolvido

47. No equilíbrio



Resolução

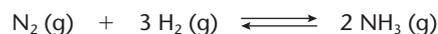
Aplica-se a fórmula: $K_p = K_c(RT)^{\Delta n}$

$$\text{Temos: } \Delta n = 2 - (2 + 1) = -1$$

$$\text{Portanto: } K_p = 2,24 \cdot 10^{22} (0,082 \cdot 1.000)^{-1} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow K_p = 2,73 \cdot 10^{20}$$

48. (PUC-SP) No equilíbrio químico



verifica-se que $K_c = 2,4 \cdot 10^{-3} (\text{mol/L})^{-2}$ a $727^\circ C$. Qual o valor de K_p , nas mesmas condições físicas?

49. Calcule K_p (constante de equilíbrio em termos de pressão parcial) para a reação



em fase gasosa, sabendo que em um recipiente de 20 L de capacidade, mantido a $1.727^\circ C$, estão em equilíbrio 0,855 mol de CO, 0,855 mol de H_2O , 1,145 mol de CO_2 e 0,145 mol de H_2 .

Observação: $K_p = K_c$, pois $\Delta n = 0$.

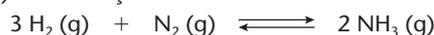
Exercícios complementares

Registre as respostas em seu caderno

50. (Unirio-RJ) Os óxidos de nitrogênio desempenham um papel-chave na formação de "smog fotoquímico". A queima de combustíveis a alta temperatura é a principal fonte de óxidos de nitrogênio. Quantidades detectáveis de óxido nítrico são produzidas pela reação em equilíbrio: N_2 (g) + O_2 (g) \rightleftharpoons 2 NO (g); $\Delta H = +180,8 \text{ kJ}$. Supondo o sistema em equilíbrio e que numa determinada temperatura as pressões parciais dos gases em equilíbrio são iguais a: $P_{NO} = 0,1 \text{ atm}$; $P_{N_2} = 0,2 \text{ atm}$; $P_{O_2} = 0,01 \text{ atm}$, escolha o valor correto da constante de equilíbrio (K_p).

- a) 0,2 c) 5 e) 50
b) 4 d) 40

51. (UFPE) Para a reação



as pressões parciais de H_2 e N_2 no equilíbrio são, respectivamente, 0,400 e 0,800 atm. A pressão total do sistema é 2,80 atm. Qual é o valor de K_p quando as concentrações são dadas em atmosferas?

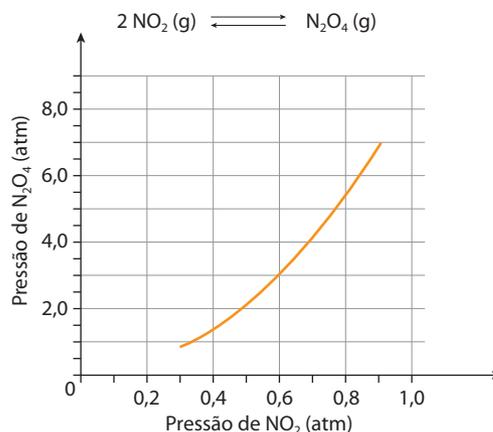
- a) 1,00 b) 3,13 c) 5,00 d) 50,0 e) 153,0

Sugestão: Lembre-se de que a soma das pressões parciais é igual à pressão total do sistema.

52. (PUC-SP) A reação entre o gás nitrogênio (N_2) e o gás hidrogênio (H_2) produz o gás amônia (NH_3). Em um recipiente fechado de 10 L, a 800 K, foram colocados 5 mol de N_2 e 20 mol de H_2 . Considerando que o rendimento dessa reação nessas condições é de 40% e que não houve variação de temperatura, a relação entre a pressão final e a inicial do sistema é:

- a) $p_f = 0,84 p_i$ d) $p_f = 0,4 p_i$
b) $p_f = p_i$ e) $p_f = 0,6 p_i$
c) $p_f = 1,19 p_i$

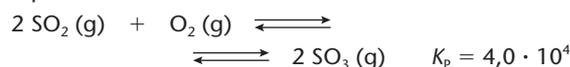
53. (Fuvest-SP) No gráfico a seguir, estão os valores das pressões parciais de NO_2 e de N_2O_4 , para diferentes misturas desses dois gases, quando, a determinada temperatura, é atingido o equilíbrio.



Com os dados desse gráfico, pode-se calcular o valor da constante (K_p) do equilíbrio atingido, naquela temperatura. Seu valor numérico é próximo de:

- a) 1. c) 8. e) 12.
b) 2. d) 4.

54. (Fuvest-SP) O Brasil produz, anualmente, cerca de $6 \cdot 10^6$ toneladas de ácido sulfúrico pelo processo de contato. Em uma das etapas do processo há, em fase gasosa, o equilíbrio



que se estabelece à pressão total de P atm e temperatura constante. Nessa temperatura, para que o valor da relação $\frac{x_{SO_3}^2}{x_{SO_2}^2 x_{O_2}}$ seja igual a $6,0 \cdot 10^4$, o valor de P deve ser:

- a) 1,5. c) 15. e) 50.
b) 3,0. d) 30.

x = fração em quantidade de matéria (fração molar) de cada constituinte na mistura gasosa.

K_p = constante de equilíbrio.

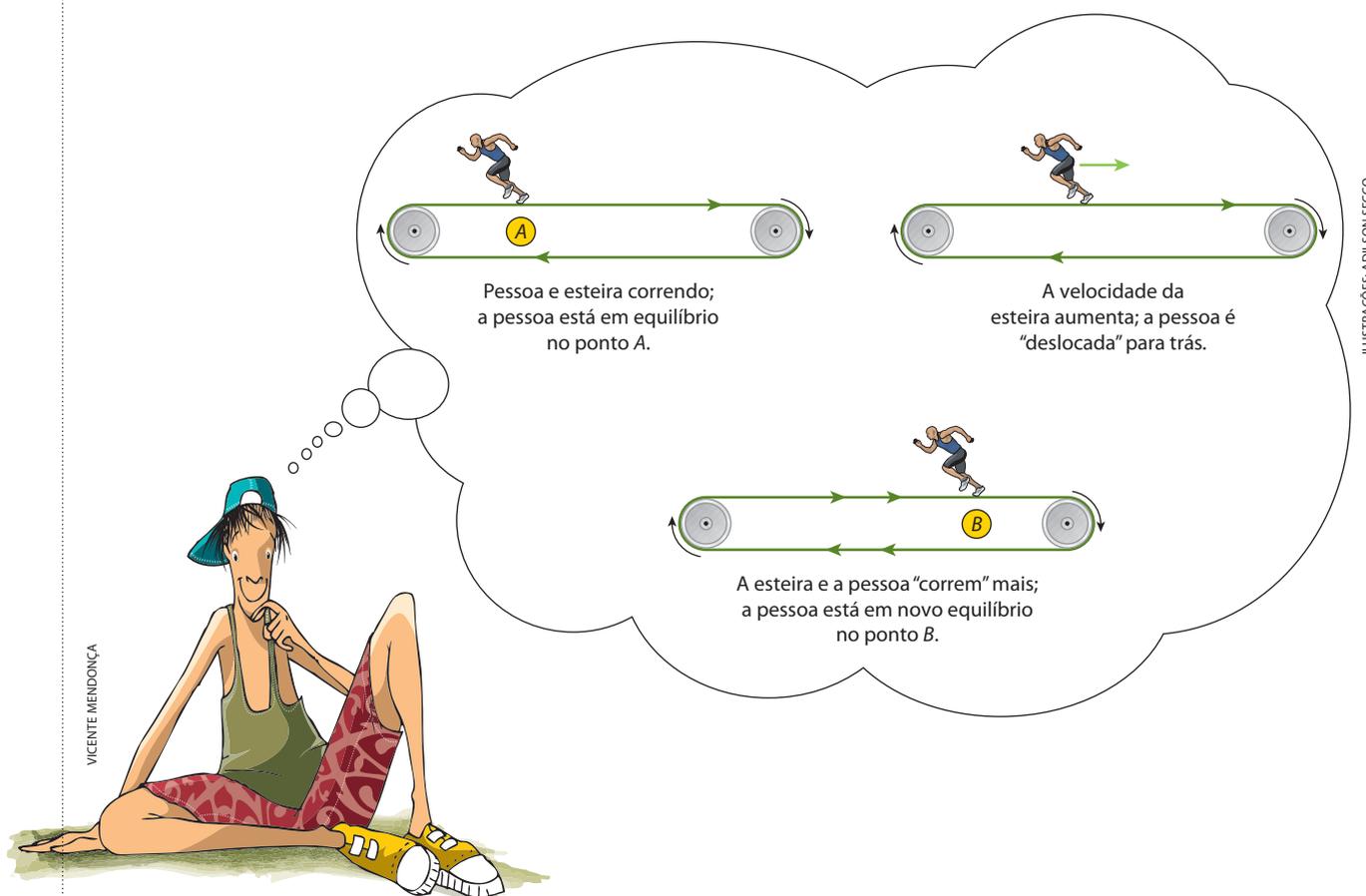
3 >>> Deslocamento do equilíbrio

3.1. Introdução

Vimos, nos itens anteriores, que toda reação reversível tende para um estado de equilíbrio. Atingido o equilíbrio, as velocidades das reações direta e inversa permanecem iguais; em consequência, a reação química fica como se tivesse parado, e as quantidades de reagentes e produtos não mais se alteram. Em outras palavras, a partir do instante de equilíbrio, o **rendimento** da reação permanece **fixo**.

É muito importante aprendermos como seria possível perturbar um equilíbrio, aumentando a velocidade de uma de suas reações. Assim, por exemplo, se conseguirmos **aumentar a velocidade da reação direta**, iremos **aumentar o rendimento da reação**, o que é muito importante do ponto de vista econômico, principalmente para as reações industriais. Esse “truque” é denominado **deslocamento do equilíbrio**. Sendo assim, podemos dizer que:

Deslocamento do equilíbrio é toda e qualquer alteração da velocidade da reação direta ou da reação inversa, provocando modificações nas concentrações das substâncias e levando o sistema a um novo estado de equilíbrio.



Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Nas reações reversíveis, quando a **velocidade da reação direta aumenta** ($A + B \rightleftharpoons C + D$), dizemos que **o equilíbrio está se deslocando para a direita**; pelo contrário, quando **aumenta a velocidade da reação inversa** ($A + B \rightleftharpoons C + D$), dizemos que **o equilíbrio está se deslocando para a esquerda**. Os dois acontecimentos são, porém, passageiros, pois o sistema sempre caminhará para um novo equilíbrio.

Os fatores externos que podem deslocar um equilíbrio químico são:

- alteração das concentrações de um ou mais participantes do equilíbrio;
- alteração da pressão total sobre o sistema;
- alteração da temperatura do sistema.

Vamos estudar, a seguir, a ação de cada um desses fatores, antecipando que o deslocamento do equilíbrio acaba sempre obedecendo a uma ideia geral e bastante simples – o **Princípio de Le Chatelier** –, cujo enunciado é:

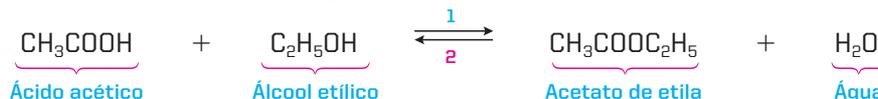
Quando um fator externo age sobre um sistema em equilíbrio, este se desloca, procurando minimizar a ação do fator aplicado.

3.2. Influência das concentrações dos participantes do equilíbrio

Num sistema em equilíbrio, a adição ou a retirada de um reagente ou produto irá alterar a concentração desse participante e, conseqüentemente, perturbar o equilíbrio do sistema. O Princípio de Le Chatelier, nessa situação, terá o seguinte significado:

- A **adição** de uma substância desloca o equilíbrio **no sentido que irá consumi-la** (isto é, para o lado oposto ao da substância adicionada).
- A **retirada** de uma substância desloca o equilíbrio **no sentido que irá refazê-la** (isto é, para o mesmo lado da substância que foi retirada).

Vamos considerar, por exemplo, a seguinte reação reversível:



Se adicionarmos CH_3COOH ou $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, o equilíbrio irá se deslocar para a direita (sentido 1), de modo a consumir mais intensamente o CH_3COOH ou $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ adicionado. Ao contrário, se retirarmos CH_3COOH ou $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, o equilíbrio irá se deslocar para a esquerda (sentido 2), de modo a refazer, ao menos parcialmente, o CH_3COOH ou $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ que foram retirados. Evidentemente, os mesmos raciocínios poderão ser feitos com o $\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5$ e H_2O .

OBSERVAÇÃO

Quando o equilíbrio ocorre num sistema heterogêneo, formado por **sólidos e gases**, o raciocínio acima deverá ser aplicado **apenas aos gases** presentes no sistema. Por exemplo: $2\text{C (s)} + \text{O}_2\text{(g)} \rightleftharpoons 2\text{CO (g)}$

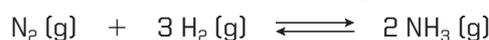
Nesse caso, as regras acima aplicam-se apenas ao O_2 e CO , que são gases; o carbono, que é **sólido**, não influi no deslocamento do equilíbrio.

3.3. Influência da pressão total sobre o sistema

O aumento ou a diminuição da pressão sobre um sistema em equilíbrio irá deslocá-lo quando na reação **existem gases** e ela se processa com **aumento** ou **diminuição** de volume (o que é fácil verificar, bastando, para isso, examinar se o número total de moléculas **gasosas** aumenta ou diminui durante a reação). Nesse caso, o Princípio de Le Chatelier diz que:

Um **aumento de pressão** desloca o equilíbrio no sentido de **menor volume**.
Uma **diminuição de pressão** desloca o equilíbrio no sentido de **maior volume**.

Consideremos, por exemplo, a síntese do amoníaco (NH_3):



Nessa reação, **4 mols** iniciais ($\text{N}_2 + 3 \text{H}_2$) produzem **2 mols** finais (2NH_3), o que equivale a dizer que, **em pressão e temperatura constantes**, cada **4 volumes** iniciais se reduzirão a **2 volumes** finais. Em outras palavras, essa reação ocorre com redução de 50% no volume total. Um **aumento de pressão** sobre esse sistema irá deslocar o equilíbrio para o lado do NH_3 , que é o **lado de menor volume**. Ao contrário, uma diminuição da pressão deslocará o equilíbrio para o lado do N_2 e H_2 .

OBSERVAÇÃO

Em equilíbrios heterogêneos, formados por **sólidos e gases**, o raciocínio acima deverá ser feito exclusivamente com os gases. Por exemplo: $\text{C (s)} + \text{O}_2 \text{ (g)} \rightleftharpoons \text{CO}_2 \text{ (g)}$

Nesse equilíbrio, a **pressão não influi**, pois temos 1 mol de $\text{O}_2 \text{ (g)}$ no primeiro membro e 1 mol de $\text{CO}_2 \text{ (g)}$ no segundo membro, indicando que a **reação se processa sem variação de volume**. (Veja que não levamos em consideração o carbono, que está no estado **sólido**.)

3.4. Influência da temperatura

Nesse caso, o Princípio de Le Chatelier diz que:

Um **aumento de temperatura** desloca o equilíbrio no **sentido endotérmico** (sentido que absorve o calor fornecido).

Uma **diminuição da temperatura** desloca o equilíbrio no **sentido exotérmico** (sentido que repõe o calor retirado).

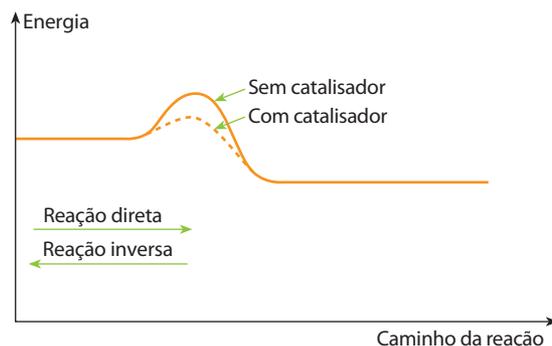
Por exemplo, na síntese do amoníaco – $\text{N}_2 \text{ (g)} + 3 \text{H}_2 \text{ (g)} \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3 \text{ (g)}$; $\Delta H = -109,5 \text{ kJ}$ – a reação direta é exotérmica. Conseqüentemente, um aumento de temperatura irá deslocar o equilíbrio para a esquerda (no sentido do N_2 e H_2), diminuindo, portanto, o rendimento de produção do NH_3 .

Esse exemplo é interessante, pois a elevação de temperatura **aumenta a velocidade da reação** (aliás, como sempre acontece), mas **piora o rendimento desta**. Em consequência, deve-se usar um meio-termo de temperatura (na indústria, cerca de $500 \text{ }^\circ\text{C}$) para compatibilizar esses dois fatos antagônicos.

3.5. Influência do catalisador

Vimos, no estudo da cinética, que um catalisador diminui a energia de ativação e, por isso, aumenta a velocidade da reação.

Quando a reação é reversível, **a influência do catalisador se faz sentir tanto na reação direta como na reação inversa**, como vemos no gráfico abaixo.



Aumentando por igual as velocidades das reações direta e inversa, o **catalisador diminui o tempo necessário para atingir o equilíbrio**, mas **não altera o próprio estado de equilíbrio**, isto é, **não altera o rendimento obtido no processo** (que é representado pelo grau de equilíbrio, α) **nem o valor das constantes de equilíbrio** (K_c e K_p).



A síntese de Haber-Bosch

No mundo atual são produzidos, anualmente, milhões de toneladas de compostos nitrogenados – adubos agrícolas, explosivos, fibras têxteis, corantes, medicamentos, entre outros. Os produtos mais importantes são, sem dúvida, os **adubos agrícolas** – NH_3 , NH_4NO_3 , $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, H_2NCONH_2 (ureia) etc. Sem esses adubos, a produção agrícola mundial cairia acentuadamente, agravando ainda mais o problema da fome.

Até o início do século XX, a principal fonte natural de compostos nitrogenados era o NaNO_3 (salitre do Chile), que resulta da transformação de excrementos de aves marinhas em regiões de clima seco, como acontece no Chile. O salitre natural, porém, não seria suficiente para suprir o consumo atual de compostos nitrogenados.

Por outro lado, é interessante notar que existe uma quantidade quase inesgotável de nitrogênio no ar, sob a forma de N_2 . A molécula N_2 é **muito estável (inerte)**, ou seja, é muito difícil rompê-la (a energia da ligação $\text{N} \equiv \text{N}$ é 943,8 kJ/mol) para formar qualquer composto nitrogenado. Conseguindo-se uma primeira reação, torna-se muito mais fácil, daí em diante, produzir outros compostos nitrogenados, como na seguinte sequência:



Esse problema foi resolvido em 1909 pelo químico alemão Fritz Haber (1868-1934), com a síntese do amoníaco:



O processo foi aperfeiçoado industrialmente, nos anos seguintes, por Carl Bosch (1874-1940), o que deu origem ao nome **síntese de Haber-Bosch** para a reação acima. Até hoje, esse é o principal processo de **fixação do N_2 do ar**, para a obtenção de compostos nitrogenados.

A síntese de Haber-Bosch é um dos exemplos mais importantes de aplicação dos estudos da Cinética e do equilíbrio químicos. Devido à grande importância dessa síntese, Haber foi agraciado com o Prêmio Nobel de Química de 1918, e Bosch, com o de 1931.

Note que a reação



ocorre com **redução de volume** e, conseqüentemente, um **aumento da pressão** irá deslocar o equilíbrio para a direita, aumentando a produção de NH_3 .



Fritz Haber.



Carl Bosch.



Questões

Registre as respostas em seu caderno

- O processo: $\text{CO (g)} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2 \text{ (g)} + \text{CO}_2 \text{ (g)}$ apresenta K_c igual a 4, a 1.000 °C.
Faça um esboço, na forma de um gráfico, da variação da concentração dos reagentes e dos produtos em função do tempo.
- Mostre no gráfico do item a o que ocorre quando a concentração dos reagentes é aumentada.
- Considerando o equilíbrio: $2 \text{ SO}_2 \text{ (g)} + \text{O}_2 \text{ (g)} \rightleftharpoons 2 \text{ SO}_3 \text{ (g)} + \text{energia}$ ($K_p = 4,0 \cdot 10^4 \text{ atm}^{-1}$), faça um esboço, na forma de um gráfico, da variação da concentração dos reagentes e dos produtos em função do tempo e mostre, no gráfico, o que ocorre quando o sistema é resfriado.
- Quando um equilíbrio químico, em um sistema gasoso, não é afetado pela variação da pressão total sobre o sistema?
- Explique por que a adição de um catalisador não provoca deslocamento no equilíbrio de uma reação.



Atividade prática

Registre as respostas em seu caderno

ATENÇÃO

- Recomendamos que o experimento seja realizado exclusivamente pelo(a) professor(a) de modo demonstrativo, pois o ácido nítrico concentrado é corrosivo, causa queimaduras, irrita a pele e os olhos. No experimento haverá produção de gás irritante e tóxico.
- Nenhum dos reagentes deve ter contato com a pele, boca e olhos, nem deve ser aproximado do nariz.
- Óculos de segurança, luvas e aventais protetores são obrigatórios.

O equilíbrio homogêneo e seu deslocamento

Material

- Pedaco de fio de cobre (aproximadamente 0,10 g ou 1 cm)
- 1,5 mL de ácido nítrico concentrado
- Gelo
- Água quente
- Pipeta ou conta-gotas (1 mL equivale a 20 gotas)
- Balão volumétrico de 200 mL com tampa (garrafa grande de vidro com tampa)
- Pedaços de casca de ovo

Procedimento

- Dentro de uma capela ou em um lugar ventilado, adicione em uma garrafa de vidro alguns pedaços de fio de cobre (0,10 g) e, com o auxílio de um conta-gotas, 1,5 mL de ácido nítrico concentrado. Em seguida, tampe a garrafa e deixe o gás se formar. Deposite em um frasco de descarte o restante do ácido nítrico.
- Coloque a garrafa de vidro em um recipiente contendo gelo e depois na água quente (tomando cuidado para evitar um choque térmico que possa quebrar o vidro) e observe a coloração do gás.
- Espere a garrafa voltar à temperatura ambiente e, então, coloque nela os pedaços de casca de ovo. Observe o que ocorre.

Perguntas

- a) O que ocorreu ao se adicionar ácido nítrico à garrafa contendo cobre?

- b) Determine a equação química, na forma iônica, para representar a reação ocorrida.
- c) O que ocorreu com o gás quando a garrafa foi colocada em um recipiente contendo gelo?
- d) O que ocorreu com o gás quando a garrafa foi colocada em um recipiente com água quente?
- e) Qual gás é responsável pela coloração castanho-avermelhada? E pela coloração incolor?
- f) Qual gás predominou quando a garrafa foi colocada em um recipiente contendo gelo?
- g) Qual gás predominou quando a garrafa foi colocada em um recipiente com água quente?
- h) Podemos afirmar que o sistema, antes de resfriar ou aquecer, estava em equilíbrio? Por quê?
- i) A obtenção do gás incolor é um processo exotérmico ou endotérmico?
- j) O que ocorreu quando os pedaços de casca de ovo foram adicionados ao conteúdo da garrafa?
- k) Considerando que a casca de ovo é constituída basicamente de carbonato de cálcio, determine a equação química, na forma iônica, para representar a reação ocorrida.
- l) Qual a relação entre o experimento realizado e a chuva ácida?
- m) Qual a relação entre o experimento realizado e a degradação dos monumentos históricos de mármore pela chuva ácida?

MAIA, D. J. et al. Chuva ácida: um experimento para introduzir conceitos de equilíbrio químico e acidez no Ensino Médio. *Química Nova na Escola*. n. 21, maio 2005. (Adaptado.)

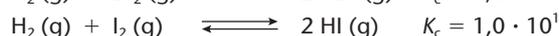
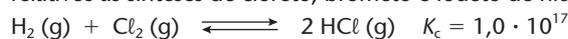
Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.



Exercícios básicos

Registre as respostas em seu caderno

55. (UnB-DF) O conhecimento da expressão de K_c (constante de equilíbrio) e das concentrações de equilíbrio dos participantes das transformações possibilita realizar cálculos para determinar tanto o valor numérico da constante como as concentrações de produtos e reagentes na mistura em equilíbrio. Considere a ordem de grandeza dos valores de K_c (à mesma temperatura) relativos às sínteses de cloreto, brometo e iodeto de hidrogênio representadas pelas respectivas equações.



Julgue os itens a seguir, identificando os corretos.

- a) O gás com maior tendência de reagir com o hidrogênio é o iodo.
- b) Haverá maior favorecimento na formação do cloreto de hidrogênio (HCl) do que de iodeto de hidrogênio (HI).
- c) A constante de equilíbrio para a formação do brometo de hidrogênio (HBr) é: $\frac{[\text{HBr}]^2}{[\text{H}_2] + [\text{Br}_2]}$

- 56.** (UFC-CE) No estudo da ação do gás venenoso COCl_2 , usado como arma química, observa-se o processo de decomposição do mesmo de acordo com a reação:



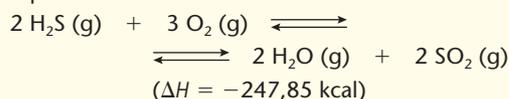
Partindo de uma situação de equilíbrio, adicionou-se 0,10 mol de CO e o sistema, após algum tempo, chegou a uma nova situação de equilíbrio.

Identifique a opção que indica como as novas concentrações do equilíbrio estão relacionadas com as antigas.

	[COCl ₂]	[CO]	[Cl ₂]
a)	nova > antiga	nova > antiga	nova < antiga
b)	nova > antiga	nova > antiga	nova > antiga
c)	nova < antiga	nova > antiga	nova < antiga
d)	nova > antiga	nova < antiga	nova < antiga
e)	mesma	mesma	mesma

Exercício resolvido

- 57.** (UFRGS-RS) Considere o seguinte sistema em equilíbrio:



Diga o que ocorrerá com a concentração do dióxido de enxofre, SO_2 , quando o equilíbrio for alterado por:

- remoção de sulfeto de hidrogênio (H_2S).
- aumento da temperatura.
- aumento da pressão.
- adição de oxigênio.

Resolução

- Removendo-se H_2S , o equilíbrio se desloca no sentido de **repor** esse H_2S , isto é, **para a esquerda** (1º membro da equação), de acordo com o Princípio de Le Chatelier.
- Aumentando-se a temperatura, o equilíbrio se desloca para o sentido que **absorve calor**, isto é, **sentido endotérmico**, que no caso é o 1º membro da equação ($\Delta H > \text{zero}$).
- Diz o Princípio de Le Chatelier que, aumentando-se a pressão, o equilíbrio se desloca no sentido de **menor volume**. Neste exercício, a reação parte de **5 volumes** ($2\text{H}_2\text{S} + 3\text{O}_2$) e chega a **4 volumes** ($2\text{H}_2\text{O} + 2\text{SO}_2$). Consequentemente, o aumento de pressão deslocará esse equilíbrio **para a direita**, que é o sentido de menor volume.
- A adição de oxigênio desloca o equilíbrio **para a direita** (2º membro), de modo a consumir o oxigênio adicionado.

- 58.** (Mackenzie-SP)



No sistema em equilíbrio acima equacionado, para aumentar a produção de tetracloreto de carbono, deve-se:

- aumentar a pressão do sistema.
- diminuir a concentração de Cl_2 .
- aumentar a concentração de HCl .
- aumentar a concentração de CHCl_3 .
- diminuir a pressão do sistema.

- 59.** (PUC-PR) Considere a seguinte reação:



Para que o equilíbrio possa ser deslocado para a direita poderemos:

- Aumentar a pressão.
- Aumentar a temperatura.
- Aumentar a concentração de $\text{SO}_2(\text{g})$.
- Diminuir a pressão.
- Diminuir a temperatura.

Estão corretas as afirmações:

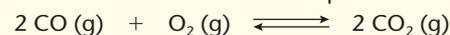
- I, III e V.
- II, III e IV.
- I, IV e V.
- I, II e III.
- III, IV e V.

- 60.** (UEMG) As equações a seguir representam sistemas em equilíbrio. Qual o único sistema que **não** se desloca por alteração de pressão?

- $\text{SO}_2(\text{g}) + \frac{1}{2}\text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{SO}_3(\text{g})$
- $\text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g})$
- $\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3(\text{g})$
- $2\text{CO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{CO}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$

Exercício resolvido

- 61.** (Cesgranrio-RJ) O decréscimo da massa do monóxido de carbono no sistema em equilíbrio:



pode ser obtido através da seguinte modificação imposta ao sistema:

- decréscimo na pressão total, a temperatura constante.
- aquecimento da mistura gasosa, a pressão constante.
- adição de um catalisador sólido.
- adição de hidróxido de sódio sólido.
- adição de dióxido de carbono gasoso.

Resolução

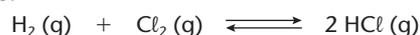
A questão pede o decréscimo da massa do $\text{CO}(\text{g})$, o que equivale a um deslocamento para a direita.

A alternativa correta é a d, que apresenta um novo aspecto, com relação às questões de deslocamento de equilíbrio: veja que o $\text{NaOH}(\text{s})$ não aparece no equilíbrio; no entanto, trata-se de uma substância fortemente básica, que irá reagir com o $\text{CO}_2(\text{g})$ — que aparece no equilíbrio — segundo a reação: $\text{NaOH} + \text{CO}_2 \longrightarrow \text{NaHCO}_3$ (ou Na_2CO_3). Desse modo, o $\text{NaOH}(\text{s})$ irá “sequestrar” o $\text{CO}_2(\text{g})$, diminuindo sua concentração no equilíbrio; em decorrência disso, haverá um deslocamento para a direita, provocando um decréscimo na massa do monóxido de carbono, como se pede na questão. As demais alternativas estão erradas, pois:

- decréscimo na pressão total desloca para a esquerda, que é o lado de maior volume;
- a reação é exotérmica, pois trata-se de uma combustão; sendo assim, o aquecimento desloca o equilíbrio para a esquerda;
- catalisador não altera o ponto de equilíbrio;
- adição de CO_2 também provoca deslocamento para a esquerda.

62. (UPF-RS) No sistema em equilíbrio
 $2 \text{NO} (\text{g}) + 1 \text{O}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2 (\text{g}) \quad \Delta H = -27 \text{ kcal}$
 a quantidade de $\text{NO}_2 (\text{g})$ aumenta com:
- a adição de um catalisador.
 - a diminuição da concentração de O_2 .
 - a introdução de um gás inerte.
 - a diminuição da pressão.
 - a diminuição da temperatura.

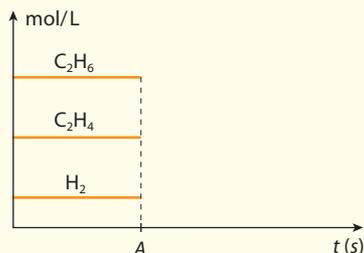
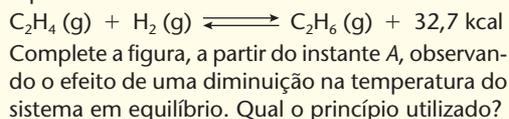
63. (PUC-RJ) Podemos **afirmar** que o equilíbrio químico da reação de obtenção de cloreto de hidrogênio a partir dos gases hidrogênio e cloro, dada abaixo, pode ser deslocado no sentido da formação do produto pelo seguinte recurso:



- aumentando-se a pressão do sistema.
- diminuindo-se a pressão do sistema.
- diminuindo-se a pressão parcial de Cl_2 .
- aumentando-se a pressão parcial de Cl_2 .
- adicionando-se um catalisador ao meio reacional.

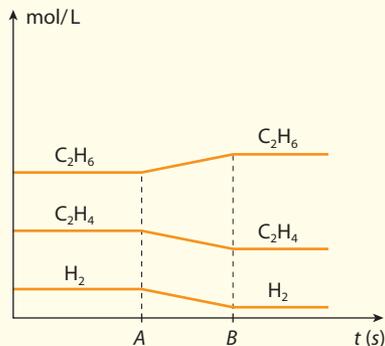
Exercício resolvido

64. (FEI-SP) A figura abaixo representa o sistema em equilíbrio:

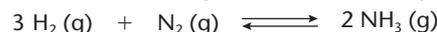


Resolução

A reação dada é exotérmica. Diminuindo-se a temperatura no instante A, o equilíbrio se desloca (durante o intervalo de tempo AB), de modo a produzir mais C_2H_6 (sentido exotérmico), diminuindo conseqüentemente as quantidades dos reagentes C_2H_4 e H_2 . A partir do instante B, a reação atinge um novo estado de equilíbrio, em que as quantidades das três substâncias não mais irão variar. O princípio utilizado é o de Le Chatelier.



65. (UFC-CE) Considere a seguinte mistura em equilíbrio:

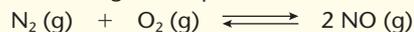


com as seguintes pressões parciais: $P_{\text{H}_2} = 0,01 \text{ atm}$, $P_{\text{N}_2} = 0,001 \text{ atm}$, $P_{\text{NH}_3} = 0,004 \text{ atm}$.

- Calcule a constante de equilíbrio em função das pressões parciais, K_p , para essa reação.
- Considere que, após 5 minutos de o equilíbrio ser atingido, é adicionado $\text{H}_2 (\text{g})$, de modo que sua pressão parcial é elevada para 0,10 atm. Desenhe um gráfico, mostrando o perfil qualitativo das pressões parciais de todas as espécies presentes em função do tempo.

Exercício resolvido

66. Considere o seguinte equilíbrio:



em que: $K_c = 4,1 \cdot 10^{-4}$ (a $1.700 \text{ }^\circ\text{C}$);

$K_c = 36,0 \cdot 10^{-4}$ (a $2.200 \text{ }^\circ\text{C}$)

Responda se a formação de NO é exotérmica ou endotérmica.

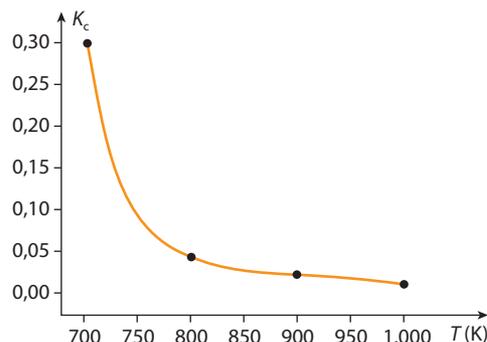
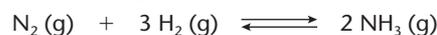
Resolução

Pelos dados do problema, percebemos que, aumentando a temperatura (de 1.700 para $2.200 \text{ }^\circ\text{C}$), aumenta também o valor de K_c (de $4,1 \cdot 10^{-4}$ para $36,0 \cdot 10^{-4}$). A expressão de K_c nesse caso é:

$$K_c = \frac{[\text{NO}]^2}{[\text{N}_2][\text{O}_2]}$$

Aumentar o valor de K_c significa **aumentar o numerador** [NO] e/ou **diminuir o denominador** [N_2] e [O_2] da fração. Aumentar NO e diminuir N_2 e O_2 significa deslocar o equilíbrio **para a direita**. Conclui-se então que esse é o **sentido endotérmico** da reação.

67. (Fatec-SP) O gráfico abaixo mostra como varia a constante de equilíbrio (K_c) em função da temperatura para a reação de síntese da amônia.



A respeito dessa transformação química, as seguintes afirmações foram feitas:

- a diminuição da temperatura aumenta o rendimento da reação;
- a elevação da temperatura diminui a velocidade da reação;
- a reação de síntese da amônia é exotérmica;
- a elevação da temperatura favorece o consumo de N_2 e H_2 .

Dessas afirmações, são corretas apenas:

- I e II.
- I e III.
- III e IV.
- II e III.
- II e IV.

72. (PUC-Minas) A reação reversível

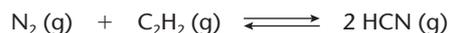


Temperatura (°C)	200	400	600	800	950
K_c	0,065	0,125	0,480	1,030	1,800

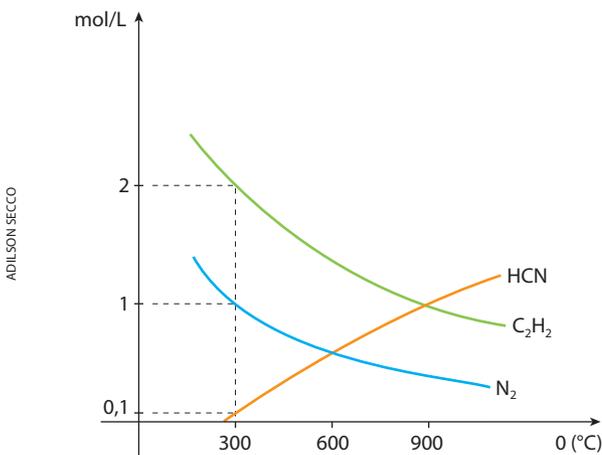
Tendo em vista uma mistura equimolar de CO (g) e NO₂ (g) e considerando as temperaturas relacionadas, identifique a temperatura em que as concentrações de reagentes e produtos, no equilíbrio, são aproximadamente iguais.

- 200 °C
- 400 °C
- 600 °C
- 800 °C
- 950 °C

73. (UFRJ) Um método de produção de cianeto de hidrogênio é a nitrogenação do acetileno em fase gasosa, de acordo com a equação:



O diagrama a seguir indica os valores das concentrações (em mol/L) dos compostos N₂, C₂H₂ e HCN em equilíbrio, a várias temperaturas diferentes e mostra que a temperaturas distintas correspondem diferentes condições de equilíbrio.



- Determine a constante de reação K_c da equação de formação de HCN, à temperatura de 300 °C.
- Explique por que a reação de produção de HCN é endotérmica.

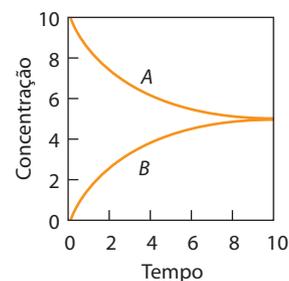
74. (UFV-MG) O estudo experimental de uma reação química em equilíbrio demonstrou que o aumento da temperatura favorecia a formação dos produtos, enquanto o aumento da pressão favorecia a formação dos reagentes. Baseado nessas informações, e sabendo que A, B, C e D são gases, identifique a equação que representa a reação estudada.

- $A + B \rightleftharpoons 2 C + D$ $\Delta H = +500 \text{ kJ/mol}$
- $3 A + 5 B \rightleftharpoons 2 C + 2 D$ $\Delta H = +500 \text{ kJ/mol}$
- $4 A + 5 B \rightleftharpoons 6 C + 7 D$ $\Delta H = -500 \text{ kJ/mol}$
- $3 A + 6 B \rightleftharpoons 3 C + 2 D$ $\Delta H = +500 \text{ kJ/mol}$
- $2 A + 2 B \rightleftharpoons C + D$ $\Delta H = -500 \text{ kJ/mol}$

75. (Fuvest-SP) No equilíbrio $A \rightleftharpoons B$, a transformação de A em B é endotérmica. Esse equilíbrio foi estudado, realizando-se três experimentos.

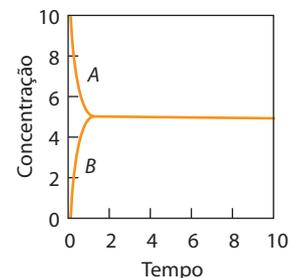
Experimento	Condições
X	a 20 °C, sem catalisador
Y	a 100 °C, sem catalisador
Z	a 20 °C, com catalisador

O gráfico abaixo mostra corretamente as concentrações de A e de B, em função do tempo, para o experimento X.

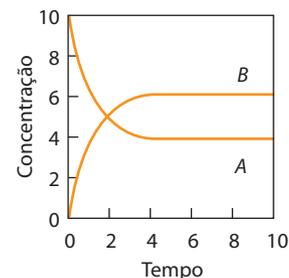


Examine os gráficos abaixo.

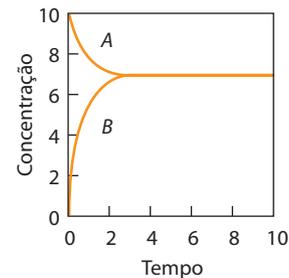
I.



II.



III.



Aqueles que mostram corretamente as concentrações de A e de B, em função do tempo, nos experimentos Y e Z são, respectivamente:

- I e II.
- I e III.
- II e I.
- II e III.
- III e I.

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

UMA DESCOBERTA QUE MUDOU O MUNDO

Se alguém lhe pedir para citar as dez ou mesmo as cem descobertas científicas mais importantes do século 20, você provavelmente não se lembrará do processo de síntese da amônia. Essa descoberta, contudo, é de enorme importância e foi determinante para configurar a situação econômica e ambiental existente atualmente em nosso planeta.

Explosivos e alimentos

O processo desenvolvido por Haber-Bosch forneceu à Alemanha um grande suprimento de amônia suficiente para que o país se tornasse independente de seus fornecedores habituais. Com isso, esse composto e seus derivados, como o ácido nítrico, poderiam ser empregados para produzir explosivos como a nitroglicerina e o trinitrotolueno (TNT).

[...]

Por outro lado, a síntese de amônia desenvolvida por Haber-Bosch proporcionou a produção em escala mundial de fertilizantes nitrogenados, aumentando a produtividade da agricultura em grande parte do planeta. Atribui-se à síntese da amônia um aumento de 30 a 50% da produção agrícola. Com isso, os fertilizantes nitrogenados garantiram a sobrevivência de mais de um quarto da população mundial durante o século 20.

A importância desses fertilizantes nitrogenados tem se ampliado nos últimos anos. Estima-se que, atualmente, cerca de metade da humanidade tenha a sua subsistência alimentar associada com o processo de fixação de nitrogênio desenvolvido por Haber-Bosch.



Essa fábrica produz amônia, ureia e gás carbônico. (Sergipe, 2003.)

Impacto ambiental

Os benefícios dessa reação, no entanto, têm como contrapartida uma série de efeitos nocivos ao meio ambiente. Em 2005, cerca de 100 milhões de toneladas de nitrogênio foram utilizadas globalmente na agricultura, mas apenas 17% desse volume foram consumidos pela humanidade na forma de alimentos, incluindo carne e laticínios. Essa eficiência extremamente baixa do uso de nitrogênio na agricultura representa um importante fator de risco para o meio ambiente.

Cerca de 40% do nitrogênio usado em fertilizantes e desperdiçado por práticas agrícolas incorretas retorna à sua forma atmosférica não reativa. Apesar disso, a maior parte desse elemento químico acaba por contaminar os ambientes terrestres e aquáticos e a atmosfera, o que contribui para diminuir a biodiversidade. O nitrogênio perdido altera ainda o balanço dos gases do efeito-estufa, influencia o ozônio atmosférico, acidifica o solo e estimula a formação de material particulado na atmosfera.

Esses impactos ambientais podem e devem ser minimizados com intervenções para aumentar a eficiência do uso de fertilizantes e para aumentar sua conversão ao N₂ atmosférico. Além disso, devem ser desenvolvidos métodos que permitam um tratamento mais eficiente dos resíduos nitrogenados produzidos pelos seres humanos e animais por eles criados.

O futuro dos fertilizantes

[...]

Projeções realizadas pela Organização das Nações Unidas para a Agricultura e Alimentação (FAO) indicam que o uso de fertilizantes nitrogenados aumentará de duas a três vezes até a segunda metade deste século. Esse acréscimo do consumo está associado com o aumento da população global que, estima-se, chegará a 15 bilhões de pessoas em 2100.

Por outro lado, avaliações otimistas apontam um aumento da produtividade agrícola por hectare, o que minimizaria a necessidade de aumento proporcional da área agrícola. Além disso, o desenvolvimento da eficiência do uso de fertilizantes pode contribuir para diminuir os riscos ambientais associados com uso desmedido desses compostos.

Deve ser ressaltado, contudo, que as projeções da FAO em relação a uma distribuição mais equitativa dos alimentos em nosso planeta são bem mais pessimistas e acredita-se que o total de 850 milhões de indivíduos subnutridos será ampliado nas próximas décadas.

Apesar de criado há um século, o processo de fixação de nitrogênio por Haber-Bosch ainda não foi capaz de estender seus benefícios a uma parte significativa da humanidade, que permanece faminta e distante das condições mínimas para seu desenvolvimento. Contudo, os impactos ambientais negativos desse procedimento há algum tempo se distribuem de forma igualitária para todos os habitantes do planeta.

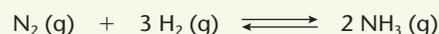
BORGES J., *Uma descoberta que mudou o mundo*. Disponível em <<http://cienciahoje.uol.com.br/colunas/por-dentro-das-celulas/uma-descoberta-que-mudou-o-mundo/>>. Acesso em: mar. 2010.



Adubação em plantação de milho. [Suíça, 2002.]

▶ **Questões sobre a leitura** ▶ Registre as respostas em seu caderno

- 76.** Qual foi o grande avanço que o processo Haber-Bosch trouxe para a obtenção da amônia?
- 77.** Uma das aplicações da amônia é a produção de explosivos. Discuta com seus colegas se essa é, necessariamente, uma aplicação nociva dessa substância.
- 78.** Quais são os impactos ambientais decorrentes do uso de fertilizantes nitrogenados, e o que pode ser feito para evitá-los?
- 79.** Segundo o texto, o aumento na eficiência do uso dos fertilizantes nitrogenados garantirá o sustento da população do planeta?
- 80.** (UFSCar-SP) Em 1912, o químico alemão Fritz Haber desenvolveu um processo para sintetizar amônia diretamente dos gases nitrogênio e hidrogênio. Este processo é muito importante economicamente, porque a amônia é bastante utilizada, por exemplo, na indústria de fertilizantes. Considere a reação em equilíbrio químico num sistema fechado



Mantendo-se a temperatura constante, algumas modificações podem ser realizadas nesse sistema:

- I. introdução de $\text{N}_2(\text{g})$;
- II. aumento da pressão do sistema;
- III. adição de catalisador.

As modificações que irão provocar o deslocamento do equilíbrio, favorecendo a formação de NH_3 , são:

- a) I e II, apenas.
 - b) I e III, apenas.
 - c) III, apenas.
 - d) II e III, apenas.
 - e) I, II e III.
- 81.** (UFPR) Por milhares de anos, os compostos de nitrogênio têm sido adicionados ao solo para aumentar a produtividade das safras de alimentos. Antigamente, o único modo efetivo era adicionar “nitrogênio orgânico”, isto é, adubo. No século XIX, tornou-se prática comum, nos Estados Unidos e Europa Ocidental, o uso de nitrato de sódio (NaNO_3), importado do Chile. Em 1908, Fritz Haber, na Alemanha, demonstrou que o nitrogênio atmosférico podia ser fixado por reação com hidrogênio, formando amônia. A reação que Haber usou era:



O processo Haber é hoje o principal processo não natural de produção de nitrogênio fixado no mundo, mas sua viabilidade depende da escolha de condições sob as quais nitrogênio e hidrogênio reagirão rapidamente para produzir amônia com alto rendimento. Com base nes-

sas informações e na expressão da constante de equilíbrio $\left(K_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2] \cdot [\text{H}_2]^3} \right)$, considere as seguintes afirmativas acerca da reação de produção de amônia:

- I. O valor K_c indica que à temperatura ambiente a produção de amônia é favorecida.
- II. Baixas pressões diminuem a produção de amônia.
- III. Altas temperaturas aumentam a produção de amônia.
- IV. A entalpia dos produtos é menor que a entalpia dos reagentes.

Identifique a alternativa correta.

- a) Somente as afirmativas I, II e IV são verdadeiras.
- b) Somente as afirmativas III e IV são verdadeiras.
- c) Somente as afirmativas II e III são verdadeiras.
- d) Somente as afirmativas I, II e III são verdadeiras.
- e) Somente as afirmativas II, III e IV são verdadeiras.

7

Equilíbrios iônicos em soluções aquosas

A água é fundamental para a vida, pois uma de suas propriedades é a capacidade de dissolver um grande número de substâncias. As soluções aquosas são responsáveis pelo equilíbrio entre os íons presentes em nosso metabolismo.

+

TÓPICOS DO CAPÍTULO

1

EQUILÍBRIOS IÔNICOS EM GERAL

2

EQUILÍBRIO IÔNICO NA ÁGUA/pH E pOH

3

HIDRÓLISE DE SAIS

LEITURA: ACIDEZ ESTOMACAL

Sede de quê?

Boa água e boa alimentação são os melhores apoios para as atividades físicas.



No corpo humano, o movimento e o transporte de nutrientes e gases são realizados por soluções aquosas.

No sangue e no citoplasma (interior gelatinoso das células), transformações químicas ocorrem continuamente, gerando a energia necessária para a manutenção da vida.

Um exemplo é a chamada **bomba de sódio-potássio**, esquematizada na página ao lado, que mantém o **equilíbrio iônico** no interior das células. Esse trabalho é realizado por proteínas, nas membranas celulares, que mantêm a concentração interna do íon sódio (Na^+) de 8 a 12 vezes menor que seu meio externo e a concentração do íon potássio (K^+) de 20 a 40 vezes maior que seu meio externo.

Em atividades como um jogo de capoeira, basta beber água para manter o equilíbrio iônico.

Já em atividades como a maratona, a perda de água e de sais minerais pode alterar os equilíbrios iônicos das soluções corporais e prejudicar o metabolismo.

PM IMAGES/GETTY IMAGES

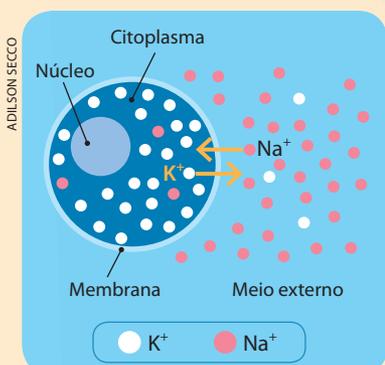
RICHARD WEHR/ISTOCK/ALAMY.COM PHOTO/OTHER IMAGES



A imagem ampliada e colorizada artificialmente acima mostra gotas de suor na superfície da pele (aumento de 15 vezes). Suar diminui a temperatura do corpo e elimina sais minerais, interferindo nos equilíbrios iônicos do organismo.

Bomba de sódio-potássio

O íon K^+ é essencial a diversos processos intracelulares, como a síntese de proteínas e a respiração celular. Essas “bombas” controlam a passagem dos íons Na^+ e K^+ , que, por difusão, atravessam seletivamente do meio externo para o interior das células e vice-versa.



(Representação esquemática sem escala; cores-fantasia.)

Participação da água na massa de uma pessoa

Aproximadamente 60% de nosso corpo é constituído por água, fluindo constantemente pelas membranas das células e vasos sanguíneos.



40% Elementos sólidos

Substâncias orgânicas, como proteínas e lipídios, são maioria no “peso seco” do corpo. Sais minerais são cerca de 3,6% do “peso” total.

40% Água no meio intracelular

A maior parte da água do corpo “recheia” as células, formando o citoplasma.

20% Água no meio extracelular

Fluido intersticial, plasma sanguíneo e outros fluidos corporais.

Quem precisa de isotônicos?

Muitas propagandas de bebidas isotônicas industrializadas, contendo carboidratos e uma composição de íons parecida com a do plasma humano, sugerem que esses produtos melhoram o desempenho dos atletas. Mas tais produtos são inócuos na maioria das atividades físicas e contraindicados para pessoas com algumas doenças. A reposição hidroeletrólítica, mesmo em competições pesadas, também pode ser obtida com frutas, sucos, água de coco e outras opções naturais.

REFLETINDO

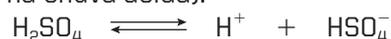
É relativamente frequente pessoas sofrerem perdas consideráveis de líquidos e de sais minerais nas diarreias e nos casos de desidratação infantil. Como devemos proceder nesses casos? Conceitue sua resposta em linguagem química.

1 Equilíbrios iônicos em geral

1.1. Conceitos iniciais

Equilíbrio iônico é o caso particular dos equilíbrios químicos em que aparecem íons. Os íons estão presentes em todas as soluções aquosas. Por exemplo:

- na água do mar, existem íons Ca^{2+} formadores dos corais e das carapaças de vários animais marinhos;
- no soro fisiológico, há os íons Na^+ e Cl^- , numa concentração de 0,9% em massa;
- quando uma gota de chuva dissolve o H_2SO_4 formado pela poluição na atmosfera, verifica-se o seguinte equilíbrio (presente na chuva ácida):



Dos equilíbrios iônicos em solução aquosa, um dos mais importantes é o que ocorre na ionização de ácidos e bases, como por exemplo:

- ácido cianídrico: $\text{HCN} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{CN}^-$
- hidróxido de amônio: $\text{NH}_4\text{OH} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$

A quantidade de íons presentes em uma solução pode ser verificada pela condutividade elétrica dessa solução, o que pode ser feito por meio de uma montagem como a da figura ao lado. Se a quantidade de íons for alta, haverá muitos íons em solução e, então, a luz da lâmpada será intensa; caso contrário, se a quantidade de íons for baixa, haverá poucos íons em solução e a luz da lâmpada será fraca.

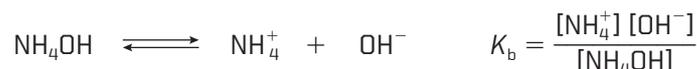
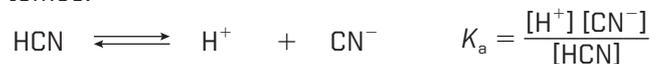
Como acontece em qualquer equilíbrio, aqui também serão definidos um **grau de equilíbrio** (α) e uma **constante de equilíbrio** (K_c), que agora recebem nomes particulares:

α : **grau de ionização**
 K_c : **constante de ionização**, também representada por K_i (ou K_a , no caso dos ácidos, ou ainda K_b , no caso das bases).

O grau de ionização segue a definição geral:

$$\alpha = \frac{\text{Quantidade de mols dissociados ou ionizados}}{\text{Quantidade inicial de mols}}$$

A **constante de ionização** segue normalmente a Lei de Guldberg-Waage. Para os equilíbrios de HCN e NH_4OH já mencionados, temos:

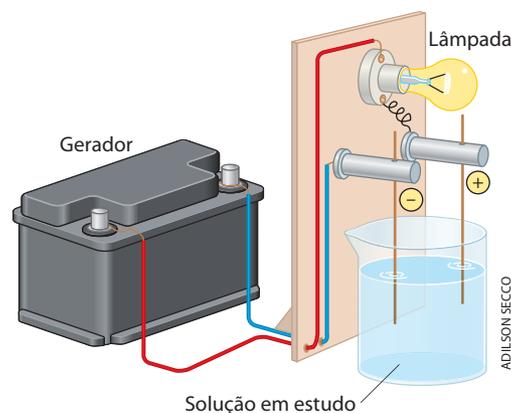


É importante notar que:

- quando o valor numérico de K é alto, mostrando que o numerador da fração é muito maior do que o denominador, conclui-se que a dissociação ou ionização também é alta; dizemos, nesse caso, que o **eletrólito é forte**, e o valor de α é próximo de 100%;
- quando o valor numérico de K é baixo, mostrando que o numerador da fração é muito menor do que o denominador, conclui-se que a dissociação ou ionização também é baixa; dizemos, nesse caso, que o **eletrólito é fraco**, e o valor de α é próximo de 0%.



A lagosta possui uma espessa carapaça, que lhe dá sustentação e lhe serve de proteção. (São Sebastião, SP, 2004).



Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Por exemplo:

Ácido	K_a	Força
$\text{HCl} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{Cl}^-$	$1,0 \cdot 10^7$ (valor muito alto)	Forte
$\text{HNO}_2 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{NO}_2^-$	$4,7 \cdot 10^{-4}$ (valor baixo)	Fraco
$\text{HCN} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{CN}^-$	$4,9 \cdot 10^{-10}$ (valor muito baixo)	Muito fraco

Devemos ainda observar que a constante de equilíbrio é usada, em geral, para **eletrólitos fracos** e em **soluções diluídas**, pois somente nesses casos o valor numérico de K permanece realmente constante. Conseqüentemente, os valores usuais de K_a e K_b são muito baixos, tornando-se usual, por questão de comodidade, expressá-los por meio de logaritmos, segundo as definições:

$$\text{p}K_a = -\log K_a \quad \text{e} \quad \text{p}K_b = -\log K_b$$

Desse modo, os três exemplos da tabela acima ficarão:

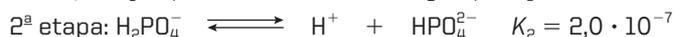
- $\text{HCl}: K_a = 1,0 \cdot 10^7 \Rightarrow \text{p}K_a = -7,0$
- $\text{HNO}_2: K_a = 4,7 \cdot 10^{-4} \Rightarrow \text{p}K_a = +3,3$
- $\text{HCN}: K_a = 4,9 \cdot 10^{-10} \Rightarrow \text{p}K_a = +9,3$

Enfim, quanto **menor** for o valor de K_a , **maior** será o valor correspondente de $\text{p}K_a$.

OBSERVAÇÕES

1ª Tanto α como K aumentam com a temperatura.

2ª No caso de um poliácido (ou de uma polibase), a ionização é gradativa, ionizando-se um H^+ (ou um OH^-) por vez. Por exemplo, no caso de H_3PO_4 , temos:



Nesses casos, definimos um α e um K para cada etapa. Tanto α como K vão diminuindo de uma etapa para outra. Por esse motivo, em alguns exercícios, considera-se apenas a primeira etapa.

1.2. Lei da Diluição de Ostwald

A Lei da Diluição de Ostwald relaciona o grau de ionização com o volume (diluição) da solução. Podemos deduzi-la usando a tabela já explicada nos cálculos do equilíbrio. Vamos supor n (mols) do eletrólito BA , dissolvidos em V (litros) de solução e apresentando o grau de ionização igual a α . Teremos:

	$BA \rightleftharpoons B^+ + A^-$		
Quantidade inicial de mols	n	Zero	Zero
Quantidade de mols ionizados	$n\alpha$	$n\alpha$	$n\alpha$
Quantidade de mols no equilíbrio	$n - n\alpha$	$n\alpha$	$n\alpha$
Concentrações em mol/L no equilíbrio	$\frac{n(1 - \alpha)}{V}$	$\frac{n\alpha}{V}$	$\frac{n\alpha}{V}$

Wilhelm Ostwald

Químico alemão, nasceu em 1853 e faleceu em 1932 (ao lado, em desenho de Mameoth, 1910).

Em 1871, entrou para a Universidade de Dorpat, onde passou a lecionar Física em 1875. Tornou-se professor de Físico-Química em Riga (1881) e na Universidade de Leipzig (1887), onde desenvolveu sua teoria sobre as constantes de dissociação dos ácidos. Juntamente com Arrhenius e Van't Hoff, Ostwald é considerado um dos fundadores da Físico-Química, pois melhorou métodos e aparelhos de pesquisa, além de reunir, em Leipzig, um importante grupo de pesquisadores nessa disciplina. Ostwald recebeu o Prêmio Nobel de Química em 1909 por seus trabalhos sobre catálise.



Portanto:

$$K = \frac{[B^+][A^-]}{[BA]} \Rightarrow K = \frac{\frac{n\alpha}{V} \cdot \frac{n\alpha}{V}}{\frac{n(1-\alpha)}{V}} \Rightarrow K = \frac{n\alpha^2}{V(1-\alpha)}$$

Essa última fórmula é a chamada **Lei da Diluição de Ostwald**.

Observe que, para eletrólitos muito fracos, α é muito pequeno, e podemos admitir, nesse caso, que $1 - \alpha \approx 1$. Assim, a Lei de Ostwald pode ser particularizada:

$$K = \frac{n}{V} \cdot \alpha^2 \Rightarrow K = m\alpha^2$$

Vamos, agora, rearranjar a penúltima equação, para verificar como α depende de V :

$$K = \frac{n\alpha^2}{V(1-\alpha)} \Rightarrow KV = \frac{n\alpha^2}{1-\alpha}$$

Quando $V \Rightarrow \infty$ (isto é, a diluição tende a ser infinita), o primeiro membro, KV , tende ao infinito. Para manter a igualdade, o segundo membro, $\frac{n\alpha^2}{1-\alpha}$, também deve tender ao infinito, o que só vai ocorrer se o denominador $(1 - \alpha)$ tender a zero, ou seja, se α tender a 1 (100%).

Podemos, então, enunciar a **Lei da Diluição de Ostwald** da seguinte maneira:

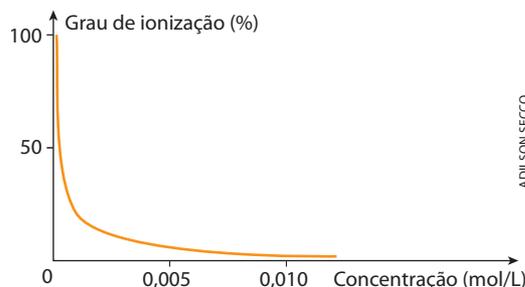
O grau de ionização de um eletrólito aumenta, tendendo para 100%, à medida que a solução se dilui.

Em uma solução aquosa de ácido acético, por exemplo, temos:



O efeito da diluição é mostrado na tabela e no gráfico seguintes:

Concentração da solução (mol/L)	Grau de ionização de CH_3COOH (a 25 °C)
0,1	1,35%
0,01	4,30%
0,001	12,40%
0,0001	33,50%



Podemos explicar a Lei da Diluição de Ostwald, pela Teoria das Colisões, dizendo que, em soluções muito diluídas, há menor probabilidade de os íons positivos e negativos se reencontrarem para refazer a molécula da substância inicial. Em outras palavras, a reação inversa é cada vez menos provável, predominando, então, a reação direta, isto é, a ionização do eletrólito.

1.3. Efeito do íon comum

O **efeito do íon comum** corresponde à aplicação, aos equilíbrios iônicos, das ideias gerais de **deslocamento do equilíbrio** (Princípio de Le Chatelier), que vimos no capítulo anterior.

Seja, por exemplo, um ácido fraco, em solução aquosa:

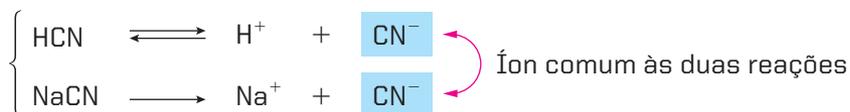


Vamos supor que, a seguir, seja adicionado à solução o sal NaCN, derivado do próprio ácido:



Essa dissociação é total, pois todo sal de sódio é eletrólito forte e produz o íon CN^- , que é **comum ao ácido**.

Temos, então, ocorrendo simultaneamente:



A “soma” desses CN^- corresponde, na realidade, a um aumento de $[\text{CN}^-]$ que desloca o equilíbrio $\text{HCN} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{CN}^-$ no sentido da formação do HCN (Princípio de Le Chatelier), isto é, **diminui a ionização do ácido HCN**.

O mesmo aconteceria a uma solução de base fraca se a ela fosse adicionado um sal da própria base. Resumindo:

Efeito do íon comum é a diminuição da ionização de um ácido fraco ou de uma base fraca, por influência de um sal do próprio ácido ou da própria base.

Embora esse enunciado corresponda ao caso mais frequente do efeito do íon comum, podemos generalizar e dizer (sempre de acordo com o Princípio de Le Chatelier):

Efeito do íon comum é o deslocamento da posição de equilíbrio de um eletrólito, causado pela adição de um segundo eletrólito (em geral mais forte), possuidor de um íon em comum com o primeiro.



Questões

Registre as respostas em seu caderno

- Qual é a relação entre a constante de ionização e a força de um eletrólito?
- Explique qual é o efeito da adição de um íon comum à solução de um ácido ou base.
- Quando um bicarbonato solúvel é dissolvido em água, o seguinte equilíbrio químico é estabelecido:
 $\text{HCO}_3^- (\text{aq}) + \text{H}^+ (\text{aq}) \rightleftharpoons \text{CO}_2 (\text{g}) + \text{H}_2\text{O} (\ell)$
 O que ocorre quando um bicarbonato é dissolvido em uma solução ácida?
- Em relação à questão anterior, o que ocorre quando um bicarbonato é dissolvido em uma solução básica?
- O ácido acetilsalicílico é uma substância de caráter ácido que, em água, sofre o seguinte equilíbrio:
 ácido acetilsalicílico \rightleftharpoons ânion + H^+
 A absorção do ácido acetilsalicílico pelo nosso organismo ocorre quando ele consegue atravessar a membrana do estômago, feito que o seu ânion não consegue realizar.
 Tente explicar por que a absorção do ácido acetilsalicílico é facilitada dentro do estômago.



Exercícios básicos

Registre as respostas em seu caderno

- (Fatec-SP) Utilizando um dispositivo constituído por dois eletrodos conectados a uma lâmpada, testou-se o grau de condutibilidade elétrica de volumes iguais de duas soluções aquosas, uma do ácido **HA** e outra do ácido **HB**. Os resultados foram os seguintes:
 Intensidade da luz da lâmpada $\begin{cases} \bullet \text{ solução de HA: muito intensa} \\ \bullet \text{ solução de HB: fraca} \end{cases}$
 De acordo com esses resultados, quais as soluções de **HA** e **HB** respectivamente?
 a) CH_3COOH 0,01 mol/L e CH_3COOH 0,1 mol/L
 b) CH_3COOH 0,1 mol/L e H_2SO_4 0,1 mol/L
 c) HCl 0,1 mol/L e CH_3COOH 0,1 mol/L
 d) HCl 0,01 mol/L e H_2SO_4 0,1 mol/L
 e) HCl 0,001 mol/L e H_2SO_4 0,1 mol/L
- (UFSM-RS) X, Y e Z representam três ácidos que, quando dissolvidos em um mesmo volume de água, à tempera-

tura constante, comportam-se de acordo com a tabela abaixo.

	Número de mols dissolvidos	Número de mols ionizados
X	20	2
Y	10	7
Z	5	1

Analise as afirmações, considerando os três ácidos.

- X representa o mais forte.
- Z representa o mais fraco.
- Y apresenta o maior grau de ionização.

Está(ão) correta(s):

- apenas I.
- apenas II.
- apenas III.
- apenas I e II.
- I, II e III.

3. (PUC-MG) A tabela ao lado se refere a dados de forças relativas de ácidos em soluções aquosas, à temperatura ambiente. Das soluções aquosas abaixo, a melhor condutora de eletricidade é:
- 0,1 mol/L de HNO₂.
 - 0,1 mol/L de HBr.
 - 0,1 mol/L de CH₃COOH.
 - 0,1 mol/L de HBrO.
 - 0,1 mol/L de HIO.

Ácidos	Constante de ionização (K _a)
HBr	6,0 · 10 ⁻²
HNO ₂	4,5 · 10 ⁻⁴
CH ₃ COOH	1,8 · 10 ⁻⁵
HBrO	2,1 · 10 ⁻⁹
HIO	2,3 · 10 ⁻¹¹

4. (Unigranrio-RJ) Qual dos sais abaixo poderia diminuir o grau de ionização da base NH₄OH?
- NaCl
 - NaNO₃
 - NH₄Cl
 - K₂SO₄
 - CaCl₂

Exercício resolvido

5. O grau de dissociação iônica do ácido acético, em solução 0,02 mol/L, é 3% a 25 °C. Calcule a constante de ionização do ácido acético a 25 °C.

Resolução

Os problemas comuns sobre equilíbrio iônico envolvem a molaridade da solução, a constante de equilíbrio e o grau de equilíbrio, e podem ser resolvidos com auxílio da tabela que já foi usada para os equilíbrios em geral (página 245). É evidente que, preenchendo a tabela em mol/L desde o início, não será necessária a última linha, isto é, a divisão pelo volume total da solução.

	CH ₃ COOH	⇌	H ⁺	+	CH ₃ COO ⁻
Quantidade inicial de mols (já "por litro")	0,02		Zero		Zero
Quantidade de mols ionizados	0,02 · 0,03 = 0,0006		0,0006		0,0006
Quantidade de mols no equilíbrio (já "por litro")	0,02 - 0,0006 = 0,0194		0,0006		0,0006

Aplicando a expressão da constante de ionização do ácido acético, temos:

$$K_a = \frac{[H^+][CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} \Rightarrow K_a = \frac{0,0006 \cdot 0,0006}{0,0194} \Rightarrow K_a = 1,86 \cdot 10^{-5}$$

Observação: A resolução deste problema torna-se imediata com o uso da expressão da Lei da Diluição de Ostwald:

$$K = \frac{n\alpha^2}{V(1-\alpha)}$$

(Essa expressão foi deduzida com o uso da tabela da página 245) Simplificando ainda mais, lembramos que o quociente

$\frac{n}{V}$ representa a molaridade (m) da solução. Então:

$$K = \frac{m\alpha^2}{1-\alpha} \Rightarrow K_a = \frac{0,02 \cdot (0,03)^2}{1-0,03} \Rightarrow K_a = 1,86 \cdot 10^{-5}$$

Generalizando, observamos que essa última fórmula resolve qualquer problema envolvendo K , α , m .

Uma simplificação ainda maior poderá ser feita quando o valor de α for muito pequeno. Nesse caso, $(1 - \alpha)$ será praticamente igual a 1, e a última fórmula se reduzirá a:

$$K = m\alpha^2$$

Se aplicarmos essa última fórmula ao problema, teremos:

$$K_a = 0,02 \cdot (0,03)^2 \Rightarrow K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

Veja que esse valor é muito próximo do obtido acima.

A fórmula assim escrita é particularmente útil para o cálculo de α de eletrólitos muito fracos, quando teremos:

$$\alpha = \sqrt{\frac{K}{m}} \text{ (para } \alpha \text{ muito menor que 1)}$$

6. (UFPA) A partir da constante de ionização do ácido acético, que é igual a $1,8 \cdot 10^{-5}$, qual o grau de ionização de uma solução 0,045 M do referido ácido?
 a) 2% b) 4% c) 8% d) 20% e) 50%
7. (UFBA) Um determinado produto de limpeza, de uso doméstico, é preparado a partir de $2,5 \cdot 10^{-3}$ mol de NH_3 para cada litro de produto. A 25°C , esse produto contém, dentre outras espécies químicas, $1,0 \cdot 10^{-10}$ mol/L de H^+ (aq). Considere-se que a equação de ionização da amônia em água é $\text{NH}_3(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \longrightarrow \text{NH}_4^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$. Calcule, em porcentagem, o grau de ionização da amônia nesse produto.

Exercícios complementares

Registre as respostas em seu caderno

8. (Ceeteps-SP) Considere volumes iguais de soluções $0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ dos ácidos listados a seguir, designados por I, II, III e IV e seus respectivos K_a :

Ácido	Fórmula	K_a
I. Ácido etanoico	CH_3COOH	$1,7 \cdot 10^{-5}$
II. Ácido monocloraacético	CH_2ClCOOH	$1,3 \cdot 10^{-3}$
III. Ácido dicloroaacético	CHCl_2COOH	$5,0 \cdot 10^{-2}$
IV. Ácido tricloroaacético	CCl_3COOH	$2,3 \cdot 10^{-1}$

Como será a concentração de H^+ ?

- a) Maior na solução do ácido IV.
 b) Maior na solução do ácido I.
 c) A mesma nas soluções dos ácidos II e III.
 d) A mesma nas soluções dos ácidos I, II, III e IV.
 e) Menor na solução do ácido IV.
9. Qual é a molaridade de uma solução de ácido cianídrico, sabendo-se que ele está 0,01% dissociado e que a constante de ionização, na mesma temperatura, é $7,2 \cdot 10^{-10}$?
10. (Uepa) Os halogênios pertencem a uma classe de elementos com acentuada reatividade química, presentes na composição química de muitos ácidos, dentre os quais o HCl , o HF , o HI e o HBr . Tomando como base os dados fornecidos para esses compostos no quadro abaixo:

Reação de ionização em meio aquoso	Constante de ionização (a 25°C)
$\text{HF}(\ell) \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{F}^-(\text{aq})$	$6,0 \cdot 10^{-4}$
$\text{HCl}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$	$\approx 1,0 \cdot 10^7$
$\text{HBr}(\ell) \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{Br}^-(\text{aq})$	$\approx 1,0 \cdot 10^9$
$\text{HI}(\ell) \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{I}^-(\text{aq})$	$\approx 3,0 \cdot 10^9$

é correto afirmar que:

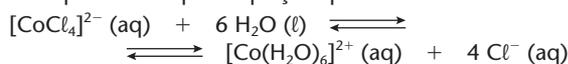
- a) O ácido iodídrico é o que apresenta menor ionização.
 b) A ordem de acidez apresentada para essas substâncias é $\text{HCl} > \text{HF} > \text{HI} > \text{HBr}$.
 c) O HI em meio aquoso é o ácido de maior condutibilidade elétrica.
 d) A substância com maior capacidade de liberar H_3O^+ é o HBr .
 e) O HCl , ao sofrer ionização, apresenta mais espécies não ionizadas.
11. (Fuvest-SP) Algumas argilas do solo têm capacidade de trocar cátions da sua estrutura por cátions de soluções aquosas do solo. A troca iônica pode ser representada pelo equilíbrio:



Se o solo for regado com uma solução aquosa de um adubo contendo NH_4NO_3 , o que ocorre com o equilíbrio acima?

- a) Desloca-se para o lado de $\text{Na}^+(\text{aq})$.
 b) Desloca-se para o lado do $\text{NH}_4^+(\text{aq})$.
 c) O valor de sua constante aumenta.
 d) O valor de sua constante diminui.
 e) Permanece inalterado.

12. (FMTM-MG) A sílica gel (“bolinhas azuis”) é um material com propriedades desidratantes, utilizado em laboratórios químicos e para transporte de materiais eletroeletrônicos. Em atmosfera úmida, a sílica gel absorve moléculas de água do ambiente tornando-se rosa. A sílica gel pode ser regenerada por aquecimento em estufa, tornando-se azul novamente. A reação envolvida nesse processo pode ser representada pela equação química:



Considere as seguintes afirmações quanto ao equilíbrio químico:

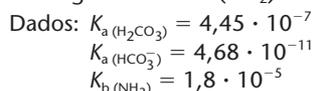
- I. Em atmosfera seca, o equilíbrio da reação é deslocado para a direita.
 II. A formação de $[\text{CoCl}_4]^{2-}$ indica a presença de umidade.
 III. Na adição de cloreto de sódio, observa-se o mesmo efeito no deslocamento do equilíbrio químico provocado pela adição de ácido clorídrico concentrado.

Está correto o contido em:

- a) I, II e III.
 b) I e II apenas.
 c) I e III apenas.
 d) II apenas.
 e) III apenas.

13. (UFU-MG) Os compostos orgânicos biodegradáveis podem sofrer decomposição por micro-organismos, sob condições anaeróbicas, com produção de gases como metano (CH_4), amônia (NH_3) e gás sulfídrico (H_2S). Em relação aos gases citados:

- a) explique por que os gases NH_3 e H_2S , quando produzidos em água, dissolvem-se em quantidades bem maiores que o CH_4 , que se desprende rapidamente para a atmosfera;
 b) explique, usando equações de reações químicas, por que a solubilidade do NH_3 aumenta com a quantidade de gás carbônico (CO_2) dissolvido na água.



2 Equilíbrio iônico na água/pH e pOH

2.1. Introdução

À ideia de **ácido** está associado o sabor azedo, como acontece com o vinagre e o limão; e, à ideia de **base** (ou **álcali**), estão associados um sabor adstringente e uma sensação semelhante à provocada pelo sabão ao tato.

Os chamados **ácidos de Arrhenius**, por ionização, produzem H^+ , e as bases de Arrhenius produzem OH^- . O **confronto ácido** \times **base** é muito importante para compreender o comportamento das substâncias químicas.

Várias vezes, temos insistido na importância das **medições** na Ciência. Pois bem, neste item, vamos falar exatamente como se mede esse **caráter ácido-básico**. Esse assunto é de grande importância, não só nos trabalhos científicos como também no cotidiano. Nos clubes, por exemplo, é muito comum a medida do pH da água das piscinas, sendo, muitas vezes, necessário corrigi-lo com a adição de produtos químicos apropriados. O mesmo acontece com os aquários destinados à criação de peixes. É comum também o controle da **acidez do solo**, para possibilitar certas culturas agrícolas. E grande, atualmente, é a preocupação com as chamadas **chuvas ácidas** e suas consequências.



Kit utilizado para medir o pH em piscinas.

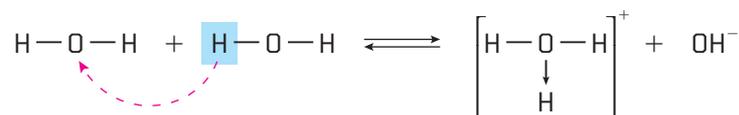
A vida dos animais é condicionada pela maior ou menor acidez ou basicidade do ambiente; certos peixes, por exemplo, toleram águas mais ácidas do que os camarões e as lagostas podem suportar. O sangue humano deve ter um equilíbrio perfeito entre o caráter ácido e o básico, pois, caso contrário, a própria vida corre perigo.

2.2. Equilíbrio iônico na água/produto iônico da água

A água pura se ioniza segundo a equação:



Na verdade, esse processo é mais bem explicado pela **autoionização** da água:



Veja que a primeira molécula de água provocou a ruptura da segunda molécula, formando os íons H_3O^+ (hidrônio) e OH^- (oxidrila). Abreviadamente, podemos escrever:



Apesar de esta última equação ser mais correta do que a primeira, vamos, como é usual, continuar usando a equação abreviada ($H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$).

Assim como acontece com todas as ionizações, também a da água é reversível e vai atingir um equilíbrio, denominado **equilíbrio iônico da água**, em que teremos, como sempre:

- o grau de ionização (α);
- a constante de ionização $\left(K = \frac{[H^+][OH^-]}{[H_2O]} \right)$.

Acontece que a ionização da **água pura** é extremamente baixa. Na montagem da página 244, por exemplo, a lâmpada nem iria acender. Com montagens mais sofisticadas, porém, pode-se medir a condutividade elétrica da água pura e chegar experimentalmente aos seguintes valores aproximados:

- grau de ionização: $\alpha \approx 1,81 \cdot 10^{-9}$ [o que equivale a dizer que, de cada 555.000.000 de moléculas de água, apenas **uma** se ioniza];
- constante de ionização: $K = \frac{[H^+][OH^-]}{[H_2O]} \approx 1,81 \cdot 10^{-16}$ (a 25 °C)

Nessa última fórmula, podemos fazer a seguinte simplificação: se, no equilíbrio iônico da água $H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$, temos apenas 1 molécula de H_2O dissociada em cada 555.000.000 de moléculas de H_2O iniciais, podemos concluir que a quantidade e a concentração da água – $[H_2O]$ – são praticamente as mesmas antes e depois da ionização. Em outras palavras, podemos concluir que $[H_2O]$ é constante. Sendo assim, teremos:

$$K \cdot [H_2O] = [H^+][OH^-] = \text{constante}$$

Constante

Esse produto constante é chamado de **produto iônico da água** e é representado por K_w (o índice **w** vem da palavra inglesa *water*).

$$K_w = [H^+][OH^-]$$

É fácil calcular o valor de K_w , pois, considerando a densidade da água pura a 25 °C igual a 1 g/mL, concluiremos que 1 litro de água possui massa de 1.000 g e contém:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{1.000}{18} \Rightarrow n = 55,5 \text{ mols de } H_2O$$

Uma vez que estamos falando em 1 litro de água, temos $[H_2O] = 55,5 \text{ mol/L}$. Levando esse valor à expressão de K_w , teremos:

$$K_w = [H^+][OH^-] = K \cdot [H_2O] = 1,81 \cdot 10^{-16} \cdot 55,5 \Rightarrow K_w = 1,00 \cdot 10^{-14} \text{ (a 25 °C)}$$

$$\text{Produto iônico da água: } K_w = 1,00 \cdot 10^{-14} \text{ (a 25 °C)}$$

Assim como acontece com todas as constantes de equilíbrio, também K_w varia com a temperatura, como mostramos na tabela:

Temperatura	K_w
0 °C	$0,11 \cdot 10^{-14}$
25 °C	$1,00 \cdot 10^{-14}$
40 °C	$3,0 \cdot 10^{-14}$
100 °C	$51,3 \cdot 10^{-14}$

Vejamos, agora, o que acontece com os valores das concentrações de H^+ e OH^- em água pura, em soluções ácidas e em soluções básicas.

a) Em água pura

Na ionização $H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$, vemos que 1 mol de H^+ forma-se junto com 1 mol de OH^- ; temos, pois, $[H^+] = [OH^-]$, e como $K_w = [H^+][OH^-] = 10^{-14}$, resulta que:

$$[H^+] = [OH^-] = 10^{-7} \text{ mol/L}$$

b) Em soluções aquosas ácidas

Juntando-se à água um ácido (como o HCl, por exemplo), teremos a seguinte situação:

- o HCl é forte e ioniza-se bastante: $\text{HCl} \longrightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$;
- os H^+ do ácido, que são muito numerosos, vão se somar com os poucos H^+ da água, **aumentando** a concentração de H^+ ;
- o aumento da quantidade total de H^+ **desloca** o equilíbrio:



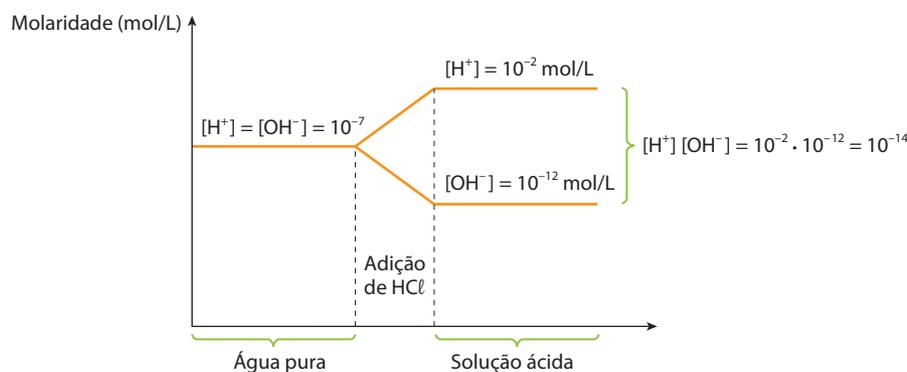
no sentido do H_2O (efeito do íon comum, ou seja, Princípio de Le Chatelier);

- com o **deslocamento do equilíbrio para a esquerda**, o processo consome OH^- , **diminuindo** a concentração de OH^- .

Resumindo, teremos em soluções aquosas ácidas:

- $[\text{H}^+]$ aumenta $\Rightarrow [\text{H}^+] > 10^{-7} \text{ mol/L}$;
- $[\text{OH}^-]$ diminui $\Rightarrow [\text{OH}^-] < 10^{-7} \text{ mol/L}$;
- desse modo, permanece constante o produto: $K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14} \text{ mol/L}$.

Para exemplificar, vamos imaginar que a adição de HCl tenha elevado a concentração de H^+ a $[\text{H}^+] = 10^{-2} \text{ mol/L}$. Conseqüentemente, o $[\text{OH}^-]$ diminuiria para 10^{-12} mol/L a fim de manter o produto $[\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-2} \cdot 10^{-12}$ sempre igual a 10^{-14} . Graficamente, teríamos:

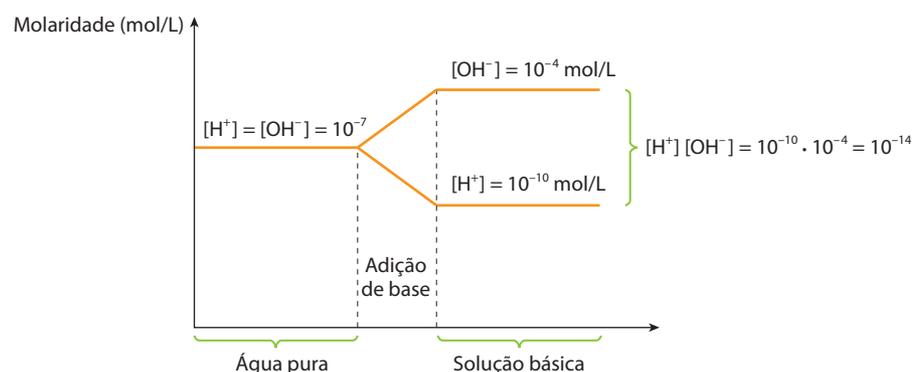


c) Em soluções aquosas básicas

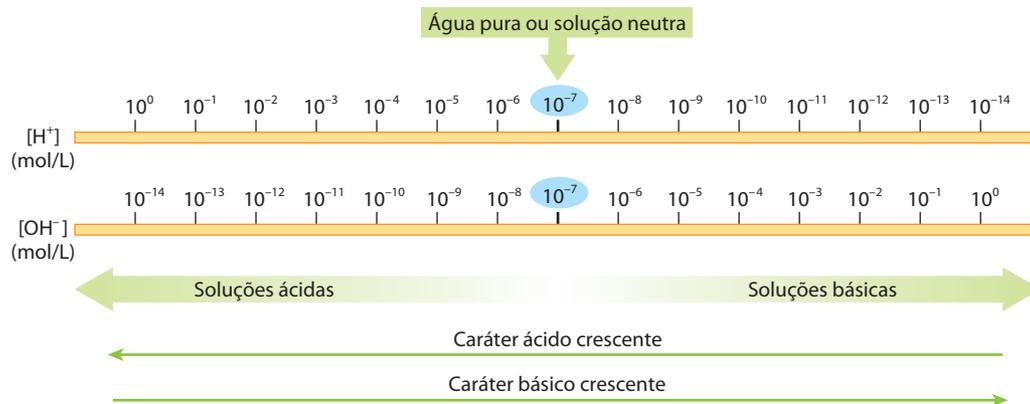
Adicionando à água uma base, podemos concluir, por idêntico raciocínio, que:

- $[\text{OH}^-]$ aumenta $\Rightarrow [\text{OH}^-] > 10^{-7} \text{ mol/L}$;
- $[\text{H}^+]$ diminui $\Rightarrow [\text{H}^+] < 10^{-7} \text{ mol/L}$;
- o produto $[\text{H}^+][\text{OH}^-]$ continua constante (10^{-14} mol/L).

Admitindo, por exemplo, uma concentração final $[\text{OH}^-] = 10^{-4} \text{ mol/L}$, teríamos, graficamente:



Essas conclusões podem ser resumidas pelas seguintes escalas:



ADILSON SECCO

Questões Registre as respostas em seu caderno

- Cite duas situações em que a acidez ou basicidade do ambiente influenciam na manutenção da vida. Consulte a tabela da página 251 e responda:
- A autoionização da água é um processo endotérmico ou exotérmico? Justifique.
- Na água pura, a 0 °C, qual o valor aproximado de $[H^+]$? E de $[OH^-]$?
- Uma solução aquosa que apresenta $[H^+]$ igual a 10^{-7} mol/L, a 0 °C, é considerada ácida, básica ou neutra?
- Uma solução aquosa que apresenta $[OH^-]$ igual a 10^{-7} mol/L, a 0 °C, é considerada ácida, básica ou neutra?

Exercícios básicos Registre as respostas em seu caderno

14. (Mackenzie-SP)

	Soluções	$[H^+]$
I	Urina	$1 \cdot 10^{-6}$
II	Clara de ovo	$1 \cdot 10^{-8}$
III	Lágrima	$1 \cdot 10^{-7}$
IV	Café	$1 \cdot 10^{-5}$

Com os dados da tabela, pode-se afirmar que:

- I, II, III e IV são soluções ácidas.
 - somente II é uma solução básica.
 - somente I, III e IV são soluções ácidas.
 - somente I, II e III são soluções básicas.
 - somente III é solução básica.
15. (UVA) A tabela a seguir fornece a concentração hidrogeniônica, a 25 °C, em mol/L, de alguns produtos:

Produto	Concentração em mol/L de íons H^+ ou OH^-
Vinagre	$[OH^-] = 1,0 \cdot 10^{-11}$
Cafezinho	$[H^+] = 1,0 \cdot 10^{-5}$
Clara de ovo	$[OH^-] = 1,0 \cdot 10^{-6}$
Desinfetante com amônia	$[H^+] = 1,0 \cdot 10^{-12}$

Desses produtos, são ácidos:

- cafezinho e vinagre.
- vinagre e clara de ovo.
- clara de ovo e cafezinho.
- cafezinho e desinfetante com amônia.

16. (FEI-SP) Pode-se diminuir a acidez de uma solução aquosa acrescentando a ela o quê?

- vinagre
- suco de limão
- amoníaco
- sal de cozinha
- ácido muriático

17. (Cefet-RJ) Nas bebidas gaseificadas, existe o equilíbrio:
 $CO_2(g) + H_2O(l) \rightleftharpoons H^+(aq) + HCO_3^-(aq)$
 Ao abrirmos uma garrafa de cerveja ou refrigerante, à temperatura ambiente, vemos bolhas de gás se formarem. Isso ocorre porque:

- com a diminuição da pressão, o equilíbrio desloca-se para a direita, decompondo o CO_2 .
- com a diminuição da pressão, o equilíbrio desloca-se para a esquerda, formando o CO_2 .
- com o aumento da pressão, o equilíbrio desloca-se para a direita, decompondo o CO_2 .
- com o aumento da pressão, o equilíbrio desloca-se para a esquerda, formando o CO_2 .
- sobre o equilíbrio, não existe influência da pressão.

18. (Ceeteps-SP) A concentração de íons $H^+(aq)$ de uma certa solução aquosa é $2,0 \cdot 10^{-5}$ mol/L (dado: $K_w = 1,0 \cdot 10^{-14}$ a 25 °C). Sendo assim, nessa mesma solução a concentração de íons $OH^-(aq)$, em mol/L, deve ser:

- $5,0 \cdot 10^{-10}$
- $2,0 \cdot 10^{-10}$
- $5,0 \cdot 10^{-9}$
- $5,0 \cdot 10^{-8}$
- $2,0 \cdot 10^9$

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

2.3. Os conceitos de pH e de pOH

Nas escalas dadas no item anterior, vimos que os valores de $[H^+]$ e de $[OH^-]$, que indicam o caráter ácido ou básico das soluções aquosas, são expressos por números com expoentes negativos (como 10^{-3} ou 10^{-10} , por exemplo). Considerando que o uso de expoentes negativos não é cômodo, o químico dinamarquês Soren Sørensen (1868-1939) propôs, em 1909, o uso de logaritmos para transformar aqueles valores em números mais cômodos. Surgiram, então, as seguintes definições:

$$pH = -\log [H^+] \quad \text{e} \quad pOH = -\log [OH^-]$$

A letra **p** minúscula que aparece nessas notações deriva de **potência**, lembrando o expoente que aparece na definição dos logaritmos. Sendo assim, costuma-se também dizer que:

- pH é a potência hidrogeniônica;
- pOH é a potência hidroxiliônica.

UM POUCO DE MATEMÁTICA

Faremos, agora, uma rápida revisão do conceito de logaritmo, que será de grande importância para a continuação do assunto que estamos desenvolvendo. Lembremos que os logaritmos foram introduzidos na Matemática, no século XVII, pelo matemático escocês John Napier (1550-1617), para simplificar as operações de multiplicação, divisão, potenciação e radiciação.

Assim, por exemplo, na igualdade $1.000 = 10^3$, o **expoente 3** é chamado de **logaritmo do número 1.000 na base 10**, assim escrito:

$$\log_{10} 1.000 = 3 \quad \text{ou} \quad \log_{10} 10^3 = 3$$

No estudo geral dos logaritmos, são consideradas outras bases, diferentes de 10, para generalizar a definição acima. A base 10, porém, é bastante comum; nela os logaritmos são chamados de decimais e, por comodidade, omite-se o número 10 junto ao símbolo **log**; assim, escrevendo-se apenas $\log 1.000$, já se subentende tratar-se da base 10.

Em nosso estudo, vamos considerar somente os **logaritmos decimais**.

Em Matemática, demonstram-se quatro **propriedades operatórias** dos logaritmos, que serão importantes para nosso estudo, a saber:

- logaritmo de um produto:

$$\log (a \cdot b) = \log a + \log b$$

- logaritmo de um quociente:

$$\log \left(\frac{a}{b} \right) = \log a - \log b$$

- logaritmo de uma potência:

$$\log a^b = b \cdot \log a$$

- logaritmo de uma raiz:

$$\log \sqrt[b]{a} = \frac{\log a}{b}$$

Com o uso dos logaritmos decimais, todas as considerações feitas no item anterior se simplificam.

De fato, no tocante ao produto iônico da água, a 25 °C ($K_w = [H^+][OH^-] = 10^{-14}$), temos:

- do produto: $[H^+][OH^-] = 10^{-14}$
- extraíndo os logaritmos: $\log [H^+] + \log [OH^-] = -14$
- e trocando os sinais: $-\log [H^+] - \log [OH^-] = 14$

- chegamos a: $pH + pOH = 14$

Sem dúvida, esta última expressão é mais simples que as primeiras.

No que diz respeito aos valores de $[H^+]$ e de $[OH^-]$ em água pura, em soluções ácidas e em soluções básicas, eles também se simplificam, pois:

- a) em água pura: $pH = pOH = 7$

b) em soluções ácidas:

$$[H^+] > 10^{-7} \Rightarrow \log [H^+] > -7 \Rightarrow -\log [H^+] < 7 \Rightarrow \boxed{pH < 7}$$

$$[OH^-] < 10^{-7} \Rightarrow \log [OH^-] < -7 \Rightarrow -\log [OH^-] > 7 \Rightarrow \boxed{pOH > 7}$$

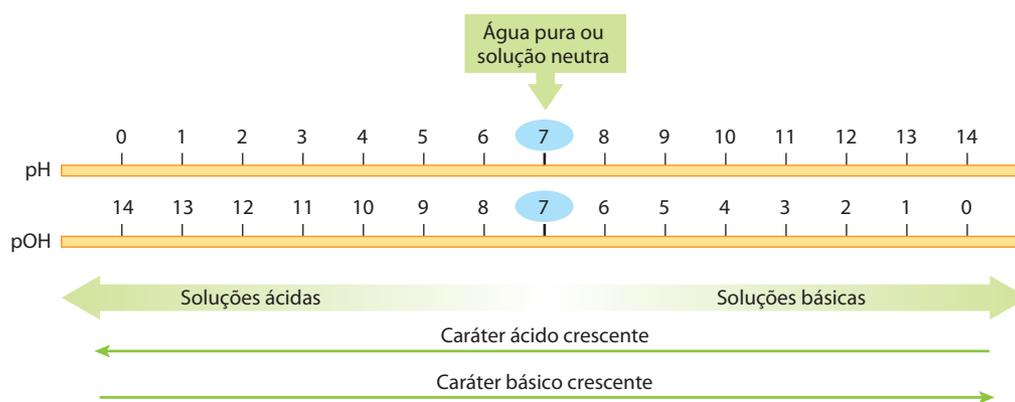
c) em soluções básicas:

$$[H^+] < 10^{-7} \Rightarrow \log [H^+] < -7 \Rightarrow -\log [H^+] > 7 \Rightarrow \boxed{pH > 7}$$

$$[OH^-] > 10^{-7} \Rightarrow \log [OH^-] > -7 \Rightarrow -\log [OH^-] < 7 \Rightarrow \boxed{pOH < 7}$$

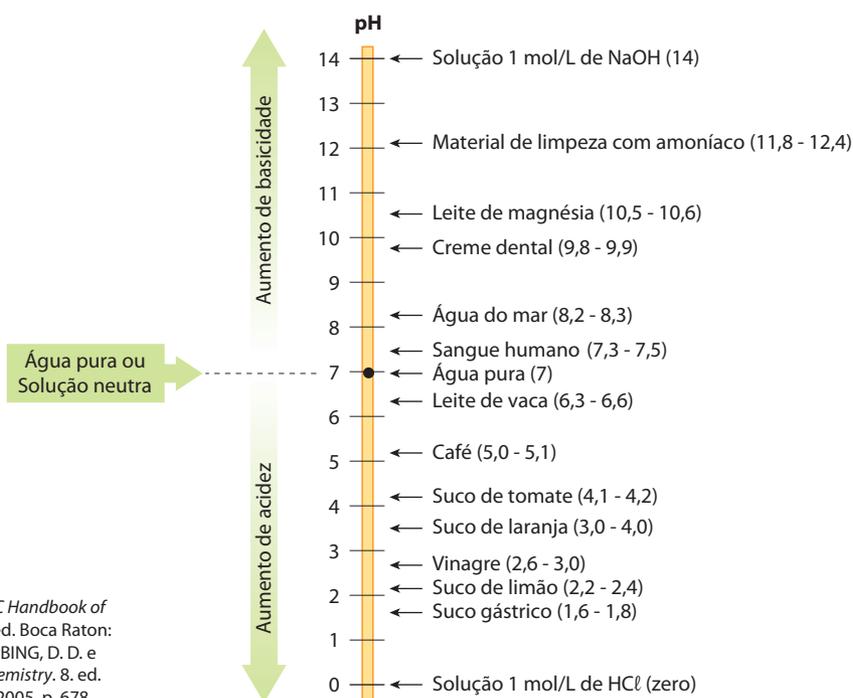
Em resumo, a 25 °C, temos que:

Água pura	pH = 7	pOH = 7
Soluções ácidas	pH < 7	pOH > 7
Soluções básicas	pH > 7	pOH < 7



Enfim, a escala de pH é bem mais cômoda para medir a acidez ou a basicidade de uma solução. Ressaltamos que a escala de pH é usada com muito mais frequência que a escala de pOH.

Abaixo, mostramos o pH de alguns produtos de uso diário, dentre outras soluções incluídas como referência.



Fontes: LIDE, D. R. (Ed.). *CRC Handbook of Chemistry and Physics*. 84. ed. Boca Raton: CRC Press, 2003. p. 7-16; EBBING, D. D. e GAMMON, S. D. *General Chemistry*. 8. ed. Boston: Houghton Mifflin, 2005. p. 678.



EDUARDO SANTALIESTRACID

CARACTERÍSTICAS FÍSICO-QUÍMICAS:
 TEMPERATURA DA ÁGUA NA FONTE: 22 °C
 pH A 25 °C: 6,31 - RESÍDUO DE EVAPORAÇÃO
 A 180 °C CALCULADO: 30,71 mg/L
 CONDUTIVIDADE A 25 °C: 61,4 µS/cm
 PROTEGER DA LUZ, UMIDADE E ODOR
 NÃO CONTÉM GLÚTEN

O rótulo da garrafa de água mineral informa o valor do pH da água.



MIXA/ALAMY/IMAGEPLUS

O pH do cabelo humano é próximo a 4. Para não danificar os cabelos, um xampu ideal deve ter pH também próximo a 4.

Em agricultura, o conhecimento do pH do solo é de grande importância. No Brasil, predominam os **solos ácidos**, com pH variando entre 4,5 e 5,9. Cada cultura, por sua vez, exige um pH adequado para seu melhor desenvolvimento (por exemplo: arroz, de 5,0 a 6,5; café, de 5,5 a 7,0; milho, de 5,5 a 7,5 etc.). Daí a necessidade, em muitas ocasiões, de **corrigir** o pH do solo com a adição, por exemplo, de calcário (CaCO_3), que é um sal de **reação básica** (esse processo é chamado **calagem**).



EDUARDO SANTALIESTRACID



EDUARDO SANTALIESTRACID

A hortênsia produz flores azuis em solo ácido e flores rosa em solo alcalino.

OBSERVAÇÕES

1ª Quanto maior for a acidez de uma solução, maior será a concentração de H^+ , porém menor será o pH. Por exemplo:

Água pura	$[\text{H}^+] = 10^{-7}$	Acidez crescente ↓	pH = 7	↓ pH decrescente
Solução HCl 0,0001 mol/L	$[\text{H}^+] = 10^{-4}$		pH = 4	
Solução HCl 0,1 mol/L	$[\text{H}^+] = 10^{-1}$		pH = 1	

Para grandes variações na concentração de H^+ , resultam pequenas variações do pH: se $[\text{H}^+]$ passa de 0,0001 para 0,1 mol/L, então, o pH passa de 4 para 1.

Note ainda que, se a acidez aumentar demasiadamente (solução concentrada de ácido), de modo que $[\text{H}^+] > 1 \text{ mol/L}$, resultará $\text{pH} < 0$.

Por isso, dizemos que **somente tem sentido falar em pH para soluções aquosas e diluídas**.

2ª Considere um ácido fraco HA e admita os valores da tabela abaixo, apenas como exemplo:

	HA	\rightleftharpoons	H^+	+	A^-
Molaridade inicial (mol/L)	0,050		Zero		Zero
Ionizaram-se	0,001	→	0,001		0,001
Molaridade no equilíbrio (mol/L)	0,049		0,001		0,001

No exemplo, temos:

$$[H^+] = 0,001 \text{ mol/L} = 10^{-3} \text{ mol/L} \Rightarrow \boxed{\text{pH} = 3}$$

Note que o $\text{pH} = 3$ indica a concentração dos H^+ que **realmente estão ionizados** no equilíbrio; por isso, costuma-se dizer que o pH indica a **acidez real** ou **acidez atual** da solução.

O valor $0,049 \text{ mol/L}$ indica a concentração dos HA não ionizados, **mas que poderão ionizar-se no futuro**, isto é, indica a **acidez potencial** da solução.

Por fim, a soma $0,001 + 0,049 = 0,050$ (veja que é a própria molaridade inicial ou total da solução) indica a **acidez total** da solução. É esse valor que deverá ser levado em conta na hora em que o ácido HA reagir com uma base forte.

3ª Em decorrência do uso do pH , a letra **p** minúscula passou a significar, em Química, $-\log$. Assim, é comum aparecer:

$$\text{p}K_w = -\log K_w = -\log 10^{-14} = 14 \text{ (para a água)}$$

$$\left. \begin{aligned} \text{p}K_a &= -\log K_a \text{ (para os ácidos)} \\ \text{p}K_b &= -\log K_b \text{ (para as bases)} \end{aligned} \right\}$$

➔ Questões

Registre as respostas em seu caderno

Consulte a tabela da página 255 e as respostas das questões da página 253 e responda:

- Qual é o valor aproximado da soma do pH com o pOH a 0°C ?
- Qual é o valor do pH e do pOH , a 0°C , em água pura?
- Quando uma solução pode ser considerada básica a 0°C ?
- Quando uma solução pode ser considerada básica a 25°C ?

➔ Pesquisa

Registre as respostas em seu caderno

Pesquise sobre a importância do controle de pH para o meio ambiente (qualidade das águas e dos solos), para algumas espécies de peixes e para nossa saúde. Referências:

Cetesb – Variáveis de qualidade das águas:

no site <http://www.cetesb.sp.gov.br> entre em: “água”, “rios e reservatórios” e “variáveis de qualidade das águas”.

Cetesb – Solo – Propriedades:

no site <http://www.cetesb.sp.gov.br> entre em: “solo”, “solo” e “propriedades”.

Acesso em: mar. 2010.

➔ Exercícios básicos

Registre as respostas em seu caderno

Atenção: É necessária uma revisão dos principais conceitos e das propriedades dos logaritmos. A revisão dada à página 254 facilitará a resolução dos exercícios que virão a seguir.

Cálculo do pH e do pOH

Exercício resolvido

19. (FEI-SP) Qual o pH de uma solução cuja concentração hidrogeniônica é 10^{-8} ? A solução é ácida, neutra ou básica?

Resolução

Por definição: $\text{pH} = -\log [H^+]$

Foi dado que: $[H^+] = 10^{-8}$

Então: $\text{pH} = -\log 10^{-8} \Rightarrow \boxed{\text{pH} = 8}$

Sendo $\text{pH} > 7$, podemos afirmar que a **solução é básica**.

20. (Cesgranrio-RJ) Considerando que a concentração de íons H_3O^+ em um ovo fresco é $0,0000001M$, o valor do pH será igual a:

- 2.
- 4.
- 6.
- 8.
- 10.

21. (UFF-RJ) As vinícolas do Vale do São Francisco têm-se destacado como produtoras de vinho de qualidade. Além do sabor e do teor alcoólico, um outro parâmetro importante na qualidade do vinho é a acidez. O índice rotineiramente usado para medir a acidez é o pH. Uma bebida ácida apresenta a concentração de íons OH^- :
- maior ou igual a $1,0 \cdot 10^7$ mol/L.
 - igual a $1,0 \cdot 10^{-7}$ mol/L.
 - maior que $1,0 \cdot 10^{-7}$ mol/L.
 - menor que $1,0 \cdot 10^{-7}$ mol/L.
 - menor ou igual a $1,0 \cdot 10^{-7}$ mol/L.

Exercício resolvido

22. (PUC-MG) A análise de uma determinada amostra de refrigerante detectou $\text{pH} = 3$. A concentração de íons H^+ nesse refrigerante é, em mol/L:
- 10^{-3} .
 - 10^{-6} .
 - 10^{-7} .
 - 10^{-8} .
 - 10^{-11} .

Resolução

Em algumas questões, o valor da concentração de íons H^+ é dado e pede-se o pH. Esta questão representa o “caminho inverso”, pois agora o pH é dado e pede-se a concentração de íons H^+ . Pela definição do logaritmo, a resposta é imediata:

$$\text{pH} = 3 \Rightarrow [\text{H}^+] = 10^{-3} \text{ mol/L}$$

Alternativa a

23. (Mackenzie-SP) Qual a concentração de íons hidrogênio num suco de laranja que possui $\text{pH} = 4,0$?
- $4 \cdot 10^{14}$ mol/litro
 - $1 \cdot 10^4$ mol/litro
 - $1 \cdot 10^{-4}$ mol/litro
 - $1 \cdot 10^{-10}$ mol/litro
 - $4 \cdot 10^{-10}$ mol/litro
24. (Mackenzie-SP) Uma solução de amoníaco de uso doméstico tem $\text{pH} = 11$, medido a 25°C . Dessa solução, é correto afirmar que:
- é uma solução ácida.
 - tem $[\text{OH}^-]$ igual a 10^{-11} mol/L.
 - tem $[\text{H}^+]$ igual a 10^{-3} mol/L.
 - é uma solução neutra.
 - tem $\text{pOH} = 3$.
25. (Mackenzie-SP)

pH de algumas soluções a 25°C	
2,0	suco gástrico
10,0	preparado para tintura de cabelos
5,0	urina
8,0	solução aquosa de bicarbonato de sódio

Consultando a tabela de pH, verifica-se que:

- a urina é mais ácida que o suco gástrico.
- a concentração de íons OH^- é igual a 10^{-6} mol/L na solução de bicarbonato de sódio.
- o preparado usado na tintura de cabelos é neutro.
- a urina é neutra.
- a solução de bicarbonato de sódio é mais ácida que a do suco gástrico.

Exercício resolvido

26. Calcule o pH de uma solução cuja concentração hidrogeniônica é $[\text{H}^+] = 3,45 \cdot 10^{-11}$ mol/L. (Dado: $\log 3,45 = 0,54$)

Resolução

A definição $\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$ aplicada a essa questão nos dá:

$$\text{pH} = -\log (3,45 \cdot 10^{-11})$$

Lembrando a propriedade matemática que diz: “o logaritmo de um produto é a soma dos logaritmos dos fatores”, temos:

$$\text{pH} = -(\log 3,45 + \log 10^{-11})$$

$$\text{pH} = -(0,54 - 11) \Rightarrow \boxed{\text{pH} = 10,46}$$

27. (UFMS) O valor da concentração hidrogeniônica, $[\text{H}^+]$, do sangue, quando medido a 25°C , é $4,5 \cdot 10^{-8}$ mol/L ($\log 2,2 = 0,35$; $\log 4,5 = 0,65$). Com base nesses dados, o que é correto afirmar?
- $[\text{OH}^-] = 1,0 \cdot 10^{-14}$ mol/L – $4,5 \cdot 10^{-8}$ mol/L
 - $[\text{OH}^-] = \frac{1,0 \cdot 10^{-14} \text{ mol/L}}{4,5 \cdot 10^{-8} \text{ mol/L}}$
 - $[\text{OH}^-] = 2,2 \cdot 10^{-7}$ mol/L
 - $\text{pH} < 7$, portanto, o sangue está ácido.
 - $\text{pH} > 7$, portanto, o sangue está fracamente básico.
 - nessa temperatura, o sangue é neutro, ou seja, seu $\text{pH} = 7$.
28. (Unifor-CE) Espremendo-se uma maçã, obteve-se um suco cuja $[\text{H}^+] = 3,8 \cdot 10^{-4}$ mol/L. Como é esse suco? (Dado: Produto iônico da água = $1 \cdot 10^{-14}$)
- Ácido, com $\text{pH} > 7$.
 - Ácido, com $\text{pH} < 7$.
 - Neutro, com $\text{pH} = 7$.
 - Básico, com $\text{pH} > 7$.
 - Básico, com $\text{pH} < 7$.

Exercício resolvido

29. Qual é a concentração hidrogeniônica de uma solução de pH igual a 12,4? (Dado: $\log 3,98 = 0,6$)

Resolução

Alguns exercícios anteriores davam a concentração de íons H^+ e pediam o valor do pH. Agora, estamos no “caminho inverso”, já que foi dado o pH e pedida a concentração de íons H^+ .

Por definição: $\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$

Dado do problema: $\text{pH} = 12,4$

$$\text{Então: } \log [\text{H}^+] = -12,4 \Rightarrow [\text{H}^+] = 10^{-12,4}$$

Essa já é a resposta pedida. Não é, no entanto, usual dar respostas na forma de potências de 10 com expoentes decimais e negativos, como o valor obtido ($10^{-12,4}$). Além disso, foi dado no enunciado que $\log 3,98 = 0,6$, o que significa que $3,98 = 10^{0,6}$ (pela própria definição de logaritmo). Assim, podemos escrever:

$$10^{-12,4} = 10^{-13} \cdot 10^{0,6}$$

Portanto:

$$[\text{H}^+] = 10^{0,6} \cdot 10^{-13} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow \boxed{[\text{H}^+] = 3,98 \cdot 10^{-13} \text{ mol/L}}$$

- 30.** Qual é a concentração hidrogeniônica de uma solução de pH igual a 2,7? (Dado: $\log 2 = 0,3$)
- 31.** (UFMG) A água da chuva em uma região poluída tem pH igual a 3,0.
Considere estas duas misturas e seus respectivos pH:
- Suco de limão: pH = 2,2
 - Suco de tomate: pH = 4,3
- Com base nessas informações, é **correto** afirmar que:
- a) a concentração de H^+ na chuva é igual a 0,001 mol/L.
 - b) a chuva é mais ácida que o suco de limão.
 - c) a chuva é menos ácida que o suco de tomate.
 - d) a concentração de OH^- nas duas misturas é igual a zero.

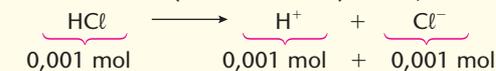
O pH e a concentração das soluções

Exercício resolvido

- 32.** Qual é o pH de uma solução milimolar de ácido clorídrico?

Resolução

Temos uma solução de HCl de $m = 0,001$ mol/L. Tendo em vista que o HCl é um ácido forte e que está bastante diluído, podemos considerá-lo totalmente ionizado ($\alpha = 1$ ou 100%). Assim, temos:



Como $[H^+] = 0,001$ ou 10^{-3} mol/L, resulta:

$$\boxed{pH = 3}$$

- 33.** (Vunesp-Modificado) A 25 °C, qual é o pOH de uma solução de ácido clorídrico, de concentração 0,10 mol/L, admitindo-se ionização total do ácido?
- a) 10^{-13}
 - b) 10^{-1}
 - c) 1
 - d) 7
 - e) 13
- Dados (a 25 °C): $[H^+][OH^-] = 1,0 \cdot 10^{-14}$
 $pOH = -\log [OH^-]$
- 34.** (Mackenzie-SP) O pH de uma solução aquosa 0,01 molar de NaOH, ($\alpha = 100\%$), é igual a:
- a) 1.
 - b) 12.
 - c) 3.
 - d) 2.
 - e) 8.
- 35.** (PUC-SP) Recentemente foram notificados casos de botulismo ocorridos devido à ingestão de alimentos contaminados com *Bacillus botulinus*, extremamente venenosos, mas que não sobrevivem em pH inferior a 4,5.
Para enlatar 0,990 L de alimento (inicialmente neutro) e impedir a proliferação desses bacilos, deve-se adicionar:
- a) 10 mL de solução de NaOH 0,001 mol/L.
 - b) 10 mL de solução de NaOH 0,01 mol/L.
 - c) 10 mL de solução de HCl 0,001 mol/L.
 - d) 10 mL de solução de HCl 0,01 mol/L.
 - e) 10 mL de solução de NaCl 0,001 mol/L.

Exercício resolvido

- 36.** Em solução aquosa 0,1 M, o ácido acético está 1,0% ionizado. Calcule a concentração hidrogeniônica e o pH da solução.

Resolução

Nos quatro exercícios anteriores, apareceram ácidos e bases fortes, em soluções diluídas, nas quais a ionização pode ser considerada total ou completa ($\alpha = 1$ ou 100%). Nesta questão, fala-se em um **ácido fraco**, sendo dado seu grau de ionização ($\alpha = 1\%$ ou $\alpha = 0,01$). O caminho mais fácil, para resolver essa questão, será retomar a tabela que já usamos nos exercícios de equilíbrio químico. Assim sendo, temos:

	$CH_3COOH \longrightarrow H^+ + CH_3COO^-$		
Molaridade inicial	0,1	Zero	Zero
Ionizam-se $\alpha = 1\%$ ou $\alpha = 0,01$	$0,1 \cdot 0,01 = 10^{-3}$	10^{-3}	10^{-3}
Molaridade no equilíbrio	$0,1 - 10^{-3}$	10^{-3}	10^{-3}

Note que o pH é um valor que sempre se refere a esta posição da tabela de cálculo.

$$\boxed{[H^+] = 10^{-3}}$$

$$\boxed{pH = 3}$$

Observação: No caso em que α é muito baixo, temos:

$$[H^+] = m\alpha = 0,1 \cdot 0,01$$

$$[H^+] = 10^{-3}$$

$$\boxed{pH = 3}$$

- 37.** (Unip-SP) O fluoreto de hidrogênio (HF) é um ácido que se encontra 10% ionizado em solução 0,1 mol/L. O pH dessa solução vale:
- a) 13.
 - b) 12.
 - c) 2.
 - d) 1.
 - e) 0,1.
- 38.** (IME-RJ) Calcule a concentração de uma solução aquosa de ácido acético cujo pH é 3,00 sabendo que a constante de dissociação do ácido é $1,75 \cdot 10^{-5}$.

O pH e a diluição das soluções

Exercício resolvido

- 39.** (PUC-MG) A concentração hidrogeniônica do suco de limão puro é 10^{-2} mol/L. O pH de um refresco preparado com 30 mL de suco de limão e água suficiente para completar 300 mL é igual a:
- a) 2.
 - b) 3.
 - c) 4.
 - d) 6.
 - e) 11.

Resolução

O suco de limão vai ser diluído de 30 mL para 300 mL. Lembrando que, na diluição, $Vm = V'm'$, temos, neste problema:

$$30 \cdot 10^{-2} = 300 \cdot [H^+]$$

$$[H^+] = 10^{-3} \text{ mol/L} \Rightarrow \boxed{pH = 3}$$

Alternativa b

40. (UCS-RS) Um jogador de futsal tomou dois copos de água após o primeiro tempo de jogo. Em decorrência disso, 50 mL do seu suco gástrico (com pH = 1) diluíram-se nos 450 mL da água ingerida. O pH do suco gástrico diluído na solução resultante logo após a ingestão da água pelo jogador é:

- a) 2,0. d) 5,0.
b) 3,0. e) 6,0.
c) 4,0.

41. (UFRGS-RS) Se forem acrescentados 90 mL de água a 10 mL de uma solução aquosa de KOH com pH igual a 9, o pH da solução resultante será aproximadamente igual a:

- a) 0,9. d) 9,0.
b) 7,0. e) 10,0.
c) 8,0.

Exercício resolvido

42. (Mackenzie-SP) A análise feita durante um ano da chuva da cidade de São Paulo forneceu um valor médio de pH igual a 5. Comparando-se esse valor com o do pH da água pura, percebe-se que a $[H^+]$ na água da chuva é, em média:

- a) 2 vezes menor.
b) 5 vezes maior.
c) 100 vezes maior.
d) 2 vezes maior.
e) 100 vezes menor.

Resolução

Para a chuva ácida: $pH = 5 \Rightarrow [H^+]_1 = 10^{-5}$

Para a água pura: $pH = 7 \Rightarrow [H^+]_2 = 10^{-7}$

$$\text{Então: } \frac{[H^+]_1}{[H^+]_2} = \frac{10^{-5}}{10^{-7}} \Rightarrow \frac{[H^+]_1}{[H^+]_2} = 100$$

Alternativa c

43. (PUC-Campinas-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 $[H^+]$ 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.

44. (Enem-MEC) A chuva em locais não poluídos é levemente ácida. Em locais onde os níveis de poluição são altos, os valores do pH da chuva podem ficar abaixo de 5,5, recebendo, então, a denominação de "chuva ácida". Esse tipo de chuva causa prejuízos nas mais diversas áreas: construção civil, agricultura, monumentos históricos, entre outras.

A acidez da chuva está relacionada ao pH da seguinte forma: concentração de íons hidrogênio = 10^{-pH} , sendo que o pH pode assumir valores entre 0 e 14.

Ao realizar o monitoramento do pH da chuva em Campinas (SP) nos meses de março, abril e maio de 1998, um centro de pesquisa coletou 21 amostras, das quais quatro têm seus valores mostrados na tabela:

Mês	Amostra	pH
Março	6 ^a	4
Abril	8 ^a	5
Abril	14 ^a	6
Maio	18 ^a	7

A análise da fórmula e da tabela permite afirmar que:

- da 6^a para a 14^a amostra ocorreu um aumento de 50% na acidez.
- a 18^a amostra é a menos ácida dentre as expostas.
- a 8^a amostra é dez vezes mais ácida que a 14^a.
- as únicas amostras de chuvas denominadas ácidas são a 6^a e a 8^a.

São corretas apenas as afirmativas:

- a) I e II.
b) II e IV.
c) I, II e IV.
d) I, III e IV.
e) II, III e IV.

O pH e o deslocamento do equilíbrio

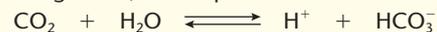
Exercício resolvido

45. (Fuvest-SP) À temperatura ambiente, o pH de um certo refrigerante, saturado com gás carbônico, quando em garrafa fechada, vale 4. Ao abrir-se a garrafa, ocorre escape de gás carbônico. Qual deve ser o valor do pH do refrigerante depois de a garrafa aberta?

- a) pH = 4
b) $0 < pH < 4$
c) $4 < pH < 7$
d) pH = 7
e) $7 < pH < 14$

Resolução

No refrigerante, há o equilíbrio:

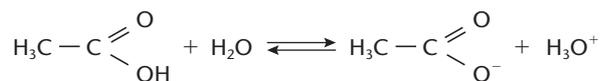


Ocorrendo escape de CO_2 , o equilíbrio desloca-se para a esquerda, consumindo H^+ . A solução torna-se, então, **menos** ácida e seu pH aumenta em relação ao pH inicial, que vale 4.

Logo: $4 < pH < 7$

Alternativa c

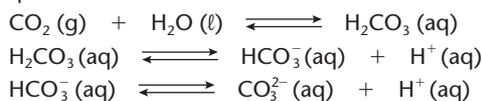
46. (UCDB-MS) O ácido acético, sendo um ácido fraco, dissocia-se parcialmente em solução aquosa, conforme a seguinte reação:



Quais são os efeitos da adição de acetato de sódio nesse equilíbrio e no pH da solução?

- a) Desloca o equilíbrio para a direita e aumenta o pH.
b) Desloca o equilíbrio para a esquerda e diminui o pH.
c) Não tem efeito no equilíbrio e aumenta o pH.
d) Desloca o equilíbrio para a esquerda e não altera o pH.
e) Desloca o equilíbrio para a esquerda e aumenta o pH.

47. (UFSC) A maricultura vem se intensificando em Santa Catarina. Apesar de ser uma atividade recente, o Estado ocupa a liderança nacional na produção de ostras e mexilhões. Para a manutenção da qualidade da água e dos moluscos cultivados, o pH da água do mar deve se situar próximo de 8,0 (oito). Assim sendo, os equilíbrios químicos devem ser considerados.



De acordo com as informações acima, identifique a(s) proposição(ões) **correta(s)**.

01. O aumento da concentração de H^+ implica a elevação do pH do meio.
02. Os produtos de ionização de H_2CO_3 são CO_3^{2-} e OH^- .
04. O aumento das concentrações de CO_3^{2-} e de HCO_3^- aumenta a disponibilidade do CO_2 na água do mar.
08. CO_2 dissolvido diminui o pH do ambiente marinho.
16. CO_2 dissolvido na água do mar pode gerar CO_3^{2-} e HCO_3^- .

48. (Ulbra-RS)

Uma polêmica ocorrida em Porto Alegre no ano de 2000 foi referente à água consumida pela população. Uma portaria do Ministério da Saúde recomenda que a água potável tenha pH entre 6,4 e 8,5. O pH da água de Porto Alegre, segundo os dados do DMAE, é, em média, 5,6.

(Zero Hora, 5 de agosto de 2000.)

Qual afirmativa abaixo, por estar **incorreta**, não consta na referida reportagem?

- a) Quanto mais baixo o pH, mais ácida é a água.
- b) A correção do pH, denominada alcalinização, é feita pela administração de cal na água.
- c) A acidez é em grande parte causada pelo excesso de carbonatos de sódio e potássio na água.
- d) A adição de cal hidratada, carbonato de sódio ou hidróxido de sódio neutraliza o excesso de acidez, aumentando o pH da água.
- e) Um refrigerante (pH = 2,5) é muito mais ácido que a água consumida em Porto Alegre.

O pH e a estequiometria

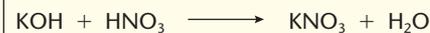
Exercício resolvido

49. (Vunesp) 80,0 mL de uma solução aquosa de hidróxido de potássio de concentração 0,250 mol/L são parcialmente neutralizados por 20,0 mL de uma solução aquosa de ácido nítrico de concentração 0,500 mol/L.

- a) Escreva a equação química da reação de neutralização.
- b) Sabendo que $\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$ e que $\text{pH} + \text{pOH} = 14$, calcule o pH da solução após a adição do ácido.

Resolução

- a) A equação de neutralização é:



- b) Cálculo da quantidade, em mols, de KOH e HNO_3

• Para o KOH: $n_1 = M_1 V_1 = 0,25 \cdot 0,080$
 $n_1 = 0,02$ mol de KOH

• Para o HNO_3 : $n_2 = M_2 V_2 = 0,50 \cdot 0,020$
 $n_2 = 0,01$ mol de HNO_3

Pela equação, a reação ocorre na proporção de 1 mol de KOH para 1 mol de HNO_3 . Sobra 0,01 mol de KOH (0,02 mol – 0,01 mol). Na solução final, KNO_3 e H_2O não influem no pH; 0,01 mol de KOH está agora dissolvido em 100 mL (80,0 mL + 20,0 mL) totais de solução; logo, sua molaridade é:

$$\frac{0,01 \text{ mol}}{0,1 \text{ L}} = 0,1 \text{ mol/L}$$

Como o KOH sofre dissociação total:

$$[\text{OH}^-] = 0,1 = 10^{-1}$$

Temos: $\text{pOH} = 1$ e $\text{pH} = 14 - \text{pOH}$

Então: $\text{pH} = 14 - 1 \Rightarrow \boxed{\text{pH} = 13}$

50. (PUC-RS) Misturando-se volumes iguais de uma solução de ácido sulfúrico com pH igual a 1,0 e de hidróxido de lítio com pH igual a 13,0, obtém-se uma solução que apresenta pH, aproximadamente:

- a) 0.
- b) 1.
- c) 7.
- d) 12.
- e) 14.

51. (Unicamp-SP) O elemento cálcio reage violentamente com água produzindo gás hidrogênio. Um químico fez reagir 0,10 grama de cálcio com 0,10 dm³ de água. Depois que a reação terminou, ele adicionou mais água, de modo a completar 0,5 dm³ de solução.

- a) Qual é a equação química da reação entre o cálcio e a água?
- b) Calcule o pH da solução final.

52. (PUC-RJ) Identifique a alternativa que indica o volume de solução aquosa de ácido clorídrico 0,05 mol · L⁻¹ que, ao reagir com 30 mL de uma solução aquosa 1,0 mol · L⁻¹ de KOH, originará uma solução com pH igual a 7.

- a) 200 mL
- b) 350 mL
- c) 600 mL
- d) 1.600 mL
- e) 500 mL

53. (PUC-SP) O hidróxido de magnésio $\text{Mg}(\text{OH})_2$ é um antiácido largamente utilizado. Identifique a alternativa que indica a massa de $\text{Mg}(\text{OH})_2$ que deve ser adicionada a 1 L de solução para aumentar o seu pH de 1 para 2, admitindo que essa adição **não acarreta** uma variação do volume da solução.

- a) 0,1 g
- b) 2,6 g
- c) 5,8 g
- d) 12,0 g
- e) 5,2 g

Exercícios complementares

Registre as respostas em seu caderno

54. (Enem-MEC) Suponha que um agricultor esteja interessado em fazer uma plantação de girassóis. Procurando informação, leu a seguinte reportagem:

Solo ácido não favorece plantio

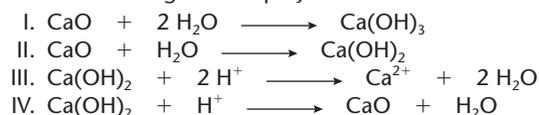
Alguns cuidados devem ser tomados por quem decide iniciar o cultivo do girassol. A oleaginosa deve ser plantada em solos descompactados, com pH acima de 5,2 (que indica menor acidez da terra). Conforme as recomendações da Embrapa, o agricultor deve colocar, por hectare, de 40 kg a 60 kg de nitrogênio, de 40 kg a 80 kg de potássio e de 40 kg a 80 kg de fósforo.

O pH do solo, na região do agricultor, é de 4,8. Dessa forma, o agricultor deverá fazer a "calagem".

(Folha de S.Paulo, 25/9/1996)

Suponha que o agricultor vá fazer calagem (aumento do pH do solo por adição de cal virgem — CaO). De maneira simplificada, a diminuição da acidez se dá pela interação da cal (CaO) com a água presente no solo, gerando hidróxido de cálcio (Ca(OH)₂), que reage com os íons H⁺ (dos ácidos), ocorrendo, então, a formação de água e deixando íons Ca²⁺ no solo.

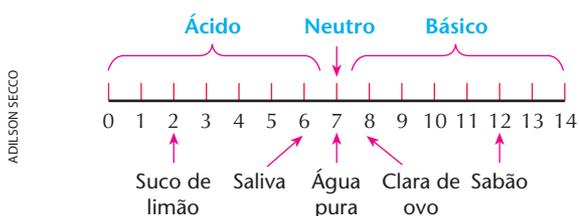
Considere as seguintes equações:



O processo de calagem descrito acima pode ser representado pelas equações:

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

55. (Enem-MEC) O pH informa a acidez ou a basicidade de uma solução. A escala abaixo apresenta a natureza e o pH de algumas soluções e da água pura, a 25 °C.



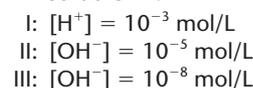
Uma solução desconhecida estava sendo testada no laboratório por um grupo de alunos. Esses alunos decidiram que deveriam medir o pH dessa solução como um dos parâmetros escolhidos na identificação da solução. Os resultados obtidos estão na tabela abaixo.

Aluno	Valor de pH	Aluno	Valor de pH
Carlos	4,5	Wagner	5,0
Gustavo	5,5	Renata	5,0
Simone	5,0	Rodrigo	5,5
Valéria	6,0	Augusta	5,0
Paulo	4,5	Eliane	5,5

Da solução testada pelos alunos, o professor retirou 100 mL e adicionou água até completar 200 mL de solução diluída. O próximo grupo de alunos a medir o pH deverá encontrar para ele:

- a) valores inferiores a 1,0. d) valores entre 5 e 3.
b) os mesmos valores. e) sempre o valor 7.
c) valores entre 5 e 7.

56. (Vunesp) 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 de OH⁻:



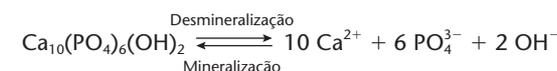
Considerando apenas a restrição referente ao pH, quais os efluentes que podem ser lançados em rios, sem tratamento prévio?

- a) Os da indústria I, somente.
b) Os da indústria II, somente.
c) Os da indústria III, somente.
d) Os das indústrias I e II, somente.
e) Os das indústrias I, II e III.

57. (FEI-SP) A 25 °C, o pH de uma solução aquosa de um certo eletrólito é igual a 14. Qual a concentração de OH⁻ dessa solução? (Dado: pH = -log [H₃O⁺])

- a) 1 mol/L d) 10⁻⁷ mol/L
b) 7 mol/L e) 10⁻¹⁴ mol/L
c) 14 mol/L

58. (Fuvest-SP) O esmalte dos dentes é principalmente hidroxiapatita que, sob certas condições, sofre dissolução (desmineralização), o que provoca a cárie.



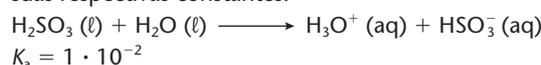
Provoca desmineralização bochechar com:

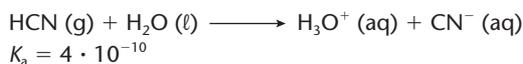
- I. uma solução aquosa de hipoclorito de sódio (pH = 9);
II. uma solução aquosa de cloreto de sódio (soro fisiológico);
III. vinagre diluído em água.

Dessas afirmações, identifique a(s) correta(s).

- a) A I é correta. d) A I e a II são corretas.
b) A II é correta. e) A II e a III são corretas.
c) A III é correta.
59. (UFRGS-RS) O ácido acético é um ácido fraco que se ioniza em água de acordo com a reação
- $$\text{CH}_3\text{COOH} (\ell) \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- (\text{aq}) + \text{H}^+ (\text{aq}).$$
- A respeito dessa reação, é **correto** afirmar que:
- a) a constante de equilíbrio independe do pH da solução.
b) a ionização do ácido acético é maior em meio ácido.
c) o pH da solução resultante será elevado.
d) o componente majoritário da solução é o íon H⁺.
e) o pH da solução final independe da concentração inicial de ácido acético.

60. (PUC-SP) Considere as seguintes reações de ionização e suas respectivas constantes:





Ao se prepararem soluções aquosas de concentração 0,01 mol/L dessas três substâncias, o que se pode afirmar sobre os valores de pH dessas soluções?

- $\text{pH}_{(\text{H}_2\text{SO}_3)} < \text{pH}_{(\text{HCO}_2\text{H})} < 7 < \text{pH}_{(\text{HCN})}$
- $\text{pH}_{(\text{HCN})} < \text{pH}_{(\text{HCO}_2\text{H})} < \text{pH}_{(\text{H}_2\text{SO}_3)} < 7$
- $7 < \text{pH}_{(\text{H}_2\text{SO}_3)} < \text{pH}_{(\text{HCO}_2\text{H})} < \text{pH}_{(\text{HCN})}$
- $\text{pH}_{(\text{H}_2\text{SO}_3)} < \text{pH}_{(\text{HCO}_2\text{H})} < \text{pH}_{(\text{HCN})} < 7$
- $\text{pH}_{(\text{H}_2\text{SO}_3)} = \text{pH}_{(\text{HCO}_2\text{H})} = \text{pH}_{(\text{HCN})} < 7$

61. (UFPR) Considere a dissolução de 0,10 mol de cada um dos ácidos relacionados na tabela abaixo, separadamente, em 1,0 litro de água.

Ácido	Fórmula	K_a
Acético	H_3CCOOH	$1,8 \cdot 10^{-5}$
Fluorídrico	HF	$7,0 \cdot 10^{-4}$
Fórmico	HCOOH	$1,8 \cdot 10^{-4}$

De acordo com as informações da tabela e com base nos conhecimentos sobre ácidos fracos e pH, compare os três ácidos entre si e considere as seguintes afirmativas:

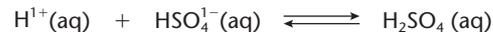
- O ácido acético pode ser considerado o ácido mais forte, pois apresenta o menor valor de K_a .
- O ácido fluorídrico é um ácido inorgânico, que possui o maior valor de K_a ; portanto, é o ácido mais forte.
- A solução de ácido fórmico exibirá o menor valor de pH.
- A solução de ácido acético apresentará o maior valor de pH.

Qual é a alternativa correta?

- Somente a afirmativa 4 é verdadeira.
- Somente as afirmativas 1 e 2 são verdadeiras.
- Somente as afirmativas 3 e 4 são verdadeiras.
- Somente as afirmativas 2 e 4 são verdadeiras.
- Somente as afirmativas 1, 2 e 3 são verdadeiras.

62. (Mackenzie-SP) Cientistas descobriram que águas de gêiseres, dentro do Parque Yellowstone (EUA), são moradia de certos micro-organismos. Essas águas, as mais quentes do mundo, são ricas em ácido sulfúrico. A descoberta permite supor a existência de vida em outros ambientes inóspitos, dentro e fora da Terra.

Considere que, nas águas dos gêiseres, predomine o equilíbrio:



e que, numa amostra dessa água, se tenha verificado que $[\text{H}_2\text{SO}_4] = 0,6 \text{ mol/L}$ e $[\text{HSO}_4^-] = 0,2 \text{ mol/L}$. O valor da constante de equilíbrio, na temperatura em que a experiência foi feita, é $K = 3,0 \cdot 10^1$.

Assim, o pH da água da amostra analisada é:

- 1.
- 2.
- 3.
- 4.
- 6.

63. (Unifesp) Alguns medicamentos, à base de AAS (mono-ácido acetilsalicílico), são utilizados como analgésicos, anti-inflamatórios e desplaquetadores sanguíneos. Nas suas propagandas, consta:

O Ministério da Saúde adverte: este medicamento é contra-indicado em caso de suspeita de dengue. Como as plaquetas são as responsáveis pela coagulação sanguínea, esses medicamentos devem ser evitados para que um caso de dengue simples não se transforme em dengue hemorrágica. Sabendo-se que a constante de ionização do AAS é $3 \cdot 10^{-5}$, o valor que mais se aproxima do pH de uma solução aquosa de AAS $3,3 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$ é:

- 8.
- 6.
- 5.
- 4.
- 3.

64. (Feevale-RS) O pH ideal para a água de piscina é de 7,4 a 7,6. Tomando como base para o cálculo do valor de pH 7,5, identifique a alternativa **correta**.

- O pOH correspondente é 5,5.
- A concentração de íons oxidrila $[\text{OH}^-]$ é igual a $3,16 \cdot 10^{-8}$.
- A concentração de íons hidrogênio $[\text{H}^+]$ é igual a $3,16 \cdot 10^{-8}$.
- A concentração de íons oxidrila $[\text{OH}^-]$ é igual a $3,16 \cdot 10^7$.
- A concentração de íons hidrogênio $[\text{H}^+]$ é igual a $3,16 \cdot 10^8$.

65. (UFPI) Além da destruição direta da vegetação, a chuva ácida causa danos, também, por tornar solúveis algumas substâncias. Nesse processo, o hidróxido de alumínio do solo reage produzindo Al^{+3} , que penetra nas raízes provocando efeito tóxico, conforme representação abaixo:



Considerando que a chuva ácida em regiões industrializadas tem em média pH igual a quatro, identifique a quantidade de Al^{+3} produzida pela precipitação de 600,0 mL dessa chuva.

- 0,3 mg
- 0,5 mg
- 0,9 mg
- 1,2 mg
- 1,6 mg

2.4. A medida do valor de pH na prática

Normalmente, a medida do pH de uma solução aquosa pode ser feita com o auxílio de um **peagômetro** ou de um **indicador ácido-base**.

Peagômetros

São aparelhos que medem a diferença de potencial elétrico existente em uma solução e que **possuem uma escala já graduada em valores de pH**.

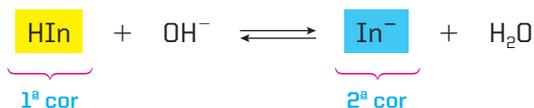


Peagômetro exibindo valor de pH do leite fora do padrão, que é 6,6.

Indicadores ácido-base

Muitos produtos vegetais têm a propriedade de mudar de cor em contato com ácidos ou bases. É o caso do suco do repolho-roxo e das flores da azaleia, por exemplo.

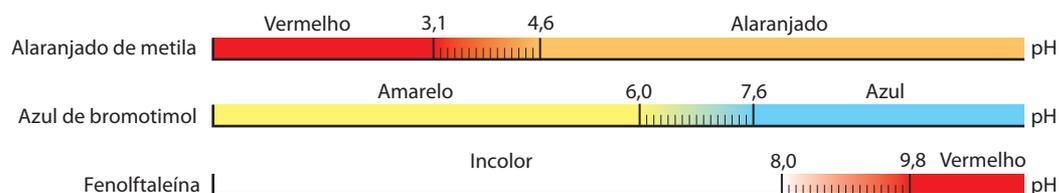
Nos laboratórios, no entanto, são empregadas substâncias orgânicas (que indicaremos por **In**) de fórmulas complexas e **possuidoras de um caráter de ácido fraco (ou de base fraca)**. Se, por exemplo, o indicador for um ácido fraco (HIn), teremos:



Um bom indicador deve ter:

- a **1ª e a 2ª cores bem diferentes**, para que se possa perceber, com facilidade, a mudança de cor;
- a **mudança de cor rápida**, isto é, um excesso de uma **base** qualquer (OH^-) deve deslocar o equilíbrio facilmente para a direita, produzindo a segunda cor; ao contrário, um excesso de um **ácido** qualquer (H^+) deve deslocar o equilíbrio facilmente para a esquerda, produzindo a primeira cor.

Dependendo do indicador escolhido, a mudança de cor (chamada de **viragem do indicador**) ocorre em uma faixa de pH diferente. Por exemplo:



O alaranjado de metila é vermelho em pH = 2 (tubo à esquerda); em pH = 7, é alaranjado (à direita).



O azul de bromotimol é amarelo em pH = 4 (tubo à esquerda); em pH = 8, é azul (à direita).



A fenolftaleína é incolor em pH = 6 (tubo à esquerda); em pH = 10, é rósea (à direita).

Como decorrência dessas propriedades, usamos a viragem de cor do indicador para avaliar o pH de uma solução. É comum também o uso dos chamados **indicadores universais**, que são misturas de vários indicadores, cuja cor varia gradativamente, mostrando qual é o pH da solução.

Outro indicador muito usado em laboratório é o chamado **papel de tornassol** (papel de filtro impregnado com tornassol). Sua faixa de viragem é ampla, de modo que só é usado para indicar se a solução é **nitidamente ácida** (quando ele fica **vermelho**) ou **nitidamente básica** (quando ele fica **azul**).



Suco concentrado de repolho-roxo adicionado a refrigerante (esquerda) e à água sanitária (direita).



Papel indicador universal – a escala cromática mostra as cores correspondentes às variações de pH.

UM POUCO DE BIOQUÍMICA

O equilíbrio do pH do nosso sangue

O sangue é vital para o funcionamento do organismo. Para que as trocas gasosas ocorram normalmente, o sangue deve estar com pH em torno de 7,4. Um dos sistemas que contribuem para o equilíbrio do pH do sangue é formado por H_2CO_3 e NaHCO_3 .

Se, por problemas respiratórios, a respiração se tornar lenta, haverá eliminação deficiente de CO_2 , que provocará o deslocamento do equilíbrio $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HCO}_3^-$ para a direita, aumentando a concentração de íons H^+ e tornando o sangue mais ácido. Com $\text{pH} < 7,35$, dizemos que há **acidose sanguínea**, cujo sintoma inicial é a desorientação, seguida de coma e morte.

Ao contrário, se a respiração se tornar acelerada, devido a exercícios físicos intensos ou escaladas em grandes altitudes, ocasiões em que o organismo absorve mais oxigênio, haverá maior eliminação de CO_2 , o que tornará o sangue mais básico. Com $\text{pH} > 7,45$, dizemos que há **alcalose sanguínea**, cujo sintoma inicial são convulsões, que podem levar à morte.

Questões

Registre as respostas em seu caderno

- Cite quais são as propriedades necessárias para que uma substância seja um bom indicador ácido-base.
- Explique por que um indicador permite estimar o pH de uma solução.
A chuva, em locais não poluídos, possui caráter naturalmente ácido ($5,5 < \text{pH} < 7,0$). Convencionalmente, é considerada ácida a chuva que apresenta valores de pH menores que 5,6.
- Por que a água da chuva, em locais não poluídos, possui caráter naturalmente ácido?
- Consulte a faixa de viragem dos indicadores, na página 264, e escolha o melhor indicador, dentre eles, para avaliar se uma determinada amostra de água da chuva possui caráter naturalmente ácido.
- Um técnico analisou uma amostra de chuva ácida que apresentou pH 4,0. Determine quantas vezes a concentração de H^+ dessa amostra é maior que a de uma amostra de chuva naturalmente ácida ($\text{pH} = 5,5$).

Dado: $10^{\frac{1}{2}} = 3,16$

Atividade prática

Registre as respostas em seu caderno

ATENÇÃO

- Não cheire nem experimente substância alguma utilizada nesta atividade.
- Este experimento deve ser realizado com a supervisão de um adulto, pois haverá a necessidade de manipular objetos quentes, podendo haver risco de queimaduras.

Uso de indicadores

Material

- folhas de repolho-roxo
- liquidificador
- água
- filtro de papel
- filtro
- 2 béqueres de 250 mL
- 1 bastão de vidro
- 1 lamparina a álcool
- 1 tripé
- 1 tela para aquecimento
- 6 tubos de ensaio

- 1 estante para tubos de ensaio
- 1 conta-gotas
- suco de limão
- suco de laranja
- vinagre
- antiácidos estomacais
- detergente
- solução de sabão (ou sabonete)
- etiquetas

Procedimento

- Triture as folhas de repolho-roxo com pouca água em um liquidificador, ferva a mistura obtida brandamente durante 15 minutos e filtre-a. O extrato assim obtido pode ser utilizado como indicador.

- Ponha um pouco desse extrato em cada um dos seis tubos de ensaio e teste a variação de cor, colocando separadamente em cada um dos tubos, previamente etiquetados, gotas de suco de limão, suco de laranja, vinagre, antiácidos estomacais, detergente e solução de sabão (ou sabonete).
- Observe as cores resultantes.

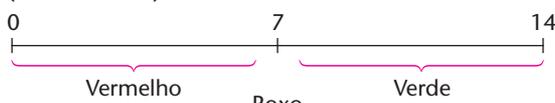
Perguntas

- Quais foram as cores obtidas? Anote-as em seu caderno.
- Repita toda a atividade usando, agora, fenolftaleína como indicador. Ao término, compare as cores obtidas.

Exercícios básicos

Registre as respostas em seu caderno

66. (Mackenzie-SP)



A tabela acima relaciona as faixas de pH com a cor de um indicador ácido-base.

A uma solução de hipoclorito de sódio de concentração de H^{1+} igual a 10^{-12} mol/L adicionaram-se 5 gotas desse indicador ácido-base. O pOH e a cor do indicador na solução são, respectivamente:

- pOH $<$ 7 e verde.
- pOH $<$ 7 e vermelho.
- pOH $>$ 7 e verde.
- pOH = 7 e roxo.
- pOH $>$ 7 e vermelho.

67. (U. Católica de Salvador-BA) Considere a seguinte tabela:

Indicador	Faixa de pH de viragem
Verde de metila	de 0,2 (amarelo) a 1,8 (azul)
Vermelho de fenol	de 6,6 (amarelo) a 8,0 (vermelho)
Fenolftaleína	de 8,2 (incolor) a 10,0 (vermelho)

Certo produto foi testado com esses três indicadores. A coloração obtida com o verde de metila foi azul, com o vermelho de fenol, amarela e com a fenolftaleína, incolor. Entre os produtos abaixo, o único que pode apresentar tal comportamento é o:

- amônio.
 - leite de magnésia.
 - vinagre branco.
 - ácido muriático.
 - xampu neutro.
68. (FMTM-MG) No laboratório, um estudante quer descobrir uma faixa para o pH de certa solução. Ele tem à disposição os indicadores 1, 2 e 3, dados na tabela. Para cada indicador, a tabela mostra a faixa de transição de pH. As colunas "pH baixo" e "pH alto" mostram as cores bem definidas que a solução apresenta, respectivamente, para pH inferior ou superior à faixa de transição. Na faixa de transição, a cor não é bem definida, sendo intermediária entre as cores dadas.

Indicador	pH baixo	faixa de transição	pH alto
1: vermelho do Congo	violeta	3,0 – 5,0	vermelho
2: verde de bromocresol	amarelo	3,8 – 5,4	verde
3: azul de bromotimol	amarelo	6,0 – 7,6	azul

O estudante separou 3 amostras da solução e adicionou um indicador a cada uma. Ele obteve as seguintes cores bem definidas:

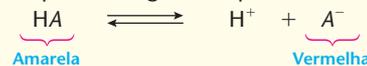
- vermelho
- verde
- amarelo

Com base nesses resultados, a faixa mais restrita possível para o pH da solução estudada é:

- 3,8 – 5,4.
- 5,0 – 5,4.
- 5,0 – 6,0.
- 5,4 – 6,0.
- 5,4 – 7,6.

Exercício resolvido

69. (EEM-SP) Uma substância ácida HA apresenta, em solução aquosa, o seguinte equilíbrio:



Se for borbulhado NH_3 nessa solução, qual será a cor por ela adquirida? Por quê?

Resolução

Adicionando-se NH_3 (**substância básica**) à solução, ele irá reagir com o H^+ (**cátion ácido**), que aparece no segundo membro da equação dada, segundo a reação:



Ora, isso equivale a **retirar** H^+ do segundo membro da equação dada no problema. De acordo com o Princípio de Le Chatelier, o equilíbrio irá deslocar-se **para a direita** (segundo membro da equação), de modo a **repor** o H^+ que foi retirado; concomitantemente, serão produzidas maiores quantidades de íons A^- e, em consequência, a solução ficará **vermelha** (note que isso corresponde ao funcionamento dos indicadores ácido-base).

70. (UFSCar-SP) O "gelo-seco" é dióxido de carbono sólido e, nas condições ambientes, sofre sublimação. Colocando-se gelo-seco em contato com água destilada contendo o indicador azul de bromotimol, observa-se que a coloração da solução, que inicialmente é verde, torna-se amarelada. Com base nessas informações, é correto afirmar que:

- a solução final tornou-se alcalina.
- o pH da solução aumentou.
- as interações intermoleculares do gelo-seco são mais intensas do que as interações intermoleculares da água.
- o azul de bromotimol adquire coloração amarelada em meio ácido.
- o gelo-seco possui interações intermoleculares do tipo ligação de hidrogênio.

3 >>> Hidrólise de sais

3.1. Conceitos fundamentais

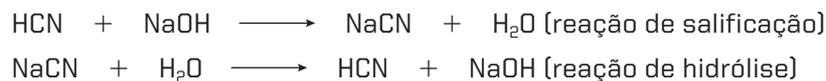
Os sais inorgânicos classificam-se em:

- **sais normais ou neutros:** não apresentam nem íons H^+ nem oxidrilas OH^- em sua estrutura, como $NaCl$, $CaBr_2$, $Al_2(SO_4)_3$, K_3PO_4 etc.;
- **sais ácidos:** possuem um ou mais hidrogênios ionizáveis (H^+) em sua estrutura, como $NaHCO_3$, K_2HPO_4 , $Ca(HSO_4)_2$ etc.;
- **sais básicos:** possuem uma ou mais oxidrilas em sua estrutura, como $Ca(OH)Cl$, $Al(OH)_2Br$ etc.

Devido a essa classificação, poderíamos concluir que: sais normais ou neutros formam soluções neutras ($pH = 7$), sais ácidos formam soluções ácidas ($pH < 7$) e sais básicos formam soluções básicas ($pH > 7$). Essa conclusão, no entanto, nem sempre é verdadeira. De fato, podemos encontrar:

- sais neutros formando soluções aquosas neutras ($NaCl$), soluções ácidas (NH_4NO_3) e soluções básicas ($NaCN$);
- sais ácidos formando soluções aquosas ácidas ($NaHSO_4$) **mas alguns formando soluções básicas** ($NaHCO_3$);
- sais básicos formando soluções aquosas básicas ($Ca(OH)CN$) **mas alguns formando soluções ácidas** ($Fe(OH)Cl_2$).

Por que ocorrem esses fatos? Simplesmente porque o sal pode reagir com a água, liberando dela um H^+ ou um OH^- , o que torna a solução respectivamente ácida ou básica. A reação do sal com a água é chamada de **hidrólise do sal** (do grego: *húdor*, “água”; *lúsis*, “decomposição”) e é a reação inversa da salificação. Por exemplo:



Esse processo, em alguns casos, é **reversível**, devendo, portanto, ser estudado à luz dos equilíbrios químicos.

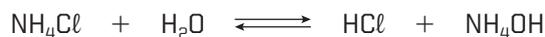
Vejamos, agora, os casos fundamentais, lembrando que:

- um sal é sempre iônico;
- a água é predominantemente molecular;
- um ácido ou uma base forte são predominantemente ionizados em solução aquosa;
- um ácido ou uma base fraca são predominantemente moleculares.

3.2. Casos fundamentais

Primeiro caso: hidrólise de um sal de ácido forte e base fraca

Exemplo: NH_4Cl .



ou melhor:



isto é:



Nesse caso, o H^+ liberado torna a **solução ácida** ($pH < 7$).

Segundo caso: hidrólise de um sal de ácido fraco e base forte

Exemplo: KCN.



ou melhor:



isto é:



O OH^- liberado torna a **solução básica** ($\text{pH} > 7$).

Terceiro caso: hidrólise de um sal de ácido e base fracos

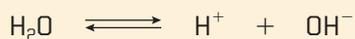
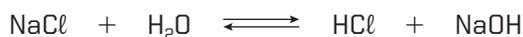
Exemplo: NH_4CN .



Se o ácido e a base forem igualmente fracos ($K_a = K_b$), a solução será neutra; caso contrário, a solução terá o caráter da “parte mais forte”, conforme o 1º e o 2º casos.

Quarto caso: quando temos um sal de ácido e base fortes

Exemplo: NaCl.



Nesse caso, na verdade, **não existe hidrólise** (a primeira equação acima é absurda). Como vemos pela equação final, a presença do NaCl nem altera o equilíbrio iônico normal da água; o NaCl apenas se dissolveu na água.

Conclusões

Observando as equações iônicas finais dos três primeiros casos dados, chegamos a algumas **conclusões fundamentais** a respeito da hidrólise:

1ª) Quem sofre hidrólise não é o sal, mas apenas o íon correspondente ao ácido ou à base fracos:

- no primeiro caso, foi o NH_4^+ , da base fraca NH_4OH ;
- no segundo caso, foi o CN^- , do ácido fraco HCN;
- no terceiro caso, foram os íons NH_4^+ e CN^- , pois tanto o ácido (HCN) como a base (NH_4OH) são fracos; aqui, realmente, ocorre hidrólise do sal, como um todo.

Desse modo, conclui-se que seria preferível chamar de “**hidrólise de íons**”, e não de hidrólise de sais, o estudo que estamos fazendo.

2ª) O íon que sofre hidrólise libera da água o íon de carga elétrica de mesmo sinal (ou H^+ ou OH^-):

- no primeiro caso, a hidrólise do NH_4^+ (positivo) libera o H^+ (positivo);
- no segundo caso, a hidrólise do CN^- (negativo) libera o OH^- (negativo).

3ª) Em consequência da conclusão anterior, percebemos que **a hidrólise pode mudar o pH da solução:**

- no primeiro caso, a liberação do H^+ produzirá uma **solução ácida** ($pH < 7$);
- no segundo caso, a liberação do OH^- produzirá uma **solução básica** ($pH > 7$).

Sal de ácido forte (e base fraca) \longrightarrow Solução ácida
Sal de base forte (e ácido fraco) \longrightarrow Solução básica

Resumindo: **na solução, predomina sempre o caráter do mais forte**. Evidentemente, quando o sal é formado por um ácido e uma base **igualmente fortes** ou **igualmente fracos** ($K_a = K_b$), a solução final será neutra, isto é, terá $pH = 7$, como a água pura.

3.3. Grau e constante de hidrólise

Como acontece em qualquer equilíbrio, também na hidrólise definimos um α e um K , denominados agora, respectivamente, **grau de hidrólise** e **constante de hidrólise**.

O **grau de hidrólise** segue a definição normal:

$$\alpha = \frac{[\text{Quantidade de mols hidrolisados}]}{[\text{Quantidade inicial de mols}]}$$

Quanto à **constante de hidrólise**, devemos fazer duas pequenas ressalvas:

- considerar sempre a equação “iônica” de hidrólise;
- simplificar a fórmula de K , admitindo a $[H_2O]$ praticamente constante.

Vamos explicar essas considerações, retomando o primeiro caso dado anteriormente (sal de ácido forte e base fraca): $NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons H^+ + NH_4OH$

$$\text{Escrevendo a expressão usual de } K_c, \text{ temos: } K_c = \frac{[H^+][NH_4OH]}{[NH_4^+][H_2O]} \Rightarrow K_c \cdot [H_2O] = \frac{[H^+][NH_4OH]}{[NH_4^+]}$$

Considerando que as soluções são, em geral, **bastante diluídas**, concluímos que o pouco de H_2O que é gasto na reação não irá alterar a concentração de H_2O ; sendo, portanto, $[H_2O] = \text{constante}$, $K_c \cdot [H_2O]$ também é constante. Denominamos esse produto de **constante de hidrólise** e o representamos por K_h .

Sendo assim, temos:

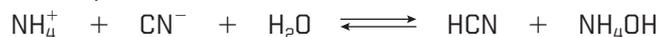
$$K_h = \frac{[H^+][NH_4OH]}{[NH_4^+]}$$

Retomando o segundo caso, temos: $CN^- + H_2O \rightleftharpoons HCN + OH^-$

Nessa equação, por raciocínio análogo, teremos:

$$K_h = \frac{[HCN][OH^-]}{[CN^-]}$$

Assim, para o terceiro caso, teremos:



$$K_h = \frac{[HCN][NH_4OH]}{[NH_4^+][CN^-]}$$

Enfim, você perceberá que a constante de hidrólise é escrita normalmente **e não aparece na fórmula o valor de $[H_2O]$, que já está incluído no K_h** .

OBSERVAÇÃO

Matematicamente, podem ser demonstradas as seguintes relações entre a constante de hidrólise e as constantes do ácido e/ou da base fracos:

• para um sal de ácido forte e **base fraca**:
$$K_h = \frac{K_w}{K_b}$$

• para um sal de **ácido fraco** e base forte:
$$K_h = \frac{K_w}{K_a}$$

• para um sal de **ácido e base fracos**:
$$K_h = \frac{K_w}{K_a \cdot K_b}$$

Enfim, observe que nas três últimas fórmulas sempre temos:

- no numerador: K_w , que é o produto iônico da água ($K_w = 10^{-14}$, a 25 °C);
- no denominador: K da **parte fraca** (da base fraca, do ácido fraco ou de ambos).



Questões

Registre as respostas em seu caderno

- Explique por que um sal ácido e um sal básico nem sempre formam, respectivamente, soluções ácidas ou básicas.
- Qual é a fórmula e o nome do sal predominantemente presente no calcário?
- É possível corrigir a acidez do solo utilizando calcário. Por quê?
- Quais são as equações químicas que justificam sua resposta na questão anterior?



Exercícios básicos

Registre as respostas em seu caderno

O caráter ácido básico das soluções salinas

- 71.** (Mackenzie-SP) Na dissolução de bicarbonato de sódio em água, ocorre a hidrólise apenas do ânion, resultando em uma solução com:
- $\text{pH} = 7$, pois o NaHCO_3 é um sal de ácido e base fortes.
 - $\text{pH} < 7$, pois o NaHCO_3 é um sal de ácido forte e base fraca.
 - $\text{pH} > 7$, pois o NaHCO_3 é um sal de ácido fraco e base forte.
 - $\text{pH} < 7$, pois o NaHCO_3 é um sal de ácido e base fracos.
 - $\text{pH} > 7$, pois o NaHCO_3 é um sal de base fraca e ácido forte.
- 72.** (Unesp) Em um laboratório, 3 frascos contendo diferentes sais tiveram seus rótulos danificados. Sabe-se que cada frasco contém um único sal e que soluções aquosas produzidas com os sais I, II e III apresentaram, respectivamente, pH ácido, pH básico e pH neutro. Esses sais podem ser, respectivamente:
- acetato de sódio, acetato de potássio e cloreto de potássio.
 - cloreto de amônio, acetato de sódio e cloreto de potássio.
 - cloreto de potássio, cloreto de amônio e acetato de sódio.
 - cloreto de potássio, cloreto de sódio e cloreto de amônio.
 - cloreto de amônio, cloreto de potássio e acetato de sódio.
- 73.** (UFC-CE) Dadas três soluções aquosas a 25 °C – NaCl (solução I), NaF (solução II) e NH_4Cl (solução III):
- Apresente a ordem crescente de acidez para essas três soluções.
 - Justifique sua resposta para o item a por meio do uso de equações químicas.

- 74.** (UFSCar-SP) Em um experimento de laboratório, um aluno adicionou algumas gotas do indicador azul de bromotimol em três soluções aquosas incolores: A, B e C. A faixa de pH de viragem desse indicador é de 6,0 a 7,6, sendo que ele apresenta cor amarela em meio ácido e cor azul em meio básico. As soluções A e C ficaram com coloração azul e a solução B ficou com coloração amarela. As soluções A, B e C foram preparadas, respectivamente, com:
- a) NaHCO_3 , NH_4Cl e NaClO . c) NaHCO_3 , HCl e NH_4Cl . e) NaClO , NaHCO_3 e NaOH .
 b) NH_4Cl , HCl e NaOH . d) NaOH , NaHCO_3 e NH_4Cl .
- 75.** (UFMG) A cor das hortênsias depende da acidez do solo. A cor azul predomina em pH menor que 5,5 e a cor rosa, em pH maior que 6,5. Três vasos, contendo o mesmo tipo de solo – com pH igual a 7,5 –, foram tratados para o cultivo de hortênsias, da seguinte forma:
- Vaso I – Adição de CaCO_3 (sal de comportamento básico em meio aquoso).
 Vaso II – Adição de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ (sal de comportamento ácido em meio aquoso).
 Vaso III – Adição de KNO_3 (sal de comportamento neutro em meio aquoso).
 Assim sendo, é **correto** afirmar que a predominância da cor azul pode ocorrer:
- a) apenas nos vasos I e III. c) apenas no vaso II.
 b) apenas nos vasos II e III. d) apenas no vaso I.
- 76.** (PUC-Campinas-SP) Como são, em geral, os solos que contêm altos teores de ferro e alumínio sob forma de íons?
- a) Ácidos, devido ao fato de sofrerem oxidação.
 b) Ácidos, devido ao fato de sofrerem hidrólise.
 c) Ácidos, devido ao fato de sofrerem redução.
 d) Básicos, devido ao fato de sofrerem oxidação.
 e) Básicos, devido ao fato de sofrerem hidrólise.
- 77.** (UFU-MG) A água sanitária, utilizada no branqueamento de roupas, como bactericida e em muitas outras aplicações, é uma solução aquosa de hipoclorito de sódio (dados: HClO é ácido fraco; $K_a = 3,5 \cdot 10^{-8}$). Como deve ser essa solução?
- a) Ser má condutora de eletricidade, pois a maior parte do composto se encontra como moléculas não dissociadas.
 b) Apresentar pH = 7,0, pois se trata de um sal derivado do HClO e do NaOH .
 c) Apresentar pH < 7,0, porque há formação de HClO , que, sendo ácido fraco, ioniza parcialmente na água, formando H^+ .
 d) Apresentar pH > 7,0, porque o ânion sofre hidrólise em água.

A constante de hidrólise

- 78.** Escreva a expressão da constante de hidrólise para as soluções aquosas dos seguintes sais:
- a) NH_4NO_3 . b) KNO_2 . c) $\text{CH}_3\text{COONH}_4$.

Exercício resolvido

- 79.** Calcule a constante de hidrólise do cloreto de amônio, sabendo que em solução 0,001 mol/L esse sal está 10% hidrolisado. Calcule também o pH da solução.

Resolução

- Cálculo da constante de hidrólise

Considerando que a dissociação $\text{NH}_4\text{Cl} \longrightarrow \text{NH}_4^+ + \text{Cl}^-$ é completa, concluímos que o 0,001 mol/L de NH_4Cl produzirá 0,001 mol/L de NH_4^+ e 0,001 mol/L de Cl^- . Como a hidrólise é um equilíbrio como outro qualquer, podemos empregar a tabela usual, em que somente o NH_4^+ (“íon fraco”) irá hidrolisar-se e em que teremos $\alpha = 10\%$, ou seja, $\alpha = 0,10$.

	NH_4^+	+	H_2O	\rightleftharpoons	NH_4OH	+	H^+
Molaridade inicial	0,001				Zero		Zero
Hidrolisaram-se ($\alpha = 0,10$)	$0,001 \cdot 0,10 = 0,0001$				0,0001		0,0001
Molaridades em equilíbrio	$0,001 - 0,0001 = 0,0009$				0,0001		0,0001

Note que a coluna de H_2O foi deixada em branco, pois a concentração de H_2O — $[\text{H}_2\text{O}]$ — não aparece na expressão da constante de hidrólise:

$$K_h = \frac{[\text{NH}_4\text{OH}][\text{H}^+]}{[\text{NH}_4^+]} \Rightarrow K_h = \frac{0,0001 \cdot 0,0001}{0,0009} \Rightarrow K_h = 1,11 \cdot 10^{-5}$$

- Cálculo do pH da solução

Da tabela anterior, tiramos:

$$[\text{H}^+] = 0,0001 \Rightarrow [\text{H}^+] = 10^{-4} \Rightarrow \text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log 10^{-4} \Rightarrow \text{pH} = 4$$

- 80.** Calcule a constante de hidrólise do cianeto de potássio, sabendo que, em solução 0,0005 molar, esse sal está 2% hidrolisado. Calcule também o pH da solução.

Observação: Este exercício é semelhante ao anterior. A tabela, no entanto, fornecerá a concentração de OH^- , que nos levará primeiro ao cálculo do pOH e depois ao do pH da solução.

Exercício resolvido

- 81.** (FMTM-MG) Uma solução aquosa de NH_4Cl a 0,1 mol/L, cujo sal está 100% dissociado, apresenta pH igual a:

$$\left(\text{Dados: } \text{pH} = -\log [\text{H}^+]; K_w = 10^{-14}; K_b = 10^{-5}; K_h = \frac{K_w}{K_b} \right)$$

- a) 9. b) 7. c) 5. d) 4. e) 2.

Resolução

Cálculo da constante de hidrólise:

$$K_h = \frac{K_w}{K_b} \Rightarrow K_h = \frac{10^{-14}}{10^{-5}} \Rightarrow K_h = 10^{-9}$$

Daqui para frente, o cálculo pode ser feito com a mesma tabela do exercício 79, com a diferença de que, agora, conhecemos o K_h e podemos calcular o α e depois o valor do pH.

	NH_4^+	+	$\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons$	NH_4OH	+	H^+
Molaridade inicial	0,1			Zero		Zero
Hidrolisaram-se	$\downarrow \times \alpha$ 0,1 α			\leftarrow 0,1 α		0,1 α
Molaridades em equilíbrio	0,1 - 0,1 α			0,1 α		0,1 α

$$K_h = \frac{[\text{NH}_4\text{OH}][\text{H}^+]}{[\text{NH}_4^+]} \Rightarrow \frac{0,1\alpha \cdot 0,1\alpha}{0,1(1-\alpha)} = 10^{-9}$$

Considerando α pequeno, temos: $1 - \alpha \approx 1$

$$0,1\alpha^2 = 10^{-9} \Rightarrow \alpha = 10^{-4}$$

$$[\text{H}^+] = 0,1\alpha \Rightarrow [\text{H}^+] = 0,1 \cdot 10^{-4} \Rightarrow [\text{H}^+] = 10^{-5} \Rightarrow \text{pH} = 5$$

Alternativa c

- 82.** (Unifesp) O nitrito de sódio, NaNO_2 , é um dos aditivos mais utilizados na conservação de alimentos. É um excelente agente antimicrobiano e está presente em quase todos os alimentos industrializados à base de carne, tais como presuntos, mortadelas e salames, entre outros. Alguns estudos indicam que a ingestão desse aditivo pode proporcionar a formação no estômago de ácido nitroso, o qual pode desencadear a formação de metabólitos carcinogênicos.

Dada a constante de hidrólise:

$$K_h = \frac{K_w}{K_a}$$

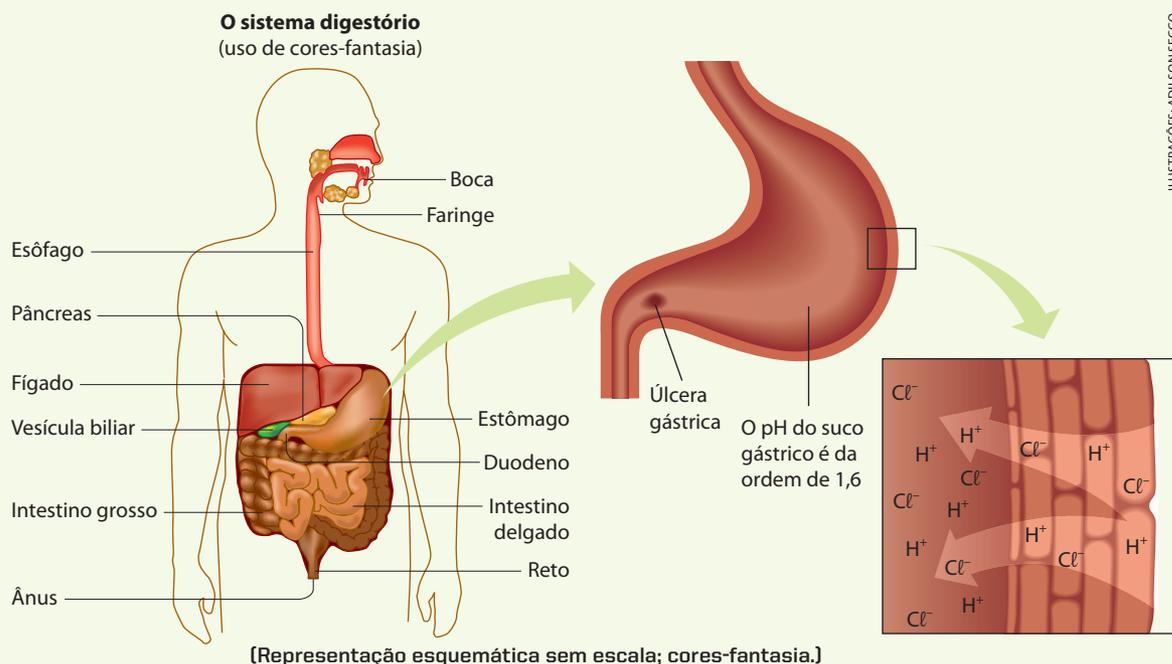
e considerando as constantes de equilíbrio:

$K_a(\text{HNO}_2) = 5 \cdot 10^{-4}$ e $K_w = 1 \cdot 10^{-14}$ a 25 °C, o pH de uma solução aquosa de nitrito de sódio $5 \cdot 10^{-2}$ mol/L nessa mesma temperatura tem valor aproximadamente igual a:

- a) 10. b) 8. c) 6. d) 4. e) 2.

ACIDEZ ESTOMACAL

Quando o alimento chega ao estômago, as glândulas estomacais liberam o chamado **suco gástrico**, que é formado por ácido clorídrico (HCl), por uma enzima denominada **pepsina** e por várias outras substâncias que garantem um sistema de pH entre 1,6 e 1,8 (o estômago produz de 2 a 3 litros de suco gástrico por dia). Essa faixa de pH é a ideal para a pepsina digerir as proteínas que estão presentes no alimento ingerido.



Em situação normal, a mucosa interna do estômago (que praticamente se renova a cada três dias) consegue protegê-lo do ataque dessa solução fortemente ácida. Situações adversas — como as que são provocadas pela alimentação “pesada”, excessiva e/ou muito condimentada, pelas bebidas alcoólicas, pela ingestão de medicamentos, pelo estresse etc. — fazem o pH do estômago baixar ainda mais, levando a pessoa a sentir os sintomas da **azia**. Se as condições adversas persistirem, o suco gástrico pode começar a **digerir o próprio estômago**, resultando então uma **úlcera gástrica**. Recentemente, a Medicina concluiu que micro-organismos também interferem no aparecimento da úlcera gástrica. Um deles é a bactéria *Helicobacter pylori*.

Para combater a azia, os médicos podem receitar medicamentos chamados **anti-ácidos**. O exemplo mais simples é o do *leite de magnésia* — $Mg(OH)_2$ —, que alivia os sintomas da azia, neutralizando o excesso de HCl, no suco gástrico, pela reação:



Efeito semelhante é causado por $Al(OH)_3$, $NaHCO_3$, $CaCO_3$ etc. Pós e comprimidos efervescentes, como *sal de frutas*, contêm, em geral, $NaHCO_3$ e um ácido em pó, como, por exemplo, o ácido cítrico ($C_6H_8O_7$); em contato com a água, temos:



É o CO_2 formado que produz a efervescência na água e o arrote, quando ingerimos o medicamento.

A neutralização excessiva do suco gástrico pode provocar a chamada **revanche ácida**, na qual o estômago produz ainda mais HCl. Nesses casos, usam-se medicamentos inibidores da produção do HCl pelo estômago.

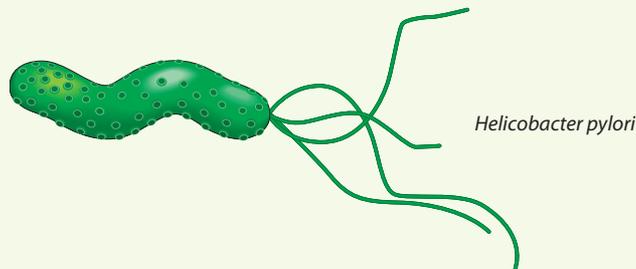
O MAGO DE ID

Brant Parker e Johnny Hart



▶ Questões sobre a leitura ▶ Registre as respostas em seu caderno

- 90.** Que tipos de substância podem ser utilizados como antiácidos?
- 91.** (PUC-RJ) O estômago produz suco gástrico constituído de ácido clorídrico, muco, enzimas e sais. O valor de pH no interior do estômago deriva, principalmente, do ácido clorídrico presente. Sendo o ácido clorídrico um ácido forte, a sua ionização é total em meio aquoso, e a concentração de H^+ em quantidade de matéria nesse meio será a mesma do ácido de origem. Assim, uma solução aquosa de ácido clorídrico em concentração $0,01 \text{ mol} \cdot L^{-1}$ terá pH igual a:
- a) 2. b) 4. c) 5. d) 7. e) 9.
- 92.** (UFRJ) Em 1982, os cientistas australianos Berry J. Marshall e J. Robin Warren identificaram a bactéria *Helicobacter pylori* e seu papel no desenvolvimento de gastrites e úlceras pépticas. Por esse trabalho, os dois cientistas receberam o prêmio Nobel de Medicina e Fisiologia de 2005.



[Representação sem escala; cores-fantasia.]

- a) A concentração de íons bicarbonato afeta a posição da bactéria *Helicobacter pylori* no muco protetor do estômago, onde ela se aloja. Admita que os íons bicarbonato foram obtidos pela preparação de uma solução aquosa de bicarbonato de sódio. Qual é a equação da dissociação desse sal?
- b) O valor do pH no muco protetor do estômago é próximo ao neutro, mas a bactéria *Helicobacter pylori* necessita suportar, durante algum tempo, a forte acidez da cavidade estomacal. Determine a razão entre as concentrações de íons H^+ em meios de $pH = 2$ e $pH = 7$ e o valor do pOH quando $pH = 2$.
- 93.** (UFSCar-SP) A azia é muitas vezes devida a uma alteração no pH do estômago, causada por excesso de ácido clorídrico. Antiácidos como o leite de magnésia neutralizam esse ácido. O leite de magnésia apresenta em sua composição 64,8 g de hidróxido de magnésio, $Mg(OH)_2$, por litro da suspensão. A quantidade de ácido que será neutralizada se uma pessoa ingerir duas colheres de sopa (volume total de 9 mL) de leite de magnésia é:
- a) 0,02 mol. b) 20 mols. c) 200 mols. d) 0,01 mol. e) 0,58 mol.

O equilíbrio de uma reação química tem características especiais quando os compostos participantes da reação apresentam-se em diferentes fases, por exemplo, na formação de gases ou de precipitados durante a reação química.

+

TÓPICOS DO CAPÍTULO

1

INTRODUÇÃO

2

APLICAÇÃO DA LEI DA AÇÃO DAS MASSAS AOS EQUILÍBRIOS HETEROGÊNEOS

3

DESLOCAMENTO DO EQUILÍBRIO HETEROGÊNEO

4

PRODUTO DE SOLUBILIDADE (K_{ps})

LEITURA: A FORMAÇÃO DE ESTALACTITES E DE ESTALAGMITES

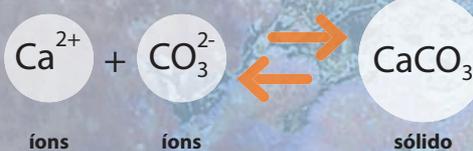
Acidificação dos oceanos

O CO_2 lançado pela humanidade na atmosfera altera também a composição química dos oceanos e ameaça a vida marinha, como a mostrada neste infográfico (Recife de corais no Oceano Índico).

A atmosfera em contato com os oceanos mantém suas concentrações de gases equilibradas por processos de troca físicos, químicos e biológicos.

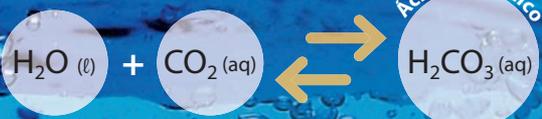
Na proporção em que aumentam as emissões de CO_2 na atmosfera, aumenta também a quantidade desse gás dissolvido na água, o que modifica o pH marinho.

Corais, estrelas-do-mar, plâncton, entre outros, chamados calcificadores, absorvem lentamente o CO_2 e o Ca que formam as conchas e os esqueletos de carbonato de cálcio:





Estima-se que aproximadamente metade de todo o CO_2 emitido na atmosfera pela ação humana nos últimos 200 anos dissolveu-se no mar: cerca de 525 bilhões de toneladas.



Ácido carbônico



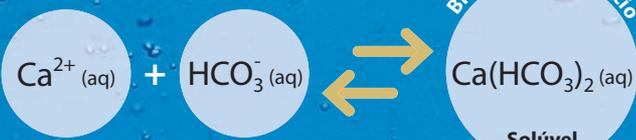
Caráter ácido

Esta primeira ionização é mais fácil.



Caráter ácido

Esta segunda ionização é mais difícil.



Bicarbonato de cálcio

Solúvel

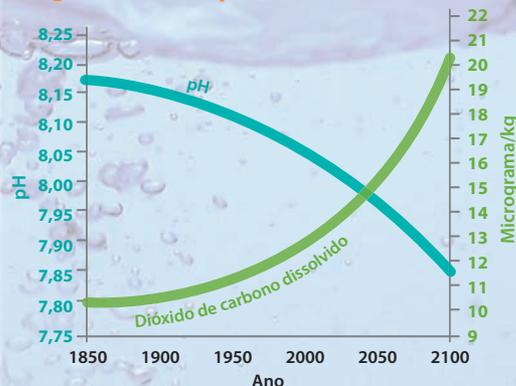


Carbonato de cálcio

Sólido

O bicarbonato de cálcio é mais solúvel que o carbonato de cálcio.

CO₂ dissolvido e pH marinho

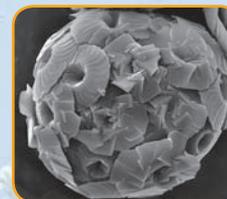


Mesmo mantendo-se alcalino, o pH oceânico poderá tornar-se baixo o suficiente para dissolver o carbonato de cálcio que compõe o esqueleto de corais e outros organismos.

Fonte: FEELY, R. A.; SABINE, C. L.; FABRY, V. J. Carbon Dioxide and our Ocean Legacy. Disponível em: <<http://www.pmel.noaa.gov/pubs/PDF/feel2899.pdf>>. Acesso em: mar. 2010.



Concentração atual



Prevista para 2100

A estrutura de carbonato de cálcio desses fitoplânctons calcificadores ficou deformada depois que a concentração de CO_2 no aquário foi aumentada. (Nas fotos microalgas, *Calcidiscus leptoporus*, com aproximadamente 14 micrômetros de diâmetro.)

REFLETINDO

- Indique os participantes dos equilíbrios apresentados e as fases que concorrem entre si na ligação química com o cálcio.
- Qual é a equação simplificada do material das conchas em solução aquosa bem ácida?

1 >>> Introdução

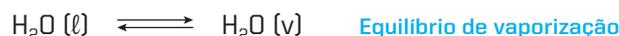
Os equilíbrios químicos que ocorrem em sistemas heterogêneos são muito frequentes no cotidiano. Nas indústrias siderúrgicas, a produção de ferro e de aço depende, por exemplo, do estudo de reações do tipo $\text{FeO (s)} + \text{CO (g)} \rightleftharpoons \text{Fe (s)} + \text{CO}_2 \text{ (g)}$. Na natureza, equilíbrios heterogêneos contribuem para a formação de cavernas calcárias e de recifes de corais. Em nosso corpo, equilíbrios heterogêneos acontecem nas trocas de alimentos e de oxigênio entre o sangue e as células do organismo.

Dizemos, então, que:

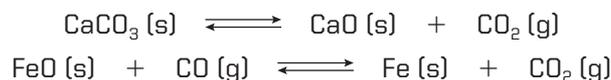
Equilíbrio heterogêneo é o que se estabelece em um sistema heterogêneo.

Entre os equilíbrios heterogêneos, encontramos casos de:

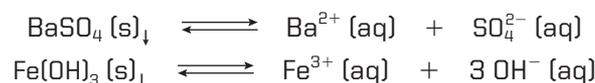
- a) **Equilíbrios físicos** – envolvem apenas fenômenos físicos. Por exemplo, o fenômeno que se estabelece entre a água líquida e seu vapor num recipiente fechado:



- b) **Equilíbrios químicos** – quando envolvem reações químicas. Por exemplo:



Um caso importante de equilíbrio heterogêneo é o que ocorre entre uma solução saturada e o precipitado correspondente, por exemplo:



Como veremos neste capítulo, os equilíbrios heterogêneos seguem, com pequenas alterações, as mesmas leis do equilíbrio homogêneo, já vistas em capítulos anteriores.

2 >>> Aplicação da Lei da Ação das Massas aos equilíbrios heterogêneos

A Lei da Ação das Massas ou Lei de Guldberg-Waage, isto é, as expressões de K_c e K_p **só valem para sistemas homogêneos**. Portanto, não podem ser aplicadas a um sistema heterogêneo, **considerado no seu todo**. Entretanto, nada nos impede de aplicá-las a **cada uma das fases** (porções homogêneas) que constituem o sistema heterogêneo. Em geral, a fase que melhor se presta à aplicação da Lei da Ação das Massas é a **fase gasosa**, pois ela reúne o maior número de substâncias – os gases e os vapores dos sólidos e dos líquidos existentes no equilíbrio; por esse motivo, é mais frequente o uso de K_p que o de K_c .

Consideremos, por exemplo, a dissociação térmica do carbonato de cálcio, num recipiente fechado:

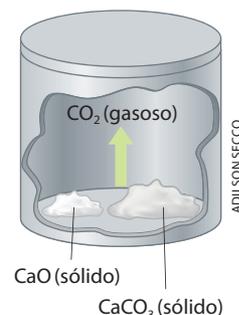


Essa reação ocorre por volta de 1.000°C . Se a realizamos dentro de um recipiente fechado, ela se torna reversível; e, como acontece com todas as reações reversíveis, após certo tempo ela atinge um equilíbrio (equilíbrio químico heterogêneo).

Existem aqui três fases (porções homogêneas): **duas fases sólidas** (CaCO_3 e CaO) e **uma fase gasosa**. A fase gasosa é formada principalmente por CO_2 ; entretanto, podemos considerar que aí existem também vestígios de CaCO_3 e CaO , que volatilizaram devido à alta temperatura.

Escrevendo a constante de equilíbrio K_p , temos:

$$K_p = \frac{p_{\text{CaO}} \cdot p_{\text{CO}_2}}{p_{\text{CaCO}_3}}$$



Os valores p_{CaO} e p_{CaCO_3} representam, em outras palavras, as **pressões máximas de vapor dos sólidos** CaO e CaCO_3 , à temperatura de equilíbrio. Esses valores são extremamente pequenos, porém, o que é mais importante, são **valores constantes a uma determinada temperatura**, independentemente das quantidades dos sólidos CaO e CaCO_3 existentes no sistema. Sendo: $p_{\text{CaO}} = \text{constante}$ e $p_{\text{CaCO}_3} = \text{constante}$, podemos, então, reescrever a fórmula anterior da seguinte maneira:

$$K_p \cdot \frac{p_{\text{CaCO}_3}}{p_{\text{CaO}}} = p_{\text{CO}_2}$$

Nova constante, que podemos representar por K'_p .

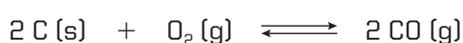
Donde:

$$K'_p = p_{\text{CO}_2}$$

Examinando esta última fórmula, podemos tirar a seguinte conclusão, que facilitará nosso raciocínio (por comodidade, vamos representar K'_p simplesmente por K_p , a partir de agora).

Ao escrever a fórmula de K_p , podemos omitir os sólidos (e líquidos, eventualmente existentes), incluindo apenas os gases.

Exemplos:



$$K_p = \frac{p_{\text{CO}}^2}{p_{\text{O}_2}}$$



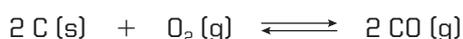
$$K_p = \frac{p_{\text{CO}_2}}{p_{\text{CO}}}$$



$$K_p = \frac{p_{\text{H}_2\text{O}}^4}{p_{\text{H}_2}^4}$$

Observe, porém, que os sólidos (e líquidos) **não são realmente omitidos**; como as pressões de vapor dos sólidos (e líquidos) são constantes a uma determinada temperatura, seus valores **já estão inseridos no próprio valor de K_p** .

O que foi dito para K_p vale, de modo idêntico, para K_c , isto é, em relação à fase gasosa, as concentrações dos sólidos (e líquidos) também são constantes a uma determinada temperatura. Assim, por exemplo, temos:



$$K_c = \frac{[\text{CO}]^2}{[\text{O}_2]}$$

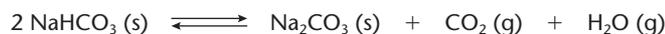
➔ Questões

Registre as respostas em seu caderno

Nas indústrias siderúrgicas o ferro metálico é obtido, juntamente com o gás carbônico, a partir da reação do minério hematita (Fe_2O_3) com o monóxido de carbono.

- Qual é a equação química que representa o equilíbrio do processo? Indique o estado de agregação de reagentes e produtos.
- Esse equilíbrio é homogêneo ou heterogêneo? Justifique.
- Qual é a expressão de K_c para esse equilíbrio?
- Pode-se afirmar que os sólidos não participam desse equilíbrio? Justifique.

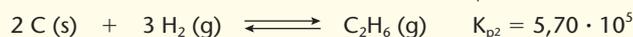
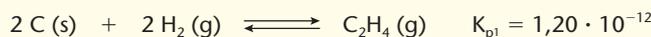
8. (Cesgranrio-RJ) Escolha, entre as opções abaixo, a razão $\frac{K_p}{K_c}$ relativa à reação:



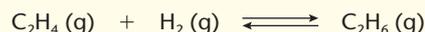
- a) 1 b) 2 c) RT d) $(RT)^2$ e) $(RT)^3$

Exercício resolvido

9. Dadas as duas equações seguintes, com suas respectivas constantes de equilíbrio, em condições ambientes:



calcule, nas mesmas condições, a constante de equilíbrio da equação:



Resolução

Para as duas equações dadas, temos:

$$K_{p1} = \frac{p_{\text{C}_2\text{H}_4}}{p_{\text{H}_2}^2} = 1,20 \cdot 10^{-12}$$

$$K_{p2} = \frac{p_{\text{C}_2\text{H}_6}}{p_{\text{H}_2}^3} = 5,70 \cdot 10^5$$

Para a equação pedida, temos:

$$K_{p3} = \frac{p_{\text{C}_2\text{H}_6}}{p_{\text{C}_2\text{H}_4} \cdot p_{\text{H}_2}}$$

É fácil perceber que:

$$K_{p3} = \frac{K_{p2}}{K_{p1}} = \frac{\frac{p_{\text{C}_2\text{H}_6}}{p_{\text{H}_2}^3}}{\frac{p_{\text{C}_2\text{H}_4}}{p_{\text{H}_2}^2}} = \frac{p_{\text{C}_2\text{H}_6}}{p_{\text{C}_2\text{H}_4} \cdot p_{\text{H}_2}} = \frac{5,70 \cdot 10^5}{1,20 \cdot 10^{-12}} \Rightarrow K_{p3} = 4,75 \cdot 10^{17}$$

Exercícios complementares

Registre as respostas em seu caderno

10. (UCSal-BA) A produção de carvão de silício, importante material refratário, envolve o equilíbrio representado por:



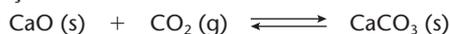
A expressão da constante desse equilíbrio é dada por:

- a) $\frac{[\text{SiC}]}{[\text{SiO}_2]}$ c) $\frac{[\text{CO}]^2}{[\text{SiO}_2]}$ e) $[\text{CO}]^2$
 b) $\frac{[\text{CO}]^2}{[\text{C}]}$ d) $[\text{CO}]$

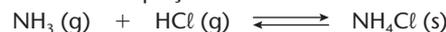
11. (Cesgranrio-RJ) Identifique o sistema químico cuja constante de equilíbrio, em termos de pressões parciais, independe da unidade escolhida para medir essas pressões.

- a) $\text{H}_2\text{S} (\text{g}) \rightleftharpoons \text{H}_2 (\text{g}) + \text{S} (\text{s})$
 b) $\text{COCl}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO} (\text{g}) + \text{Cl}_2 (\text{g})$
 c) $\text{N}_2 (\text{g}) + 3 \text{H}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3 (\text{g})$
 d) $2 \text{SO}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{SO}_3 (\text{g})$
 e) $\text{CaCO}_3 (\text{s}) \rightleftharpoons \text{CaO} (\text{s}) + \text{CO}_2 (\text{g})$

12. (UFPE) Em um recipiente fechado contendo carbonato de cálcio sólido, óxido de cálcio sólido e gás carbônico, em equilíbrio e à temperatura de 1.000 K, a pressão de CO_2 é $4,0 \cdot 10^{-2}$ atm. Dê o valor da constante de equilíbrio da reação:

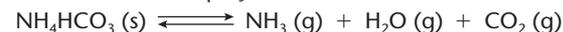


13. (UFPE) Iguais volumes de amônia e cloreto de hidrogênio são introduzidos em um recipiente fechado, reagindo de acordo com a equação:



Quando o equilíbrio é atingido, verifica-se que a pressão total no interior do recipiente é 1 atm. Determine a constante de equilíbrio dessa reação.

14. (EEM-SP) O hidrogenocarbonato de amônio se decompõe de acordo com a equação:



e quando colocado num recipiente previamente evacuado, o equilíbrio se estabelece para uma pressão total de 0,90 atm. Calcule, no equilíbrio, a pressão parcial de cada componente, bem como a constante de equilíbrio para o sistema, em termos de pressão.

15. (FCC-BA) A 1.000 °C, estabeleceu-se, em um recipiente fechado e de volume constante, o equilíbrio:



$$K_c = 4,8 \cdot 10^{-2}$$

A partir dessas informações, pode-se concluir que:

- a) $[\text{H}_2\text{O}] = [\text{H}_2]$.
 b) $[\text{H}_2\text{O}] > [\text{H}_2]$.
 c) $[\text{Fe}_3\text{O}_4] = [\text{Fe}]$.
 d) $[\text{Fe}_3\text{O}_4] + [\text{H}_2] > [\text{Fe}] + [\text{H}_2\text{O}]$.
 e) $[\text{Fe}_3\text{O}_4] \cdot [\text{H}_2] > [\text{Fe}] \cdot [\text{H}_2\text{O}]$.

3 >>> Deslocamento do equilíbrio heterogêneo

O Princípio de Le Chatelier, visto à página 231, continua valendo para os equilíbrios heterogêneos, embora com algumas ressalvas, que discutiremos a seguir.

3.1. Influência da temperatura

A influência da temperatura nos equilíbrios heterogêneos segue exatamente as mesmas regras já explicadas na página 232 para os equilíbrios homogêneos, ou seja:

O aumento de temperatura desloca o equilíbrio no sentido **endotérmico**.
A diminuição de temperatura desloca o equilíbrio no sentido **exotérmico**.

Por exemplo, a decomposição:



é endotérmica, e a experiência nos revela que:

Temperatura (°C)	$K_p = p_{\text{CO}_2}$ (mmHg)
700	22,2
800	167
900	793
1.000	2.942

Como vemos, o **aumento de temperatura** desloca o equilíbrio para a **direita**, no sentido em que aumenta a quantidade de CO_2 , isto é, no **sentido endotérmico**.

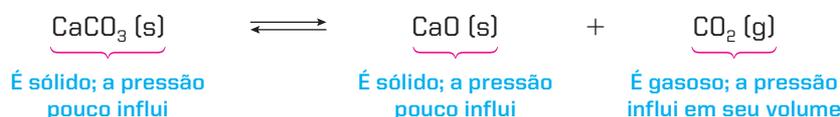
3.2. Influência da pressão total sobre o sistema

Como a pressão tem uma influência desprezível sobre os sólidos e os líquidos, concluímos que, ao aplicar o Princípio de Le Chatelier a um sistema heterogêneo, **devemos considerar apenas a presença das substâncias gasosas**, empregando então o que foi visto à página 231. Assim:

O **aumento de pressão** desloca o equilíbrio no sentido de **menor volume** (menor número de mols).

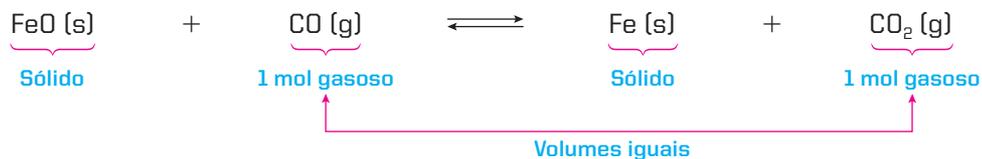
A **diminuição de pressão** desloca o equilíbrio no sentido de **maior volume** (maior número de mols).

Primeiro exemplo:



Nesse caso, um **aumento de pressão** desloca o equilíbrio para a **esquerda**, favorecendo a reação inversa, que é o sentido de **menor volume**. Desse modo, forma-se maior quantidade de CaCO_3 , que, sendo sólido, não é afetado pelo aumento de pressão.

Segundo exemplo:



Nesse caso, um aumento ou uma diminuição na pressão total **não deslocam o equilíbrio**, pois o primeiro e o segundo membros da equação mostram **volumes iguais** (iguais números de mols).

3.3. Influência da adição ou retirada de um participante do equilíbrio

A adição ou a retirada de um participante sólido ou líquido não afetam o equilíbrio (desde que, evidentemente, esse participante **continue presente no sistema**). Somente a adição ou a retirada de um participante gasoso é que deslocam o equilíbrio. Nesse caso, o deslocamento obedece aos mesmos critérios vistos para o equilíbrio homogêneo (página 231) da seguinte forma:

A adição de uma substância desloca o equilíbrio no sentido **que irá consumi-la**.
A retirada de uma substância desloca o equilíbrio no sentido **que irá refazê-la**.

Primeiro exemplo:



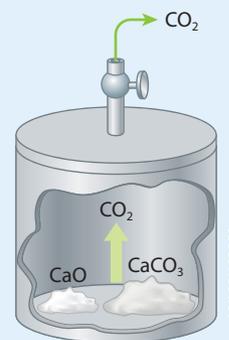
Nesse caso, a adição ou a retirada (mas não a retirada total), seja de CaCO_3 , seja de CaO , não deslocam o equilíbrio. A adição ou a retirada de CO_2 , contudo, afetam o equilíbrio:

- **Adição de CO_2** : o equilíbrio se desloca para a **esquerda**.
- **Retirada de CO_2** : o equilíbrio se desloca para a **direita**.



O controle dos processos químicos

Já comentamos, em várias ocasiões, que um equilíbrio químico só pode se estabelecer em um **sistema fechado**. No caso do equilíbrio $\text{CaCO}_3 \text{ (s)} \rightleftharpoons \text{CaO (s)} + \text{CO}_2 \text{ (g)}$, abrindo-se a válvula do recipiente, o CO_2 , sendo gás, vai **escapar** (isso equivale a **retirar** o CO_2 do equilíbrio); de acordo com o Princípio de Le Chatelier, o equilíbrio se desloca no sentido de **repor o CO_2** ; mas, se o CO_2 escapa **continuamente**, a reação $\text{CaCO}_3 \rightleftharpoons \text{CaO} + \text{CO}_2$ tende a se completar, de tal modo que, no final, não restará mais nada de CaCO_3 , sobrando apenas CaO no interior do recipiente (já que o CO_2 gasoso escapou). Em outras palavras, a reação deixou de ser reversível e se tornou completa (rendimento de 100%). Esse “truque” (o de retirar um dos produtos formados) é muito usado, nos laboratórios e nas indústrias químicas, **para melhorar o rendimento das reações**.



Segundo exemplo:



Nesse caso, a adição ou a retirada (não total) de FeO ou Fe não deslocam o equilíbrio; somente as variações nas quantidades de CO e CO_2 o afetam:

- **Adição de CO** : o equilíbrio se desloca para a **direita**.
- **Retirada de CO** : o equilíbrio se desloca para a **esquerda**.

- **Adição de CO₂**: o equilíbrio se desloca para a **esquerda**.
- **Retirada de CO₂**: o equilíbrio se desloca para a **direita**.

Podemos chegar a essas conclusões também ao analisar a fórmula de K_p :

$$K_p = \frac{p_{\text{CO}_2}}{p_{\text{CO}}}$$

Assim, por exemplo, quando adicionamos CO, sua pressão parcial (p_{CO}) aumenta. Para manter K_p constante, devemos então aumentar p_{CO_2} , o que significa **deslocar o equilíbrio para a direita**.

Por meio de raciocínios análogos, podemos interpretar:

- Retirada de CO.
- Adição de CO₂.
- Retirada de CO₂.

As reações do primeiro e do segundo exemplos da página anterior são muito importantes do ponto de vista **industrial**.

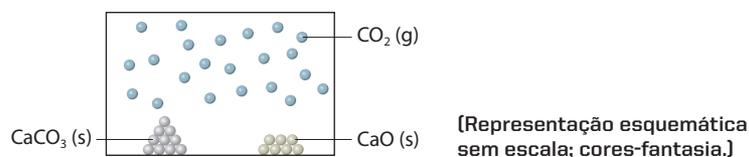
De fato, a primeira reação ($\text{CaCO}_3 \rightleftharpoons \text{CaO} + \text{CO}_2$) representa a decomposição do **calcário** (CaCO_3 abundante na natureza) e a formação do CaO, que é a **cal virgem**, muito usada em construções, na agricultura e na indústria. De acordo com o Princípio de Le Chatelier, a produção da cal virgem pode ser aumentada pelo **calor** e pela **rápida retirada de CO₂** que se forma durante o aquecimento.

A segunda reação ($\text{FeO} + \text{CO} \rightleftharpoons \text{Fe} + \text{CO}_2$) é uma das reações mais importantes que ocorrem dentro de um alto-forno siderúrgico para a produção de **ferro-gusa** e, daí, para a produção de **aço**. Também de acordo com o Princípio de Le Chatelier, a produção de ferro pode ser aumentada pelo **aumento da concentração de CO no forno**; a pressão total, contudo, não influi nesse equilíbrio.

Questões

Registre as respostas em seu caderno

A figura a seguir representa o equilíbrio de decomposição do calcário.



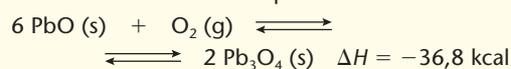
- Qual é a equação que representa esse equilíbrio? Indique o estado de agregação de reagente e produtos.
- Sabendo-se que essa reação é endotérmica, o que ocorre quando a temperatura do sistema é aumentada?
- Copie no caderno a figura do sistema na fase inicial e represente o sistema nas seguintes situações:
 - com o aumento de temperatura;
 - com a adição de CO₂ (g);
 - com a adição de CaCO₃ (s);
 - com aumento da pressão (redução de volume).

Exercícios básicos

Registre as respostas em seu caderno

Exercício resolvido

16. Como será deslocado o equilíbrio:



- pela adição de O₂ (g)?
- pela adição de Pb₃O₄ (s)?
- pelo aumento de temperatura?
- pelo aumento da pressão total sobre o sistema?

Resolução

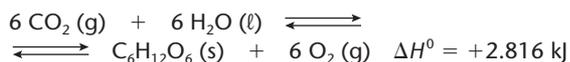
Atenção: agora o equilíbrio é **heterogêneo**. Assim, temos:

- A adição de O₂ (g) deslocará o equilíbrio para a direita, a fim de consumir o O₂ (g) adicionado.
- A adição de Pb₃O₄ (s) não afetará o equilíbrio, uma vez que se trata de substância sólida.
- O aumento de temperatura deslocará o equilíbrio para a esquerda, que é o **lado endotérmico** da reação.
- O aumento da pressão total sobre o sistema deslocará o equilíbrio para a direita, em que o volume ocupado é menor (só o do sólido Pb₃O₄, que é desprezível).

17. (UFSCar-SP) As equações apresentadas a seguir representam equilíbrios químicos estabelecidos separadamente no interior de cilindros dotados de êmbolos móveis. Considerando que cada cilindro terá seu volume reduzido à metade do valor inicial, mantida a temperatura constante, identifique a alternativa que representa o equilíbrio afetado por essa alteração.

- a) $C(s) + O_2(g) \rightleftharpoons CO_2(g)$
- b) $H_2(g) + Br_2(g) \rightleftharpoons 2 HBr(g)$
- c) $CH_4(g) + 2 O_2(g) \rightleftharpoons CO_2(g) + 2 H_2O(g)$
- d) $CaCO_3(s) \rightleftharpoons CaO(s) + CO_2(g)$
- e) $FeO(s) + CO(g) \rightleftharpoons Fe(s) + CO_2(g)$

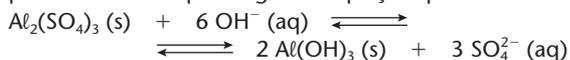
18. (UFRGS-RS) Em sistema fechado, a 25 °C, a reação de fotossíntese pode ser representada pela equação química abaixo.



Para favorecer a formação de glicose, $C_6H_{12}O_6(s)$, um procedimento correto seria:

- a) retirar parte da glicose.
- b) adicionar oxigênio.
- c) retirar gás carbônico.
- d) adicionar água.
- e) aumentar a temperatura.

19. (UFPE) Em meio básico, alguns cátions metálicos precipitam na forma de hidróxidos gelatinosos, que são usados para adsorver impurezas sólidas e posteriormente decantá-las, ajudando a purificar a água. Um desses cátions metálicos é o alumínio, cuja formação inicial de flocos pode ser descrita pela seguinte equação química:



Para que esse processo seja eficiente, o equilíbrio deve ser deslocado em direção aos produtos, o que pode ser realizado através:

- a) da adição de ácido clorídrico.
- b) da adição de sulfato de sódio.
- c) do aumento da pressão externa.
- d) da adição de cloreto de potássio.
- e) da adição de hidróxido de sódio.

20. (UFMG) A decomposição do carbonato de prata produz óxido de prata e dióxido de carbono, conforme indicado nesta equação:



Essa reação foi investigada em diferentes temperaturas, partindo-se, sempre, de 1 mol de Ag_2CO_3 .

Nesta tabela, estão indicadas as quantidades de dióxido de carbono presentes no estado de equilíbrio nas temperaturas investigadas:

Temperatura (°C)	77	127	177	227
Quantidade de CO_2 (mol)	0,00014	0,0043	0,031	0,36

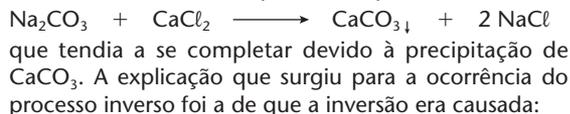
Considerando-se essas informações, é **correto** afirmar que a decomposição de Ag_2CO_3 é:

- a) endotérmica e um aumento da pressão aumentaria a quantidade de CO_2 produzida.
- b) endotérmica e um aumento da pressão diminuiria a quantidade de CO_2 produzida.

c) exotérmica e um aumento da pressão aumentaria a quantidade de CO_2 produzida.

d) exotérmica e um aumento da pressão diminuiria a quantidade de CO_2 produzida.

21. (PUC-SP) Berthollet, enquanto servia à expedição de Napoleão no Egito, observou que nas margens dos lagos salgados havia, como resultado da evaporação da água da solução salina, a presença de carbonato de sódio no sedimento. Era perfeitamente conhecido o fato de que em laboratório ocorria o processo espontâneo:



- a) pela presença de catalisadores, não conhecidos, no lago.
- b) por variações na pressão barométrica nessa região.
- c) pela pequena solubilidade do $CaCl_2$ em água.
- d) pelo grande excesso de $NaCl$ no lago salgado.
- e) pelas diminuições drásticas da temperatura durante a noite.

22. (Vunesp) O esmalte dos dentes é formado por hidroxiapatita, que, em determinadas condições, pode ser dissolvida devido ao equilíbrio representado pela equação:



Hidroxiapatita

Considere três pessoas, X, Y e Z, que consomem diariamente os produtos cujos valores de pH estão apresentados na tabela.

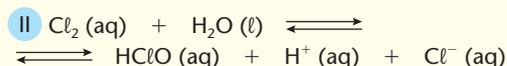
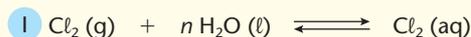
Pessoa	Produtos consumidos diariamente	pH
X	Suco de laranja	3
Y	Água com gás	4
Z	Leite de magnésia	10

Considerando somente o efeito do uso continuado desses três produtos, ocorrerá dissolução da hidroxiapatita do esmalte dos dentes:

- a) da pessoa X, apenas.
- b) da pessoa Y, apenas.
- c) das pessoas X e Y, apenas.
- d) da pessoa Z, apenas.
- e) das pessoas X e Z, apenas.

Exercício resolvido

23. (Unicamp-SP) Com a finalidade de esterilização, o gás cloro, Cl_2 , é dissolvido na água destinada ao consumo humano. As reações que ocorrem podem ser representadas por:

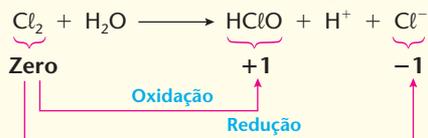


Observação: $n H_2O(l)$ indica grande quantidade de água.

- a) Qual das duas reações é de oxirredução? Justifique.
- b) A adição de hidróxido de sódio, $NaOH$, à água, alterará a quantidade de $Cl_2(g)$ que nela se dissolve? Justifique.

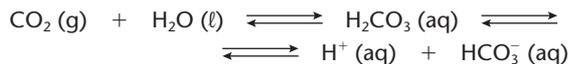
Resolução

- a) Somente a reação II é de oxirredução, pois, nela, parte do Cl_2 se oxida a HClO e parte se reduz a Cl^- , conforme mostramos a seguir:



- b) Adicionando-se a base NaOH (ou $\text{Na}^+ + \text{OH}^-$), o OH^- reagirá com o H^+ do 2º membro da equação II ($\text{H}^+ + \text{OH}^- \longrightarrow \text{H}_2\text{O}$); diminuindo a quantidade de H^+ , o equilíbrio II será deslocado para a direita, acarretando maior consumo do Cl_2 (aq) do 1º membro da equação II — que, aliás, é o mesmo do 2º membro da equação I. Consequentemente, a equação I também se desloca para a direita e, no final, estaremos aumentando a quantidade de Cl_2 (g) que se dissolve na água.

24. (Fatec-SP) Para gaseificar um refrigerante, injeta-se gás carbônico sob pressão. Parte do gás injetado dissolve-se na solução que constitui o refrigerante, de modo que, ao ser fechada a garrafa, estabelecem-se, entre outros, os seguintes equilíbrios químicos simultâneos:



Ao abrir a garrafa de refrigerante, há escape de gás até estabelecer-se um novo estado de equilíbrio.

Afirma-se que esse escape será mais intenso se:

- I. a garrafa for aberta em uma cidade litorânea em vez de uma cidade montanhosa;
- II. forem acrescentadas gotas de suco de limão à solução aquosa que constitui o refrigerante;
- III. for acrescentada mais água à solução aquosa do refrigerante.

É correto o que se afirma somente em:

- a) I.
 - b) II.
 - c) III.
 - d) I e II.
 - e) II e III.
25. (Unicamp-SP) O CoCl_2 é um sal de cor azul que se hidrata facilmente, passando a $\text{CoCl}_2 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$, de cor rosa. Enfeites como "gatinhos", "galinhos" e outros bibelôs são recobertos com esse sal e mudam de cor em função da umidade do ar.
- a) Formule a equação química que representa o equilíbrio entre o sal anidro e o hidratado.
 - b) Identifique qual é a cor dos bibelôs em função do tempo úmido ou seco. Justifique.

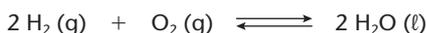


Exercícios complementares

Registre as respostas em seu caderno

26. (Uerj-Modificado) A obtenção de água é uma das preocupações fundamentais na Estação Orbital Internacional Alpha. Estão relacionados abaixo os três processos de produção de água que foram analisados para uso na estação, com suas respectivas equações, representando estados de equilíbrio químico.

Processo da célula de hidrogênio



$$\Delta H = -571,7 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} \text{ a } 25^\circ\text{C}$$

Processo de Sabatier



$$\Delta H = -165 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} \text{ a } 25^\circ\text{C}$$

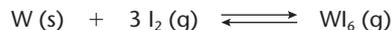
Processo Bosch



$$\Delta H = -90,2 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} \text{ a } 25^\circ\text{C}$$

Cite duas ações, comuns aos processos descritos, capazes de produzir um deslocamento do equilíbrio no sentido da formação de produtos.

27. (Unicamp-SP) Nas lâmpadas comuns, quando estão acesas, o tungstênio do filamento se sublima, depositando-se na superfície interna do bulbo. Nas chamadas "lâmpadas halógenas" existe, em seu interior, iodo para diminuir a deposição de tungstênio. Estas, quando acesas, apresentam uma reação de equilíbrio que pode ser representada por:



Na superfície do filamento (região de temperatura elevada), o equilíbrio está deslocado para a esquerda. Próximo à superfície do bulbo (região mais fria), o equilíbrio está deslocado para a direita.

- a) Qual é a expressão para a constante de equilíbrio?
- b) A formação do WI_6 (g), a partir dos elementos, conforme a equação anterior, é exotérmica ou endotérmica? Justifique a resposta.

28. (ITA-SP) Considere cinco frascos contendo, cada um, uma solução aquosa saturada de sulfato de cálcio em equilíbrio químico com seu corpo de fundo. A cada um dos cinco frascos é adicionada uma solução aquosa saturada, sem corpo de fundo, de um dos seguintes sais, respectivamente:

- I. CaSO_4
- II. CaCl_2
- III. MgSO_4
- IV. NaCl
- V. KNO_3

Identifique a opção que indica os sais cujas soluções aquosas saturadas aumentam a massa do sulfato de cálcio sólido nos frascos em que são adicionadas.

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

29. (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:



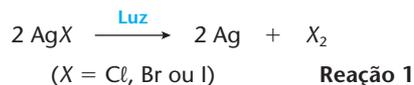
em que *R* representa parte de uma argila.

Se o solo for regado com uma solução aquosa de um adubo contendo NH_4NO_3 , o que ocorre com o equilíbrio acima?

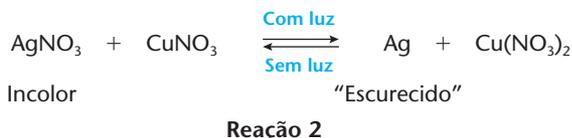
- Desloca-se para o lado do $Na^+(aq)$.
- Desloca-se para o lado do $NH_4^+(aq)$.
- O valor de sua constante aumenta.
- O valor de sua constante diminui.
- Permanece inalterado.

30. (UEM-PR) A solubilidade do $BaSO_4(s)$ em uma solução aquosa de Na_2SO_4 0,1 mol/L é maior, menor ou igual, quando comparada à sua solubilidade em uma solução aquosa de $Al_2(SO_4)_3$ 0,1 mol/L? Explique.

31. (Cefet-PR) A luz produz reações químicas importantes na vida diária, provocando alteração na velocidade das reações. Um exemplo disso são as emulsões fotográficas, que nada mais são do que uma emulsão gelatinosa contendo um sal de prata, normalmente brometo de prata (também encontra-se cloreto de prata) que, pela ação da luz, sofre a seguinte reação:



Outra aplicação interessante pode ser observada nos vidros utilizados em lentes fotocromáticas que escurecem com a luz solar. Esses vidros contêm em sua composição $AgNO_3$ e $CuNO_3$ que, quando postos em contato, sofrem a seguinte reação de oxidação e redução:



Em relação às reações químicas apresentadas, é correto afirmar que:

- a prata "escurecida" não volta a sua forma incolor, por isso as lentes devem conter muito sal de prata.
- os sais de prata escurecem com a luz, somente em presença de cobre metálico.
- a luz fornece a energia necessária para o sal de prata escurecer; na falta de luz a reação 2 ocorre no sentido de regenerar o sal de prata.
- a luz favorece a reação no sentido da direita para a esquerda.
- a luz apenas acelera o processo de escurecimento do sal de prata; na sua falta, a reação 2 ocorre mais lentamente, não ocorrendo tempo de se perceber o escurecimento da lente.

4 >>> Produto de solubilidade (K_{ps})

4.1. Introdução

Vimos, no capítulo 1 deste livro, a questão da dissolução de sólidos em líquidos (e, em particular, na água). Aprendemos que certas substâncias são **muito solúveis** em determinado solvente – podemos, por exemplo, dissolver até 2.340 g de $AgNO_3$ por litro de água, a 25 °C. Outras são **pouco solúveis** – podemos dissolver apenas 2 g de $CaSO_4$ por litro de água, a 25 °C. Por fim, existem substâncias tão pouco solúveis, que é comum chamá-las, na prática, de **insolúveis** – por exemplo, em 1 L de água, somente se consegue dissolver 0,003 g de $BaSO_4$, a 20 °C.

Saber quando uma substância se dissolve ou não se dissolve (isto é, precipita) num sistema líquido é muito importante. Como exemplo, podemos citar que:

- muitas reações, nos laboratórios ou nas indústrias químicas, são feitas com reagentes sólidos em solução, o que aumenta sua velocidade;
- os medicamentos que ingerimos, via oral, são projetados para se dissolver seletivamente ou no estômago ou nos intestinos;
- o excesso de fosfato de cálcio ou de oxalato de cálcio, existente no sangue, pode se depositar nos rins, formando os cálculos renais;



CHARLES D. WINTERS/PRLATINSTOCK

O sulfato de bário ($BaSO_4$) é um sal pouco solúvel (facilmente precipitável).



Tomografia computadorizada mostrando um cálculo no rim direito de um paciente (veja a área mais clara).

ZEPHYR/SCIENCE PHOTO LIBRARY/LATINSTOCK

- o excesso de ácido úrico, existente no sangue, pode se depositar nas juntas e articulações de nosso organismo, provocando inchaço e muita dor – é a moléstia denominada **gota**.

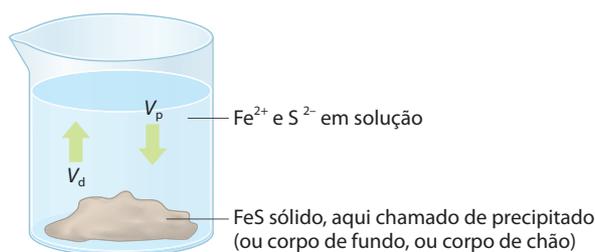
Dada a importância desse assunto, definimos no capítulo 1 deste livro o chamado **coeficiente** ou **grau de solubilidade** e vimos as chamadas **curvas de solubilidade**. Agora, vamos voltar a esse assunto, tratando **a solubilidade como um equilíbrio químico**.

Imagine um sólido qualquer – por exemplo, o sulfeto ferroso (FeS) – em um recipiente com água. Mesmo sem haver agitação, vão ocorrer nesse sistema dois processos espontâneos:

- a **dissolução e dissociação do sólido**:

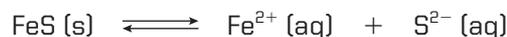


- e a **reação inversa de precipitação do FeS (s)**:



ADILSON SECCO

No início, o **processo de dissolução** ocorre com uma velocidade v_d **maior** que a velocidade v_p de **precipitação**. Com o passar do tempo, v_d diminui e v_p aumenta, até se igualarem. Esse é o instante em que a solução se torna **saturada** e no qual é atingido o **equilíbrio da dissolução**:

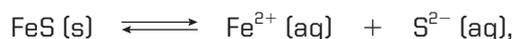


4.2. O conceito de produto de solubilidade

O equilíbrio mencionado anteriormente é um **equilíbrio heterogêneo**. Como todo equilíbrio, ele obedece à Lei da Ação das Massas, que, nesse caso, deve ser aplicada à **fase aquosa**. Sendo assim, temos:

$$K_c = \frac{[\text{Fe}^{2+}][\text{S}^{2-}]}{[\text{FeS}]} \Rightarrow K_c \cdot [\text{FeS}] = [\text{Fe}^{2+}][\text{S}^{2-}]$$

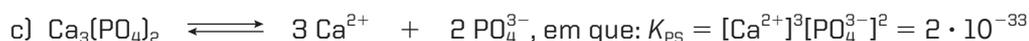
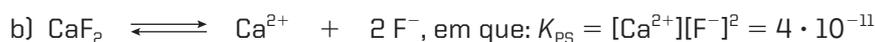
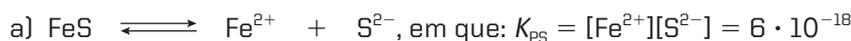
Enquanto existir FeS precipitado (corpo de fundo), a $[\text{FeS}]$ em fase aquosa é constante, pois se trata de uma solução saturada. Consequentemente, o produto $K_c \cdot [\text{FeS}]$ também é constante, sendo denominado **produto de solubilidade** ou **constante de solubilidade** ou ainda **constante do produto de solubilidade** (representado por PS ou K_{ps} ou K_s). Portanto, para o equilíbrio:



temos:

$$K_{ps} = [\text{Fe}^{2+}][\text{S}^{2-}]$$

O valor de K_{ps} é constante para cada substância, a uma determinada temperatura. Por exemplo, em soluções aquosas, a 25 °C, temos:



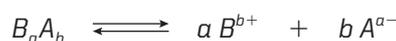
A tabela abaixo nos dá valores de K_{PS} de algumas substâncias, a 25 °C:

Nome	Fórmula	Produto de solubilidade
Cloreto de chumbo II	$PbCl_2$	$2 \cdot 10^{-5}$
Sulfato de cálcio	$CaSO_4$	$2 \cdot 10^{-5}$
Hidróxido de cálcio	$Ca(OH)_2$	$5 \cdot 10^{-6}$
Carbonato de cálcio	$CaCO_3$	$9 \cdot 10^{-9}$
Sulfato de bário	$BaSO_4$	$1 \cdot 10^{-10}$
Fosfato de cálcio	$Ca_3(PO_4)_2$	$2 \cdot 10^{-33}$
Hidróxido de alumínio	$Al(OH)_3$	$1 \cdot 10^{-33}$
Sulfeto de cobre II	CuS	$1 \cdot 10^{-36}$
Hidróxido de ferro III	$Fe(OH)_3$	$2 \cdot 10^{-39}$
Sulfeto de bismuto	Bi_2S_3	$1 \cdot 10^{-97}$

Fontes: LIDE, D. R. (Ed.) *CRC Handbook of Chemistry and Physics*. 87. ed. Boca Raton: CRC Press, 2007. p. 8-118; ATKINS, P.; JONES, L. Trad. CARACELLI, I. et al. *Princípios de Química: Questionando a vida moderna e o meio ambiente*. Porto Alegre: Bookman, 2001. p. 584.

De modo geral, **quanto menor for o valor de K_{PS} , menos solúvel será a substância.**

Generalizando agora o conceito de produto de solubilidade para um eletrólito qualquer B_aA_b , temos:



$$K_{PS} = [B^{b+}]^a [A^{a-}]^b$$

Formalmente, define-se:

Produto de solubilidade (K_{PS}) é o produto das concentrações em mol/L dos íons existentes em uma solução saturada, estando cada concentração elevada à potência igual ao coeficiente do íon na equação de dissociação iônica correspondente, a uma certa temperatura.

OBSERVAÇÕES

1ª Os valores de K_{PS} somente permanecem constantes (e, portanto, somente são definidos) em **soluções saturadas de eletrólitos pouco solúveis**. (Os eletrólitos pouco solúveis liberam poucos íons, dando à solução o caráter de **solução ideal**, indispensável para obedecer à Lei da Ação das Massas.) Os valores de K_{PS} são determinados experimentalmente e são **extremamente pequenos** porque, como dissemos, sempre se referem a **eletrólitos pouco solúveis**.

2ª K_{PS} tem unidades. Voltando ao exemplo do fosfato ou ortofosfato de cálcio, temos:

$$K_{PS} = [Ca^{2+}]^3 [PO_4^{3-}]^2 = 2 \cdot 10^{-33}$$

Lembrando que cada colchete representa uma concentração em mol/litro, teremos, nesse caso:

$$K_{PS} = (\text{mol/L})^3 \cdot (\text{mol/L})^2$$

$$K_{PS} = 2 \cdot 10^{-33} (\text{mol/L})^5$$

3ª O valor do K_{PS} de uma substância **varia com a temperatura**. Se a dissolução for endotérmica (como ocorre para muitos sais), um aumento de temperatura acarretará um aumento de solubilidade (consequência do Princípio de Le Chatelier) e, portanto, um aumento no valor de K_{PS} . Se a dissolução for exotérmica, acontecerá o inverso.



Um erro em um exame clínico

A questão da solubilidade é de suma importância prática. Como exemplo, podemos citar o cátion Ba^{2+} (existente nos **sais solúveis** de bário), que é demasiadamente tóxico e, se ingerido mesmo em pequenas quantidades, pode causar a morte de uma pessoa.

No entanto, o sulfato de bário (BaSO_4), **extremamente insolúvel**, é ingerido, sem maiores problemas, por pacientes para servir como contraste em radiografias, por exemplo, do intestino grosso.

Já o carbonato de bário (BaCO_3), **um pouco mais solúvel**, é muito tóxico, sendo usado, por exemplo, como veneno para ratos.

No ano de 2003, uma indústria farmacêutica vendeu BaSO_4 contaminado com BaCO_3 para uso como contraste radiográfico, o que causou a morte de várias pessoas. Essa tragédia foi provocada pela solubilização do carbonato de bário em meio ácido (HCl presente no estômago) e a consequente absorção do cátion Ba^{+2} pelo organismo.

FABIO COLOMBINI



A barita é um mineral que contém sulfato de bário. (Comprimento \approx 15 cm.)



Radiografia por contraste com bário do intestino grosso (colorizada artificialmente).

DU CANE MEDICAL IMAGING LTD/SCIENCE PHOTO LIBRARY/LATINSTOCK

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

4.3. Efeito do íon comum

Seja, por exemplo, uma solução saturada de FeS , na qual ocorre o equilíbrio:



Considerando que a solução está saturada, temos, como já vimos:

$$K_{\text{ps}} = [\text{Fe}^{2+}][\text{S}^{2-}] = 5 \cdot 10^{-18}$$

Se a essa solução juntarmos qualquer sal de Fe^{2+} (FeCl_2 ; FeSO_4 ; $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$ etc.), ou qualquer sulfeto (Na_2S ; K_2S etc.), haverá liberação de Fe^{2+} , no primeiro caso, e de S^{2-} , no segundo. Basta reexaminar o equilíbrio:



para concluir que, de acordo com o Princípio de Le Chatelier, qualquer adição de Fe^{2+} ou de S^{2-} deslocará esse equilíbrio para a direita, isto é, no sentido de aumentar a precipitação do FeS .

Um raciocínio equivalente pode ser feito com a fórmula:

$$K_{\text{ps}} = [\text{Fe}^{2+}][\text{S}^{2-}] = 5 \cdot 10^{-18}$$

Qualquer aumento de $[\text{Fe}^{2+}]$ ou de $[\text{S}^{2-}]$ resulta que $[\text{Fe}^{2+}][\text{S}^{2-}] > 5 \cdot 10^{-18}$, provocando, então, a precipitação do FeS , como explicamos no item anterior.

Em resumo, podemos dizer que **qualquer íon comum força a precipitação de um eletrólito**. Aliás, isso acontece até entre eletrólitos muito solúveis. Por exemplo, passando-se o gás HCl por uma solução saturada de NaCl , haverá precipitação do NaCl .

Questões

Registre as respostas em seu caderno

- Pode-se afirmar que solubilidade e produto de solubilidade são sinônimos? Justifique.
- Explique por que devemos evitar o uso da expressão “sal insolúvel”.
- Leia o texto da página 290 (“Um erro em um exame clínico”).
 - Quais são as equações que representam os equilíbrios entre as soluções citadas e os respectivos precipitados?
 - Quais são as expressões de K_{ps} para o sulfato de bário e para o carbonato de bário?

Pesquisa

Registre as respostas em seu caderno

Pesquise nos textos relacionados a seguir ou em outras fontes e responda:

- Por que os corais estão presentes apenas em regiões de mar quente?
- Por que a acidificação dos oceanos ligada ao aumento de CO_2 pode comprometer ecossistemas marinhos?

Franciane Lovati. Nova ameaça para os recifes de corais. *Ciência Hoje Online*, 4 ago. 2006.

Disponível em: <http://cienciahoje.uol.com.br>

Equilíbrio químico envolvendo precipitados e produto solubilidade.

Disponível em: <http://proquimica.iqm.unicamp.br/prodsol.htm>

Acessos em: mar. 2010.

Exercícios básicos

Registre as respostas em seu caderno

- Escreva as expressões da constante do produto de solubilidade para os seguintes equilíbrios:
 - $\text{CaSO}_4 \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$
 - $\text{PbCl}_2 \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+} + 2 \text{Cl}^-$
 - $\text{Bi}_2\text{S}_3 \rightleftharpoons 2 \text{Bi}^{3+} + 3 \text{S}^{2-}$
- Escreva as expressões da constante do produto de solubilidade para as seguintes substâncias:
 - HgS
 - Ca(OH)₂
 - Fe(OH)₃
- (PUC-Minas) Observe as substâncias abaixo e seus respectivos produtos de solubilidade.

Substâncias	K_{ps} a 25 °C
Ba(OH) ₂	$1,3 \cdot 10^{-2}$
PbCl ₂	$2 \cdot 10^{-5}$
AgBr	$4,9 \cdot 10^{-13}$
Fe(OH) ₃	$3 \cdot 10^{-39}$
HgS	$4 \cdot 10^{-53}$

Qual é a substância que apresenta maior solubilidade em água, a 25 °C?

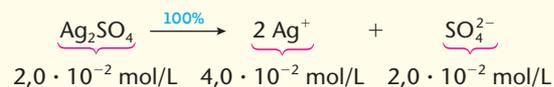
- HgS
- AgBr
- PbCl₂
- Ba(OH)₂
- Fe(OH)₃

Exercício resolvido

- (Fuvest-SP) Em determinada temperatura, a solubilidade do sulfato de prata em água é $2,0 \cdot 10^{-2}$ mol/L. Qual o valor do produto de solubilidade (K_{ps}) desse sal, à mesma temperatura?

Resolução

A dissociação do sulfato de prata na água é total. Estequiometricamente, temos:



Da expressão do produto de solubilidade, temos:

$$\begin{aligned} K_{ps} &= [\text{Ag}^+]^2[\text{SO}_4^{2-}] \Rightarrow \\ \Rightarrow K_{ps} &= (4,0 \cdot 10^{-2})^2 \cdot (2,0 \cdot 10^{-2}) \Rightarrow \\ \Rightarrow K_{ps} &= 3,2 \cdot 10^{-5} \end{aligned}$$

- (Unimep-SP) A solubilidade do cloreto de chumbo em água é $1,6 \cdot 10^{-2}$ mol/L a 25 °C. O K_{ps} nessa temperatura será aproximadamente igual a:
 - $1,64 \cdot 10^{-6}$.
 - $2,24 \cdot 10^{-4}$.
 - $1,60 \cdot 10^{-2}$.
 - $3,28 \cdot 10^{-4}$.
 - $1,64 \cdot 10^{-5}$.

37. (UCS-RS) O produto de solubilidade de um composto iônico pouco solúvel pode ser previsto levando-se em conta a expressão da lei da conservação das massas. A solução de hidróxido de magnésio em suspensão é conhecida como leite de magnésia e é utilizada como antiácido e laxante.

O equilíbrio dessa solução saturada em água é descrito a seguir:



Considerando que a solubilidade do hidróxido de magnésio em água pura, a 25 °C, é igual a 10^{-4} mol/L, o valor da constante do produto de solubilidade é:

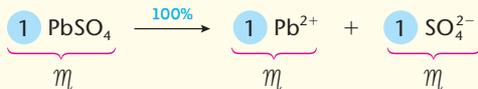
- $6 \cdot 10^{-8}$ (mol/L)³.
- $4 \cdot 10^{-12}$ (mol/L)³.
- $7 \cdot 10^{-10}$ (mol/L)³.
- $2 \cdot 10^{-12}$ (mol/L)³.
- $5 \cdot 10^{-10}$ (mol/L)³.

Exercício resolvido

38. O produto de solubilidade do sulfato de chumbo é $2,25 \cdot 10^{-8}$, a 25 °C. Calcule a solubilidade do sal, em gramas/litro, nessa temperatura (massas atômicas: O = 16; S = 32; Pb = 207).

Resolução

Esse problema é o inverso dos anteriores, pois agora foi dado o K_{ps} e pedida a solubilidade. Seja m a concentração da solução de PbSO_4 em mol/L:



Temos $K_{ps} = [\text{Pb}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}]$ e foi dado que $K_{ps} = 2,25 \cdot 10^{-8}$.

Portanto:

$$2,25 \cdot 10^{-8} = m \cdot m \Rightarrow m = \sqrt{2,25 \cdot 10^{-8}} \Rightarrow m = 1,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

Como a massa molar de PbSO_4 vale 303 g, concluímos que a solubilidade será:

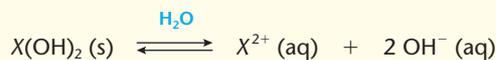
$$1,5 \cdot 10^{-4} \cdot 303 \Rightarrow \boxed{0,0454 \text{ g/L}}$$

39. (UFRR) O K_{ps} para BaSO_4 (sulfato de bário) é $1,1 \cdot 10^{-10}$ a 25 °C. Determine a solubilidade de sulfato de bário em água pura, em mol/L e em g/L. Dados: $M_{\text{BaSO}_4} = 233$ g/mol.
- $3,0 \cdot 10^{-5}$ mol/L e $2,4 \cdot 10^{-3}$ g/L.
 - $1,0 \cdot 10^{-5}$ mol/L e $2,33 \cdot 10^{-3}$ g/L.
 - $1,0 \cdot 10^{-5}$ mol/L e $6,4 \cdot 10^{-3}$ g/L.
 - $2,0 \cdot 10^{-5}$ mol/L e $2,4 \cdot 10^{-3}$ g/L.
 - $7,0 \cdot 10^{-5}$ mol/L e $2,4 \cdot 10^{-3}$ g/L.

40. (UFPE) Um sal BA, de massa molar 125 g/mol, pouco solúvel em água, tem $K_{ps} = 1,6 \cdot 10^{-9}$. A massa em gramas desse sal, dissolvida em 800,0 mL, é igual a:
- $3,0 \cdot 10^{-3}$ g.
 - $4,0 \cdot 10^{-5}$ g.
 - $4,0 \cdot 10^{-3}$ g.
 - $5,0 \cdot 10^{-3}$ g.
 - $3,0 \cdot 10^{-4}$ g.

Exercício resolvido

41. (PUC-SP) Uma solução saturada de base, representada por X(OH)_2 , cuja reação de equilíbrio é:



tem um pH = 10, a 25 °C. O produto de solubilidade (K_{ps}) do X(OH)_2 é:

- $5 \cdot 10^{-13}$.
- $2 \cdot 10^{-13}$.
- $6 \cdot 10^{-12}$.
- $1 \cdot 10^{-12}$.
- $3 \cdot 10^{-10}$.

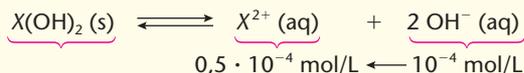
Resolução

Foi dado pH = 10. Lembrando que pH + pOH = 14, temos:

$$\text{pOH} = 14 - 10, \text{ ou seja, } \text{pOH} = 4;$$

portanto $[\text{OH}^{-}] = 10^{-4}$ mol/L.

Respeitando a proporção estequiométrica da equação de equilíbrio, temos:



Da expressão do produto de solubilidade, temos:

$$K_{ps} = [\text{X}^{2+}][\text{OH}^{-}]^2 \Rightarrow K_{ps} = (0,5 \cdot 10^{-4}) \cdot (10^{-4})^2 \Rightarrow$$

$$\Rightarrow \boxed{K_{ps} = 5 \cdot 10^{-13}}$$

Alternativa a

42. (Unip-SP) O produto de solubilidade (K_{ps}) do AgOH é $1,0 \cdot 10^{-8}$ a 25 °C. Qual o valor do pH da solução saturada de AgOH a 25 °C?
- 8
 - 4
 - 10
 - 12
 - 7

Exercício resolvido

43. (Mackenzie-SP) A concentração dos íons Ag^{+} numa solução é $4 \cdot 10^{-3}$ mol/L. Calcule, em mol/L, a concentração mínima dos íons Cl^{-} para ter início a precipitação do AgCl . O produto de solubilidade do sal considerado é $1,8 \cdot 10^{-10}$.

Resolução

Para o equilíbrio $\text{AgCl} \rightleftharpoons \text{Ag}^{+} + \text{Cl}^{-}$, temos $K_{ps} = [\text{Ag}^{+}][\text{Cl}^{-}]$ e sabemos que a precipitação irá começar quando o produto $[\text{Ag}^{+}][\text{Cl}^{-}]$ atingir o valor de K_{ps} , ou seja: $[\text{Ag}^{+}][\text{Cl}^{-}] = K_{ps}$. Com os dados do problema, temos:

$$(4 \cdot 10^{-3}) \cdot [\text{Cl}^{-}] = 1,8 \cdot 10^{-10} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow \boxed{[\text{Cl}^{-}] = 4,5 \cdot 10^{-8} \text{ mol/L}}$$

44. (Vunesp) Fosfato de cálcio, $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, é um dos principais constituintes dos cálculos renais ("pedras nos rins"). Esse composto precipita e se acumula nos rins. A concentração média de íons Ca^{2+} excretados na urina é igual a $2 \cdot 10^{-3}$ mol/L. Calcule a concentração de íons PO_4^{3-} que deve estar presente na urina, acima da qual começa a precipitar fosfato de cálcio (produto de solubilidade de $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 = 1 \cdot 10^{-25}$; massas atômicas: Ca = 40; P = 31; O = 16).

45. (UFF-RJ) Grande parte da poluição observada na Baía de Guanabara é decorrente da qualidade das águas dos diversos rios que ali desembocam.

Certo rio corta a Baixada Fluminense, onde recebe grande quantidade de resíduos industriais ricos em chumbo, e deságua na Baía de Guanabara. Em amostra coletada na foz desse rio, à temperatura de 25 °C, constatou-se que a concentração de íon cloreto é 0,40 M. Sabe-se que, nesse caso, o produto de solubilidade do cloreto de chumbo é $1,60 \cdot 10^{-5}$.

Escolha a opção que indica a concentração máxima de íon chumbo presente nessa amostra.

- a) $1,00 \cdot 10^{-4}$ M
- b) $2,00 \cdot 10^{-4}$ M
- c) $4,00 \cdot 10^{-5}$ M
- d) $1,00 \cdot 10^{-5}$ M
- e) $1,60 \cdot 10^{-4}$ M

Exercício resolvido

46. (PUC-RJ) O produto de solubilidade do AgCl é $1,8 \cdot 10^{-10}$ a 298 K. Identifique a opção que indica a concentração de íons Ag^+ , que se obtém no

equilíbrio, quando se adiciona um excesso de AgCl em uma solução 0,1 M de NaCl .

- a) $3,6 \cdot 10^{-10}$ M
- b) $1,8 \cdot 10^{-9}$ M
- c) $1,8 \cdot 10^{-5}$ M
- d) 10^{-5} M
- e) 10^{-1} M

Resolução

Dado: $K_{ps} = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] = 1,8 \cdot 10^{-10}$

A solução dada já contém 0,1 mol de NaCl por litro.

Como o NaCl é totalmente dissociado, teremos também 0,1 mol de Na^+ e 0,1 mol de Cl^- por litro. Este último valor substituído na expressão do K_{ps} nos dá:

$$[\text{Ag}^+] \cdot 0,1 = 1,8 \cdot 10^{-10} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow [\text{Ag}^+] = 1,8 \cdot 10^{-9}$$

Alternativa b

47. (FEI-SP) Explique o que ocorre quando a uma solução saturada de hidróxido férrico se adiciona solução de hidróxido de sódio.

48. (Mackenzie-SP) Se a uma solução saturada do eletrólito M_nA_w a 25 °C, sem a presença de corpo de chão, forem adicionados íons M^{w+} , o que irá ocorrer?

- a) A formação de precipitado.
- b) Uma diluição da solução.
- c) Um aumento do valor do K_{ps} .
- d) O deslocamento do equilíbrio, no sentido de aumentar a ionização do eletrólito.
- e) Um aumento do número de íons em solução, sem que o equilíbrio se desloque.

Exercícios complementares

Registre as respostas em seu caderno

49. (UFRN) Durante uma atividade de laboratório, Ana recebeu três frascos (I, II e III), cada qual contendo uma substância sólida não identificada. O professor informou que os frascos continham $\text{Mg}(\text{OH})_2$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$ e $\text{Ca}(\text{OH})_2$, cujas constantes de solubilidade, a 25 °C, eram:

$\text{Mg}(\text{OH})_2 \quad K_{ps} = 5,61 \cdot 10^{-12}$

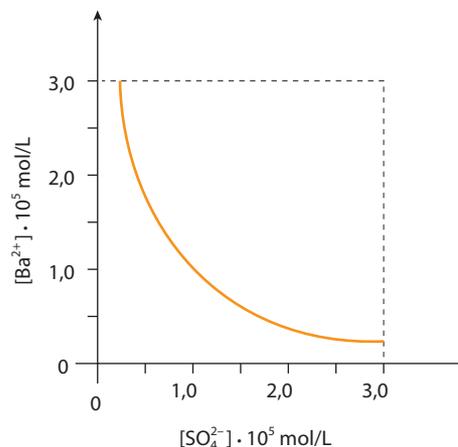
$\text{Ca}(\text{OH})_2 \quad K_{ps} = 5,02 \cdot 10^{-6}$

$\text{Zn}(\text{OH})_2 \quad K_{ps} = 3,00 \cdot 10^{-17}$

Para identificar tais substâncias, Ana realizou o seguinte procedimento: inicialmente, usando água destilada, preparou soluções saturadas das substâncias I, II e III. Em seguida, mediu a condutividade elétrica (a 25 °C) de cada solução, verificando que os resultados obtidos satisfaziam à seguinte relação: $\sigma(\text{I}) > \sigma(\text{II}) > \sigma(\text{III})$. Concluindo o experimento, Ana identificou corretamente as substâncias dos frascos I, II e III, respectivamente, como:

- a) $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$ e $\text{Mg}(\text{OH})_2$.
- b) $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Mg}(\text{OH})_2$ e $\text{Zn}(\text{OH})_2$.
- c) $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Ca}(\text{OH})_2$ e $\text{Mg}(\text{OH})_2$.
- d) $\text{Mg}(\text{OH})_2$, $\text{Ca}(\text{OH})_2$ e $\text{Zn}(\text{OH})_2$.

50. (UFPE) O gráfico abaixo representa as concentrações em equilíbrio de uma solução saturada de BaSO_4 . Calcule o valor do K_{ps} do BaSO_4 .



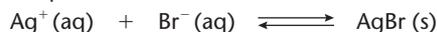
ADILSON SECCO

Atenção: Use como dados valores tirados do próprio gráfico.

51. (UFRGS-RS) Se o produto de solubilidade do cloreto de cézio é K_s , a solubilidade desse sal será igual a:

- a) $\frac{K_s}{2}$. b) $\sqrt{K_s}$. c) K_s^2 . d) $2 K_s$. e) K_s .

52. (UFF-RJ) Tanto o filme quanto o papel fotográfico possuem um revestimento denominado emulsão sobre base suporte que é sensível à luz. A emulsão consiste em uma gelatina contendo um ou mais haletos de prata (AgCl , AgBr e AgI). A preparação de emulsões fotográficas envolve a precipitação dos haletos de prata e o processo químico é bastante simples: uma solução de AgNO_3 é adicionada lentamente a uma solução que contém KBr (talvez com pequena porcentagem de KI) e pequena quantidade de gelatina. A reação que se processa é:



Com base na reação e considerando o K_{ps} do AgBr igual a $5,0 \cdot 10^{-13}$ a 25°C , pode-se afirmar que:

- a) a solubilidade em $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$ é exatamente a raiz cúbica do K_{ps} .
 b) na presença de KBr a solubilidade do AgBr diminui.
 c) quando o equilíbrio é alcançado, a $[\text{Ag}^+]$ é duas vezes maior que a de $[\text{Br}^-]$.
 d) a $[\text{Br}^-]$ no equilíbrio é $2,0 \cdot 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
 e) a adição de AgNO_3 faz deslocar o equilíbrio para a esquerda.
53. (Unicamp-SP) Uma indústria foi autuada pelas autoridades por poluir um rio com efluentes contendo íons Pb^{2+} . O chumbo provoca no ser humano graves efeitos toxicológicos. É possível um tratamento desses efluentes para retirar o chumbo. Ele poderia ser precipitado na forma de um sal muito pouco solúvel e, a seguir, separado por filtração ou decantação.
- a) Considerando apenas a constante de solubilidade dos compostos a seguir, escreva a fórmula do ânion mais indicado para a precipitação do Pb^{2+} . Justifique.
 Dados: sulfato de chumbo, $K_s = 2 \cdot 10^{-8}$; carbonato de chumbo, $K_s = 2 \cdot 10^{-13}$; sulfeto de chumbo, $K_s = 4 \cdot 10^{-28}$.
- b) Se num certo efluente aquoso há $1 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$ de Pb^{2+} e se a ele for adicionada a quantidade estequiométrica do ânion que você escolheu no item a, qual é a concentração final de íons Pb^{2+} que sobra nesse efluente? Admita que não ocorra diluição significativa do efluente.
54. (Vunesp) A cada um de quatro frascos foi adicionado um mol de hidróxido de metal alcalino terroso, conforme a tabela seguinte. A cada um deles foi adicionada água até que os volumes finais em todos os frascos fossem de 1 litro. A tabela também apresenta os valores para a solubilidade de cada um dos hidróxidos à mesma temperatura.

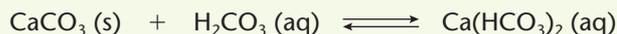
Frasco	Hidróxido	Solubilidade (mol/L)
1	$\text{Mg}(\text{OH})_2$	0,00015
2	$\text{Ca}(\text{OH})_2$	0,023
3	$\text{Sr}(\text{OH})_2$	0,063
4	$\text{Ba}(\text{OH})_2$	0,216

- a) Qual é a equação para a reação de dissociação? Calcule a concentração dos íons hidroxila, em mol/L, para a solução resultante no frasco 2.
 b) Em qual dos frascos a solução terá valor de pH mais elevado? Justifique.
55. (Cesgranrio-RJ) A uma solução 10^{-3} M de cloreto de magnésio, adiciona-se solução concentrada de base forte, considerando-se, assim, desprezível a variação de volume. Calcule o pH necessário para que ocorra início da precipitação de hidróxido de magnésio ($K_{ps} = 10^{-11}$).
56. (Unicamp-SP) Para fazer exames de estômago usando a técnica de raios X, os pacientes devem ingerir, em jejum, uma suspensão aquosa de sulfato de bário, BaSO_4 , que é pouco solúvel em água. Essa suspensão é preparada em uma solução de sulfato de potássio, K_2SO_4 , que está totalmente dissolvido e dissociado na água. Os íons bário, Ba^{2+} , são prejudiciais à saúde humana. A constante do produto de solubilidade do sulfato de bário em água a 25°C é igual a $1,6 \cdot 10^{-9}$.
- a) Calcule a concentração de íons bário dissolvidos numa suspensão de BaSO_4 em água.
 b) Por que, para a saúde humana, é melhor fazer a suspensão de sulfato de bário em uma solução de sulfato de potássio do que em água apenas? Considere que o K_2SO_4 não é prejudicial à saúde.
57. (Unifesp) Em princípio, a fluorita (CaF_2) poderia ser usada na fluoretação da água, pois sua solução saturada apresenta uma concentração de íons fluoreto superior a 1 mg/L (1 ppm), que é a concentração recomendada na água de consumo. A fluorita não é usada para a fluoretação, pois a sua solubilização é lenta e difícil de ser conseguida. No entanto sua solubilidade aumenta quando se adicionam sais de alumínio à água.
- a) Mostre que a concentração de F^- numa solução saturada de CaF_2 é superior a 1 ppm.
 Dados: K_{ps} do CaF_2 a $25^\circ\text{C} = 3,2 \cdot 10^{-11}$.
 Massa molar do F = 19 g/mol .
- b) Explique, usando apenas equações químicas representativas, por que a solubilidade aumenta com a adição de sais de alumínio, sabendo-se que o Al^{3+} hidrolisa e que o HF é um ácido fraco.



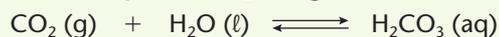
A FORMAÇÃO DE ESTALACTITES E DE ESTALAGMITES

A água que corre na superfície da Terra pode se tornar ligeiramente ácida devido à dissolução do CO_2 da atmosfera (lembre-se de que $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{H}_2\text{CO}_3$) e à dissolução de ácidos resultantes da decomposição dos vegetais. Quando essa água encontra um terreno calcário (isto é, formado por CaCO_3), tem início um processo de dissolução do calcário, devido à reação:

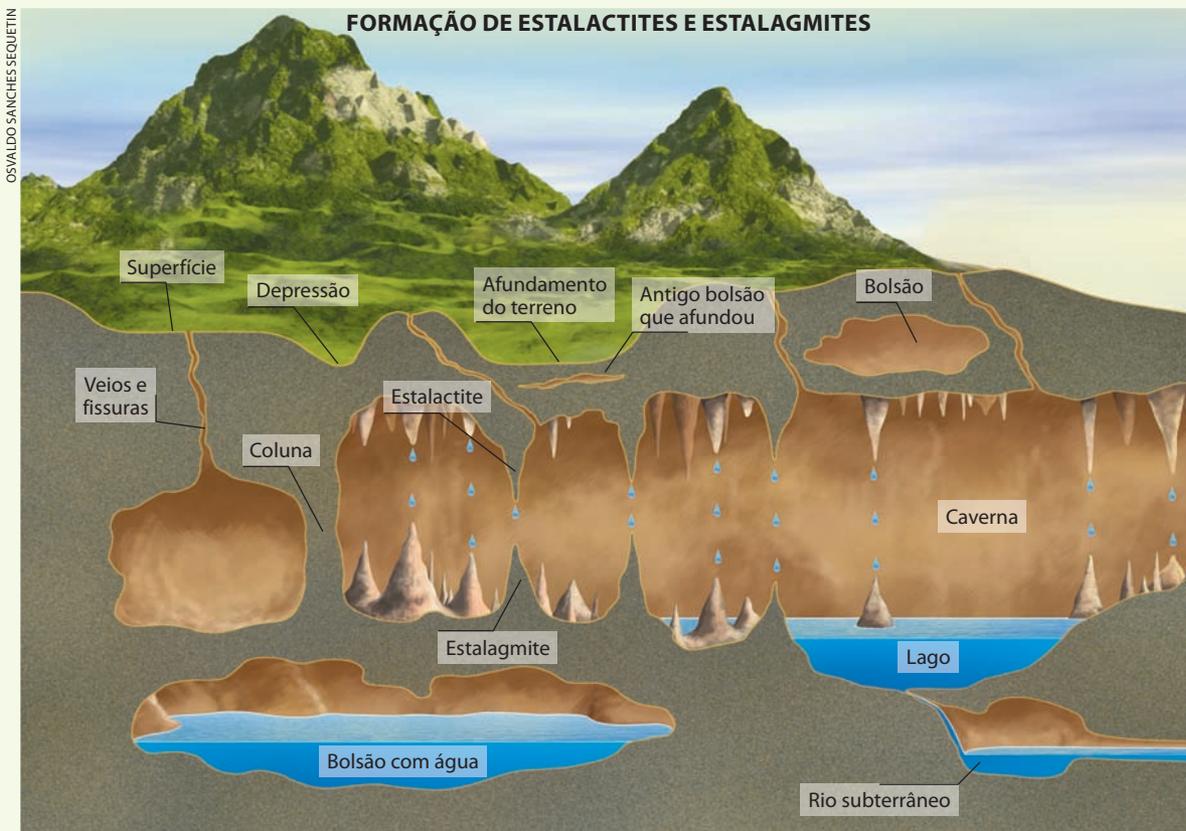


Isso ocorre porque o CaCO_3 é insolúvel na água e o $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ é bem mais solúvel. Começa, então, um processo de erosão química do calcário, com a formação de furos, veios e fissuras através da rocha, processo que demora milhares de anos.

À medida que a água se aprofunda no terreno, a pressão hidrostática da coluna líquida provoca um aumento de dissolução do CO_2 na água, de acordo com a equação:



Note que o deslocamento desse equilíbrio para a direita, com o aumento da pressão, é uma simples consequência do Princípio de Le Chatelier (é também o que acontece na fabricação dos refrigerantes). Devido ao aumento da concentração do H_2CO_3 na água, o equilíbrio $\text{CaCO}_3 (\text{s}) + \text{H}_2\text{CO}_3 (\text{aq}) \rightleftharpoons \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 (\text{aq})$ também se desloca para a direita; em decorrência disso, a rocha calcária (CaCO_3) sofre ainda mais erosão (dissolução), formando-se assim o $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, que vai sendo arrastado pela água. Com o passar dos séculos, os veios e as fissuras da rocha vão aumentando e se transformando em grutas e cavernas. Essas cavernas podem permanecer cheias de água ou, devido ao escoamento da água por novos veios, canais e galerias no terreno, podem vir a se esvaziar, num processo que forma verdadeiros rios subterrâneos.



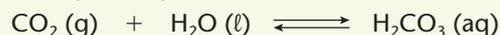
Elaborada com base em *A Terra*. Série Atlas Visuais. 5. ed. São Paulo: Ática, 1996, p. 36 e 37. (Representação sem escala.)

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

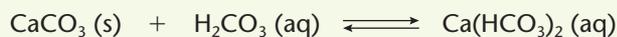
Todo esse processo produz formações geológicas bastante interessantes:

- depressões na superfície do terreno, como se fossem “ralos de pia”;
- desabamentos de bolsões ou grutas subterrâneas com a formação de poços mais ou menos profundos no terreno, chamados **dolinas**; é o que acontece na região de Ponta Grossa, no Paraná;
- rios e lagos subterrâneos, que ocorrem quando um rio entra por uma fenda mais ou menos vertical do terreno (**sumidouro**), percorre o subsolo através de grutas, cavernas e canais, e reaparece, depois de vários quilômetros, nas chamadas **ressurgências**; é o que acontece na região de Iporanga, em São Paulo;
- cavernas, como a Gruta de Maquiné e da Lapinha, no Vale do Rio São Francisco, e a Caverna do Diabo, no Vale do Ribeira.

A formação das **estalactites** e **estalagmites** nas cavernas é um exemplo interessante de deslocamento dos equilíbrios químicos. Quando a água goteja do teto de uma caverna, ela está passando de uma pressão maior (pois está comprimida dentro de uma fenda do terreno) para uma pressão menor (a pressão atmosférica dentro da caverna). Essa diminuição de pressão faz com que o equilíbrio:



se desloque para a esquerda, diminuindo a concentração de H_2CO_3 na água; em consequência, o equilíbrio:



também se desloca para a esquerda, o que significa dizer que o $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, **solúvel em água**, pouco a pouco se transforma em CaCO_3 , **insolúvel em água**. Esse CaCO_3 sólido começa a se depositar junto com as gotas de água que caem do teto da caverna. Com o passar dos séculos, esse depósito dá origem às **estalactites** — formações calcárias pendentes do teto da caverna — e também às **estalagmites** — formações calcárias que crescem do solo para cima. Com o passar dos séculos, algumas estalactites e estalagmites se unem, formando **colunas**, **cortinas**, **paredes** e outras formações que embelezam as cavernas.



Estalactites. [Gruta do Rei do Mato, MG, 2002.]

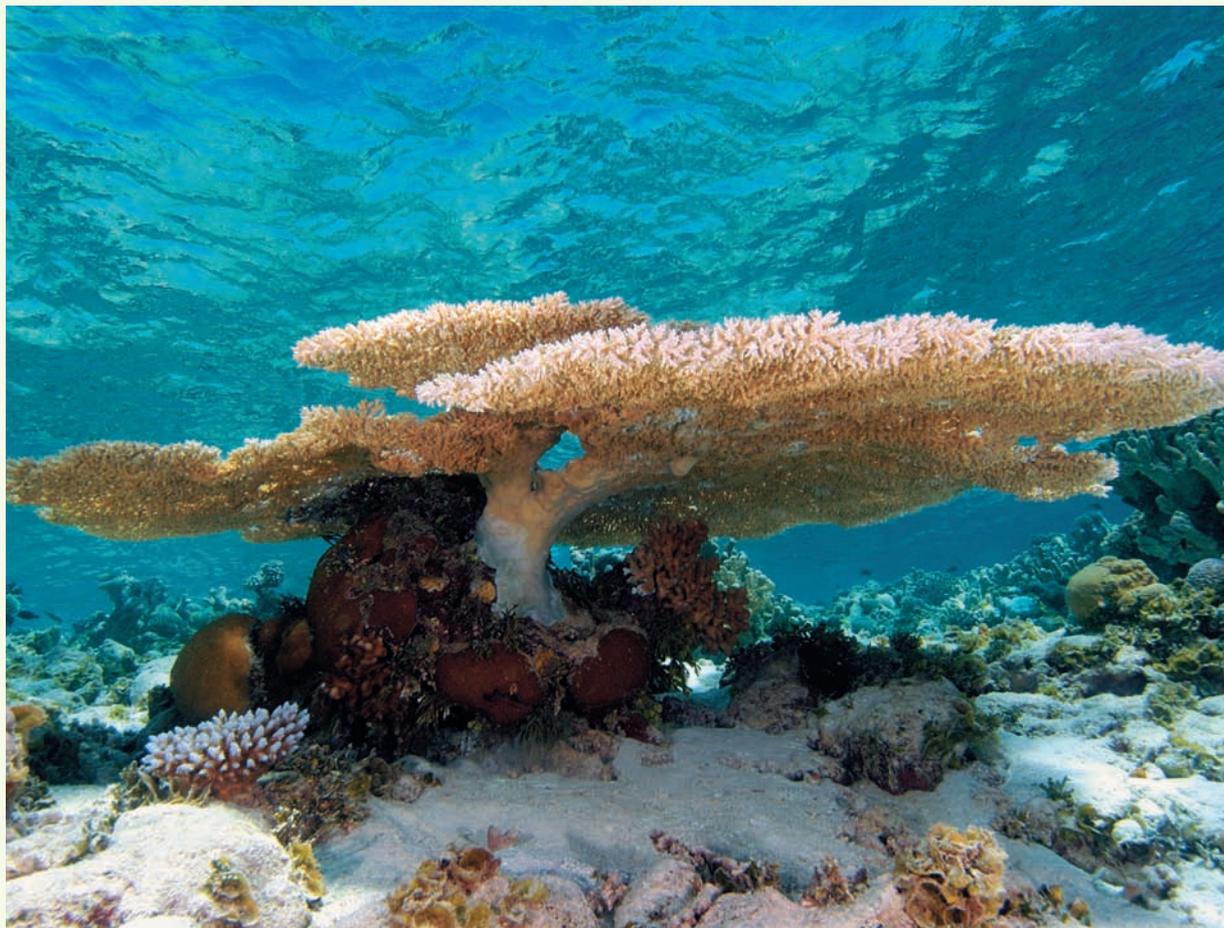
FRANK & ERNEST

Bob Thaves



Outra formação importante da natureza, envolvendo o equilíbrio entre o carbonato e o bicarbonato de cálcio, é a dos recifes de corais, encontrados em muitas regiões oceânicas costeiras. Além de sua beleza, que atrai muitos mergulhadores, os corais são fundamentais para a vida de vegetais e animais marinhos.

Infelizmente, estalactites e estalagmites são quebradas e retiradas das cavernas por depredadores, que as vendem como ornamento. O mesmo tem ocorrido com os corais, retirados de seus ecossistemas em muitos mares do mundo. São atitudes que devem ser combatidas tendo em vista a preservação da natureza.



Coral chifre-de-alce. (Atol de Namu, Ilhas Marshall, 2004.)

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

ANDRÉ SEALE/PULSAR IMAGENS

▶ **Questões sobre a leitura** ▶ Registre as respostas em seu caderno

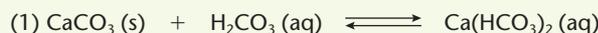
- 58.** O que há em comum entre a origem das estalactites e a destruição dos corais devido à diminuição do pH marinho?
- 59.** Usando o Princípio de Le Chatelier, explique por que o aumento da pressão hidrostática provoca o aumento da dissolução do gás carbônico na água.
- 60.** Explique como são formadas as estalactites e as estalagmites nas cavernas.
- 61.** (Fuvest-SP) Acreditava-se que a dissolução do dióxido de carbono atmosférico na água do mar deveria ser um fenômeno desejável por contribuir para a redução do aquecimento global. Porém, tal dissolução abaixa o pH da água do mar, provocando outros problemas ambientais. Por exemplo, são danificados seriamente os recifes de coral constituídos, principalmente, de carbonato de cálcio.

A equação química que representa simultaneamente a dissolução do dióxido de carbono na água do mar e a dissolução dos recifes de coral é:

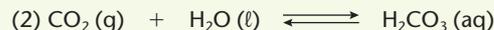
- a) $\text{CaC}_2(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \longrightarrow \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + \text{C}_2\text{H}_2(\text{g}) + \text{CO}_3^{2-}(\text{aq})$
b) $\text{CaCO}_3(\text{s}) + 2\text{H}^+(\text{aq}) \longrightarrow \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\ell)$
c) $\text{CaC}_2(\text{s}) + 2\text{H}_2\text{O}(\ell) \longrightarrow \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{OH}^-(\text{aq}) + \text{C}_2\text{H}_2(\text{g})$
d) $\text{CaCO}_3(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \longrightarrow \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{HCO}_3^-(\text{aq})$
e) $\text{CaCO}_3(\text{s}) \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + \text{CO}_3^{2-}(\text{aq})$

s = sólido
g = gasoso
ℓ = líquido
aq = aquoso

- 62.** (UFF-RJ) A água que corre na superfície da Terra pode se tornar ligeiramente ácida devido à dissolução do CO_2 da atmosfera e à dissolução de ácidos resultantes da decomposição dos vegetais. Quando essa água encontra um terreno calcário, tem início um processo de dissolução descrito em (1), abaixo:



Isso, em razão do CaCO_3 ser insolúvel em água e o carbonato ácido ser bem mais solúvel. Inicia-se um processo de erosão química do calcário, que demora milhares de anos. À medida que a água vai se aprofundando no terreno, a pressão da coluna d'água provoca um aumento da dissolução do CO_2 na água, de acordo com a reação (2), abaixo:



Variando-se a pressão, a posição de equilíbrio se altera. Quando a água goteja do teto de uma caverna, ela passa de uma pressão maior para uma pressão menor. Essa diminuição de pressão faz com que:

- a) o equilíbrio (2) e por consequência o equilíbrio (1) se desloquem para a esquerda.
b) o equilíbrio (2) se desloque para a direita e por consequência o equilíbrio (1) para a esquerda.
c) apenas o equilíbrio (1) se desloque para a direita.
d) o equilíbrio (2) e por consequência o equilíbrio (1) se desloquem para a direita.
e) o equilíbrio (2) se desloque para a esquerda e por consequência o equilíbrio (1) para a direita.
- 63.** (UFRGS-RS) Considere as afirmações seguintes, a respeito da reação:



que é responsável pela formação de estalactites em cavernas.

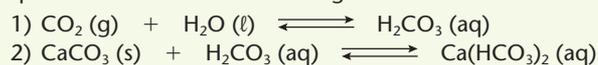
- I. A formação do depósito sólido é favorecida pela perda de CO_2 e evaporação da água.
II. A remoção do CaCO_3 precipitado favorece a formação dos depósitos calcários.
III. A formação de estalactites ocorre quando a água passa por rochas que contêm sais de cálcio solúveis.

Quais estão corretas?

- a) Apenas II.
b) Apenas I e II.
c) Apenas I e III.
d) Apenas II e III.
e) I, II e III.

- 64.** (UFSM-RS) A calcita (CaCO_3) é o principal mineral da rocha calcária. Embora pouco solúvel em água pura, dissolve-se facilmente em soluções ácidas. Se o subsolo for rico em calcita, a sua dissolução, dependendo dos efeitos ambientais, pode levar à formação de cavernas com estalactites e estalagmites.

Considerando o CO_2 da atmosfera, a água da chuva e o carbonato de cálcio do solo, pode-se interpretar esse fenômeno por meio da análise do deslocamento do equilíbrio nas equações químicas balanceadas 1 e 2 a seguir.

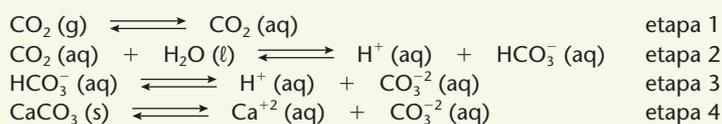


Pode-se, então, concluir:

- I. Em locais com pouca incidência de chuva, embora apresentem solo calcário, dificilmente se formarão cavernas.
 - II. A chuva não interfere na formação de cavernas.
 - III. Um aumento da concentração de CO_2 provocará a formação de cavernas.
- Está(ão) correta(s):
- a) apenas I. c) apenas I e III. e) I, II e III.
 - b) apenas II. d) apenas II e III.

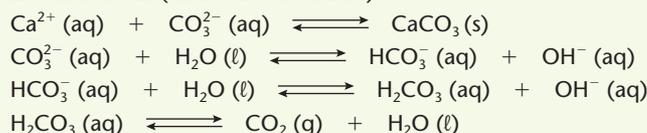
- 65.** (UFRJ) Existem indícios geológicos de que há, aproximadamente, 2 bilhões de anos, a atmosfera primitiva da Terra era constituída de cerca de 35% (em volume) de dióxido de carbono (gás carbônico), o que tornava improvável o surgimento de vida na superfície do planeta. Todavia o aparecimento dos moluscos com conchas nos oceanos veio a colaborar significativamente para diminuir essa concentração.

- a) Sabendo que as conchas dos moluscos são constituídas de carbonato de cálcio, escreva a equação global que representa as etapas reacionais de 1 a 4, relacionadas ao fenômeno acima.



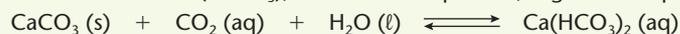
- b) Explique como os moluscos com conchas participaram da diminuição da concentração do dióxido de carbono na atmosfera.

- 66.** (UFPE) O aumento da concentração de dióxido de carbono na atmosfera tem outras consequências além do efeito estufa. Analisando-se as principais reações envolvidas na formação do esqueleto calcário dos corais (carbonato de cálcio):



o que se pode inferir, a partir do Princípio de Le Chatelier, em relação ao aumento da concentração de dióxido de carbono na atmosfera?

- a) Que causará um aumento na formação do esqueleto dos corais.
 - b) Que causará uma diminuição na formação do esqueleto dos corais.
 - c) Que não afetará a formação do esqueleto dos corais.
 - d) Que aumentará o pH da água do mar.
 - e) Que causará um aumento da concentração de íons hidroxila.
- 67.** (UnB-DF) Os corais são encontrados somente em águas quentes. Um dos componentes dos corais, o carbonato de cálcio (CaCO_3), coexiste em equilíbrio, segundo a equação:



Auxiliado por essas informações, julgue os itens a seguir.

- (0) Em mares frios, há muito CO_2 dissolvido na água e o equilíbrio acima desloca-se para a direita, consumindo o CaCO_3 , um dos componentes dos corais.
- (1) Em mares quentes, há pouco CO_2 dissolvido, provocando a dissolução do CaCO_3 .
- (2) Uma diminuição da concentração de CO_2 sobre o equilíbrio acima vai favorecer a formação dos corais.

Eletroquímica - Pilhas e baterias elétricas

A energia elétrica está presente nas transformações da matéria. Neste capítulo veremos como as reações químicas produzem eletricidade pelos fenômenos de oxirredução.

+

TÓPICOS DO CAPÍTULO

1

INTRODUÇÃO

2

REAÇÕES DE OXIRREDUÇÃO

3

O ACERTO DOS COEFICIENTES OU BALANCEAMENTO DAS EQUAÇÕES DE OXIRREDUÇÃO

4

A PILHA DE DANIELL

5

A FORÇA ELETROMOTRIZ (FEM) DAS PILHAS

6

ELETRODO-PADRÃO DE HIDROGÊNIO

7

TABELA DOS POTENCIAIS-PADRÃO DE ELETRODO

8

CÁLCULO DA FORÇA ELETROMOTRIZ (FEM) DAS PILHAS

9

PREVISÃO DA ESPONTANEIDADE DAS REAÇÕES DE OXIRREDUÇÃO

10

AS PILHAS E AS BATERIAS EM NOSSO COTIDIANO

11

CORROSÃO

LEITURA: O CARRO ELÉTRICO

Força na bateria

O futuro dos carros elétricos depende de baterias que armazenem mais rapidamente maior quantidade de energia eletroquímica, conferindo-lhes maior autonomia e menores custos econômicos e ambientais.

Limpos e silenciosos, os motores elétricos convertem energia em movimento de forma muito mais eficiente que os motores a combustão. Entretanto, tanques de combustível carregam energia de forma muito mais prática e eficaz que baterias elétricas.

Anos 1960/1990

Carros elétricos ressurgem por conta da poluição e de outros problemas relacionados ao preço do petróleo, mas o interesse da indústria por esses veículos era tão instável quanto os preços da gasolina e o apoio do governo.

ILUSTRAÇÕES: WILSON CARA

Século XXI

O aumento do consumo e do preço do petróleo, além da consciência global de que as atividades humanas modificam o clima, fazem com que o uso da energia nos transportes volte a ser questão prioritária.

Densidade energética

A gasolina é capaz de fornecer muito mais energia por quilograma que as baterias elétricas (tabela ao lado), mas especialistas em eletroquímica estão desenvolvendo modelos cada vez mais eficientes.



O carro elétrico EV1 foi lançado em 1996, depois de surgirem leis limitando a poluição e o consumo de gasolina nos Estados Unidos. Porém, logo que os preços do petróleo baixaram, tais leis perderam força e esse projeto foi cancelado.

Atualmente, os carros elétricos experimentam uma nova onda de popularidade nos Estados Unidos, mas suas vendas ainda são muito pequenas.

Bateria de chumbo	25 Wh/kg*
Bateria de níquel	40-80 Wh/kg
Bateria de lítio	100-160 Wh/kg
Gasolina	12.500 Wh/kg

*Watt-hora por quilograma

Thomas Edison, inventor da lâmpada elétrica, tentou desenvolver baterias para veículos elétricos.

Entre os séculos XIX e XX

Em 1885, com a invenção dos motores a combustão, os motores a vapor perderam mercado para os carros movidos a eletricidade e a combustão.

Anos 1900/1920

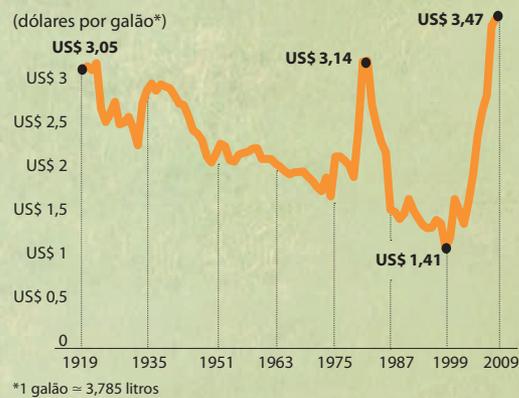
Ter eletricidade em casa era um privilégio enquanto carros movidos a gasolina, mais econômicos, potentes e simples de reabastecer, dominaram o mercado.

A linha de montagem barateou ainda mais os carros a gasolina, como o modelo T, que em 1912 era vendido por US\$ 700.

Em 1900, 28% dos carros feitos nos Estados Unidos eram elétricos.

ILUSTRAÇÕES: WILSON CARA

Preço histórico da gasolina nos Estados Unidos, valores médios e corrigidos de 1919 a 2009



Fonte: Departamento de Energia dos Estados Unidos.

REFLETINDO

- 1 Partindo-se do cenário mundial atual, quais fatores poderiam incentivar e/ou intensificar a produção de carros elétricos?
- 2 Compare as transformações químicas envolvidas entre os combustíveis e as baterias elétricas e explique as diferenças entre as cinéticas e os equilíbrios químicos dessas duas reações.

1 >>> Introdução

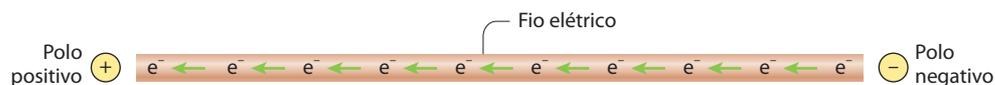
Em casa, na escola e no escritório, acionamos diversos aparelhos com um simples toque no botão – acendemos lâmpadas, ligamos rádios, televisores e computadores, aparelhos de ar-condicionado, geradores e micro-ondas. Todo esse conforto é devido à **eletricidade**.

O que é, porém, a eletricidade, ou melhor, a **corrente elétrica** que circula em um fio metálico? Hoje sabemos que é um fluxo (isto é, um movimento ordenado) de elétrons que transitam pelo fio e que esse fluxo pode realizar certo trabalho, como acender uma lâmpada, movimentar um motor etc.



BERNARD O'KANE/ALAMY/OTHER IMAGES

Esquemáticamente, podemos representar a corrente elétrica que flui num fio pela figura abaixo:



ADILSON SECCO

E como se produz corrente elétrica? Há dois processos principais: os **mecânicos** (geradores elétricos) e os **químicos** (pilhas e baterias elétricas).

Os **geradores elétricos** (dínamos e alternadores) transformam **energia mecânica** em **energia elétrica**.

Os geradores elétricos podem ser movidos pela queda de água, por um motor *diesel* ou pelo vapor de água em alta pressão gerado em uma caldeira (que pode ser aquecida pela queima de madeira, de carvão, de óleo combustível ou pela energia nuclear). A energia elétrica assim produzida segue, através de fios, até o consumidor final.

As **pilhas** (ou células galvânicas) e **baterias** transformam **energia química** em **energia elétrica**.

As pilhas e baterias produzem energia elétrica à custa de reações de oxirredução, como veremos neste capítulo. A grande vantagem das pilhas e baterias é que elas representam uma energia elétrica “transportável”, já que podemos carregá-las para onde quer que se façam necessárias. Uma desvantagem é que a quantidade de energia elétrica produzida é sempre pequena em relação ao tamanho e à massa das pilhas e baterias (esse fato limita, por exemplo, o uso de carros elétricos alimentados exclusivamente por baterias).



Turbo-geradores movidos a vapor. (Usina Nuclear Angra 2, RJ, 2007.)

LUCIANA WHITAKER/OLHAR IMAGEM



Pilhas e baterias utilizadas em diferentes aparelhos.

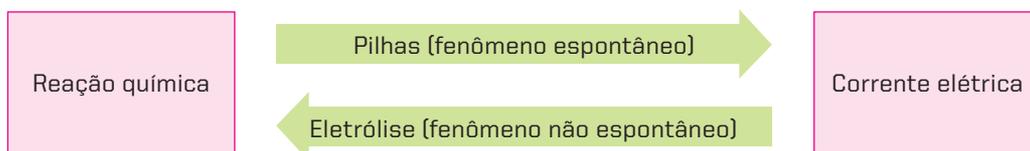
EDUARDO SANTALIA/STRACID

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Este e o próximo capítulo do livro serão dedicados ao estudo das relações existentes entre os fenômenos químicos e os fenômenos elétricos (ou a corrente elétrica em particular). Podemos adiantar que:

- nas **pilhas e baterias**, ocorrem reações químicas que produzem corrente elétrica;
- na **eletrólise** (assunto do próximo capítulo), acontece o inverso, ou seja, é a corrente elétrica que provoca uma reação química.

Em resumo:



Dizemos, portanto, que:

Eletroquímica é o estudo das reações químicas que produzem corrente elétrica ou são produzidas pela corrente elétrica.

É importante salientar também que todos os fenômenos eletroquímicos decorrem de reações de oxirredução. Ao longo deste curso, aprendemos também que os fenômenos de oxirredução estão sempre presentes ao nosso redor:

- quando acendemos um palito de fósforo, o gás do fogão etc.;
- na queima dos combustíveis em automóveis, ônibus, caminhões, aviões etc.;
- quando um objeto de ferro enferruja ou quando um objeto de prata escurece etc.;
- quando há descoramento da pintura de uma parede ou do tecido de uma calça *jeans* etc.;
- em diversos fenômenos bioquímicos, por exemplo:
 - na fotossíntese das plantas, quando a clorofila utiliza a energia solar;
 - no metabolismo dos animais, quando o oxigênio inspirado “queima” os alimentos liberando energia;
 - na oxidação das células, que causa envelhecimento de nosso organismo etc.

Voltemos, então, a abordar os fenômenos de oxirredução, porque são indispensáveis à compreensão do fenômeno da Eletroquímica.



O fenômeno de oxirredução está presente no palito de fósforo aceso.



MASAKAZU WATANABE/AFLO/OTHER IMAGES

O fenômeno de oxirredução está presente no metabolismo, quando o oxigênio inspirado reage com nutrientes liberando energia.

2 Reações de oxirredução

2.1. Conceitos de oxidação, redução, oxidante e redutor

Na formação de uma ligação iônica, um dos átomos **cede definitivamente** elétrons para o outro. Por exemplo:



Dizemos, então, que o sódio sofreu **oxidação** (perda de elétrons) e o cloro sofreu **redução** (ganho de elétrons). Evidentemente, os fenômenos de oxidação e redução são sempre **simultâneos** e constituem a chamada **reação de oxirredução** ou **redox**. São exatamente essas trocas de elétrons que explicam os fenômenos da Eletroquímica.

Assim, dizemos, resumidamente, que:

- **Oxidação** é a perda de elétrons.
- **Redução** é o ganho de elétrons.
- **Reação de oxirredução** é quando há transferência de elétrons.

No exemplo dado ($\text{Na}^0 + \text{Cl}^0 \longrightarrow \text{Na}^+\text{Cl}^-$), a oxidação do sódio foi provocada pelo cloro – por isso, chamamos o cloro de **agente oxidante** ou simplesmente **oxidante** –, e a redução do cloro foi causada pelo sódio – que é denominado **agente redutor** ou simplesmente **redutor**.

Os conceitos de **oxidante** e **redutor** não são exclusivos dos elementos químicos. Esses conceitos podem ser estendidos às **substâncias cujos átomos recebem ou cedem elétrons**. Por exemplo, na reação:



O FeCl₂ é também chamado **redutor**, pois esse composto contém um átomo de ferro, que irá ceder um elétron para o cloro.

Resumindo:

- **Oxidante** é o elemento ou substância que provoca oxidações (ele próprio irá reduzir-se).
- **Redutor** é o elemento ou substância que provoca reduções (ele próprio irá oxidar-se).

2.2. Conceito de número de oxidação (N_{ox})

No caso dos compostos iônicos, chama-se **número de oxidação (N_{ox})** a própria carga elétrica do íon, ou seja, o número de elétrons que o átomo realmente perdeu ou ganhou. Então:

- no Na^+Cl^- $\begin{cases} \text{para o Na}^+: N_{\text{ox}} = +1 \\ \text{para o Cl}^-: N_{\text{ox}} = -1 \end{cases}$

E no caso dos compostos covalentes? Nesse caso, não há um átomo que perde e outro que ganha elétrons, já que os átomos estão apenas compartilhando elétrons. Podemos, entretanto, estender o conceito de número de oxidação também para os compostos covalentes, definindo-o como a **carga elétrica que teoricamente o átomo iria adquirir se houvesse quebra da ligação covalente, ficando os elétrons com o átomo mais eletronegativo**. Por exemplo, sabemos que no HCl o cloro é mais eletronegativo que o hidrogênio, ou seja, atrai mais o par eletrônico covalente para o seu lado. Assim, se por alguma influência externa a ligação H—Cl for rompida, o cloro ficará com o par eletrônico antes compartilhado (na representação abaixo, a linha tracejada representa essa ruptura):



Em vista dessa possibilidade, dizemos que:

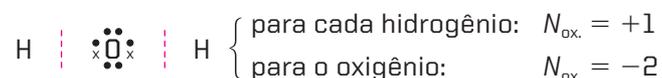
- no HCl
 - para o hidrogênio: $N_{\text{ox.}} = +1$
 - para o cloro: $N_{\text{ox.}} = -1$

Evidentemente, numa molécula covalente apolar, formada por átomos iguais, o número de oxidação de cada átomo será igual a zero, pois ambos exercem o mesmo domínio sobre o par eletrônico:



O que acabamos de dizer é geral para todas as substâncias simples (H_2 , O_2 , N_2 etc.).

Consideremos mais um exemplo, a água:



O oxigênio, sendo mais eletronegativo que o hidrogênio, ficou com dois elétrons – um de cada hidrogênio –, daí seu $N_{\text{ox.}} = -2$; cada hidrogênio, por sua vez, perdeu um elétron, daí seu $N_{\text{ox.}} = +1$.

A seguir, apresentamos os valores das eletronegatividades dos principais elementos químicos. Esses valores foram estabelecidos pelo cientista Linus Pauling e são números puros, isto é, não têm unidades:

Aumento de eletronegatividade →

1 1A												18 8A				
H 2,1	2 2A											B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0
Li 1,0	Be 1,5											Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0
Na 0,9	Mg 1,2	3 3B	4 4B	5 5B	6 6B	7 7B	8 8B	9	10	11 1B	12 2B	Ga 1,6	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8
K 0,8	Ca 1,0	Sc 1,3	Ti 1,5	V 1,6	Cr 1,6	Mn 1,5	Fe 1,8	Co 1,9	Ni 1,9	Cu 1,9	Zn 1,6	In 1,7	Sn 1,8	Sb 1,9	Te 2,1	I 2,5
Rb 0,8	Sr 1,0	Y 1,2	Zr 1,4	Nb 1,6	Mo 1,8	Tc 1,9	Ru 2,2	Rh 2,2	Pd 2,2	Ag 1,9	Cd 1,7	Hg 1,9	Tl 1,8	Pb 1,9	Bi 1,9	Po 2,0
Cs 0,7	Ba 0,9	La-Lu 1,0 1,2	Hf 1,3	Ta 1,5	W 1,7	Re 1,9	Os 2,2	Ir 2,2	Pt 2,2	Au 2,4	Hg 1,9	Tl 1,8	Pb 1,9	Bi 1,9	Po 2,0	At 2,2
Fr 0,7	Ra 0,9	Ac-Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn					

↑ Aumento de eletronegatividade

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

ADILSON SECCO

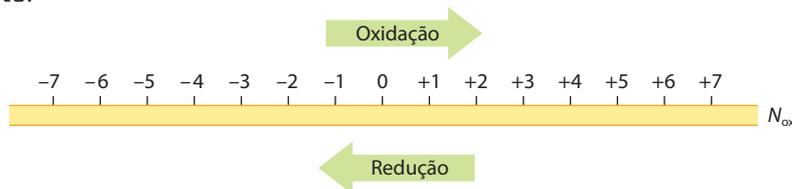
Resumindo, podemos dizer que:

Nos **íons simples**, o **número de oxidação** é a carga elétrica real do íon. Nos **compostos covalentes**, o **número de oxidação** é a carga elétrica que o átomo iria teoricamente adquirir se houvesse ruptura da ligação covalente, ficando os elétrons com o átomo mais eletronegativo.

Dado o conceito de número de oxidação, podemos ampliar o conceito de oxidação e redução dizendo:

- Oxidação** é a perda de elétrons ou o aumento do número de oxidação de um elemento.
- Redução** é o ganho de elétrons ou a diminuição do número de oxidação de um elemento.

Esquemáticamente:



ADILSON SECCO

2.3. Números de oxidação usuais

É importante lembrar que:

- o número de oxidação de um elemento ou de uma substância simples é zero;
- nos compostos, temos os seguintes valores usuais:
 - o número de oxidação do hidrogênio é sempre +1 (exceto nos hidretos metálicos, como NaH, CaH₂ etc., nos quais é -1);
 - o número de oxidação do oxigênio é sempre -2 (exceto nos peróxidos, como H₂O₂, Na₂O₂ etc., nos quais é -1);
 - o número de oxidação dos elementos das colunas A da classificação periódica dos elementos pode ser deduzido do próprio número da coluna, de acordo com o esquema a seguir:

Número da coluna	(1) 1A Metais alcalinos	(2) 2A Metais alcalinoterrosos	(13) 3A	(14) 4A	(15) 5A	(16) 6A Calcogênios	(17) 7A Halogênios
$N_{ox.}$ máximo (pela perda de elétrons)	+1	+2	+3	+4	+5	+6	+7
$N_{ox.}$ mínimo (pelo ganho de elétrons)				-4	-3	-2	-1

[Essa regra torna-se óbvia se você lembrar que o número da coluna A coincide com o número de elétrons que o elemento possui em sua última camada eletrônica.]

2.4. Cálculo dos números de oxidação

É fácil calcular o número de oxidação de um elemento que aparece em uma substância, lembrando que a soma dos números de oxidação de todos os átomos, numa molécula, é zero.

Vamos, por exemplo, calcular o número de oxidação do fósforo, na substância H₃PO₄. Lembre-se de que o $N_{ox.}$ do hidrogênio é +1 e o $N_{ox.}$ do oxigênio é -2. Chamando de x o $N_{ox.}$ do fósforo e considerando o número de átomos de cada elemento, teremos a seguinte equação algébrica:

$$\underbrace{H_3}_{3 \cdot (+1)} + \underbrace{P}_x + \underbrace{O_4}_{4 \cdot (-2)} = 0 \Rightarrow \boxed{x = +5} \quad (N_{ox.} \text{ do P})$$

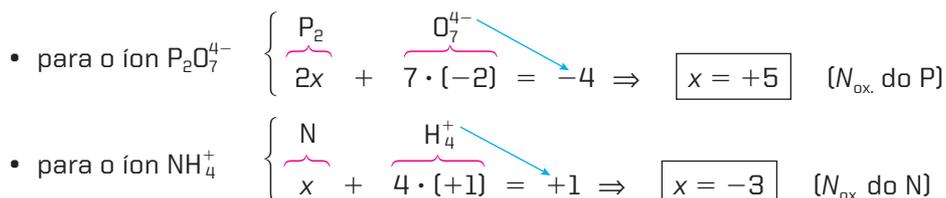
Consideremos outros exemplos:

$$\bullet \text{ no } Na_2CO_3 \quad \left\{ \begin{array}{l} \underbrace{Na_2}_{2 \cdot (+1)} + \underbrace{C}_x + \underbrace{O_3}_{3 \cdot (-2)} = 0 \Rightarrow \boxed{x = +4} \quad (N_{ox.} \text{ do C}) \end{array} \right.$$

$$\bullet \text{ no } K_2Cr_2O_7 \quad \left\{ \begin{array}{l} \underbrace{K_2}_{2 \cdot (+1)} + \underbrace{Cr_2}_{2x} + \underbrace{O_7}_{7 \cdot (-2)} = 0 \Rightarrow \boxed{x = +6} \quad (N_{ox.} \text{ do Cr}) \end{array} \right.$$

Para calcular o número de oxidação de um elemento formador de um íon composto, devemos lembrar que a soma dos números de oxidação de todos os átomos, num íon composto, é igual à própria carga elétrica do íon. Por exemplo:

$$\bullet \text{ para o íon } MnO_4^- \quad \left\{ \begin{array}{l} \underbrace{Mn}_x + \underbrace{O_4^-}_{4 \cdot (-2)} = -1 \Rightarrow \boxed{x = +7} \quad (N_{ox.} \text{ do Mn}) \end{array} \right.$$



Questões

Registre as respostas em seu caderno

Observa-se a corrosão de uma lâmina de zinco quando ela é colocada em uma solução de ácido clorídrico.

- Qual é a equação química que representa o fato observado?
- Pode-se afirmar que a reação é de oxirredução? Justifique.
- Qual espécie perdeu elétrons? Qual é a equação na forma iônica que representa a perda de elétrons?
- Qual espécie ganhou elétrons? Qual é a equação na forma iônica que representa o ganho de elétrons?
- Indique os agentes oxidante e redutor.

Atividade prática

Registre as respostas em seu caderno

ATENÇÃO

Nenhum dos reagentes deve ter contato com a pele, com a boca e com os olhos, nem deve ser aproximado do nariz.

Oxidação de metais

Material

- Tela de pintura (15 cm × 20 cm).
Observação: a tela não deve conter impermeabilizante.
- Pedaços de metais (ferro, aço inoxidável, cobre, alumínio).
- Solução de vinagre contendo cloreto de sódio (em uma solução de vinagre 20% (v/v), adiciona-se uma colher de NaCl) ou de permanganato de potássio (1 comprimido dissolvido em 100 mL de água).
- Recipiente plástico.

Procedimento

- Coloque a tela dentro do recipiente plástico.
- Espalhe os metais sobre a tela, de acordo com a sua criatividade.
- Adicione a solução de vinagre lentamente sobre os metais.
- Deixe a tela em repouso por um período de três dias.
- Após três dias, retire os metais e mantenha a tela a temperatura ambiente, por um período de dois dias, para secagem.

PALMA, M. H. C. & TIERA, V. A. O. Oxidação de metais. *Química Nova na Escola*, n. 18, p. 52–53, nov. 2003.

Perguntas

- O que ocorreu, ao final do experimento, com os metais utilizados?
- Todos os metais utilizados reagiram?
- O que ocorreu com os objetos de ferro? Quais são as equações químicas que representam o processo ocorrido?
- O que ocorreu com os objetos de cobre? Quais são as equações químicas que representam o processo ocorrido?
- O que ocorreu com os objetos de alumínio? Tente justificar o ocorrido.
- O que ocorreu com os objetos de aço inoxidável?
- Por que as joias são confeccionadas com ouro, prata ou platina?
- “O alumínio, por ser menos nobre que o ferro, tem sua oxidação mais rápida.” Essa frase parece contradizer situações que vivenciamos diariamente em relação ao uso do alumínio. Se o alumínio oxida mais rápido, explique por que usam-se normalmente painéis de alumínio em vez das de ferro.

Exercícios básicos

Registre as respostas em seu caderno

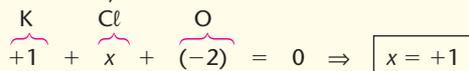
Exercício resolvido

1. Quais são os números de oxidação do cloro nas substâncias Cl_2 , NaCl , KClO e HClO_4 ?

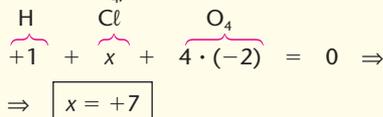
Resolução

- No Cl_2 , o N_{ox} do cloro é zero.
- No NaCl , temos Na^+ e Cl^- , portanto, o N_{ox} do cloro é -1 .

- No KClO , temos:



- No HClO_4 , temos:



2. (Ufac) O número de oxidação do átomo de nitrogênio nos compostos: N_2O_5 ; NO ; HNO_3 e NaNO_2 é, respectivamente:

	N_2O_5	NO	HNO_3	NaNO_2
a)	+5	+1	+3	+2
b)	+2	+1	+1	+1
c)	+5	+2	+4	+3
d)	+1	+2	+3	+4
e)	+5	+2	+5	+3

3. (Acafe-SC) Determinando o número de oxidação do elemento central do ácido sulfuroso (H_2SO_3), ácido carbônico (H_2CO_3), ácido silícico (H_2SiO_3), ácido pirofosfórico ($\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$) e ácido perclórico (HClO_4), os valores são, respectivamente:

- a) +2, +4, +5, +5, +7. d) +3, +3, +3, +7, +4.
b) +1, +1, +1, +2, +3. e) -2, +4, +5, -5, +7.
c) +4, +4, +4, +5, +7.

4. (Cesgranrio-RJ) Identifique, entre as opções abaixo, a fórmula do composto no qual o fósforo está no maior estado de oxidação.

- a) H_3PO_3 c) H_3PO_2 e) HPO_3
b) H_2PO_3 d) $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_5$

5. (Cefet-RJ) Qualquer atividade agrícola ou industrial, no campo da metalurgia, da indústria química, da construção civil ou do cultivo da terra, utiliza minerais e seus derivados. É cada vez maior a influência dos minerais sobre a vida e o desenvolvimento de um país. Como exemplo de mineral, podemos citar a pirita — FeS_2 (sulfeto ferroso), usada na fabricação de ácido sulfúrico e que, por sua cor amarela e brilho metálico, recebe, no Brasil, a denominação popular de ouro dos trouxas. No mineral, qual é o número de oxidação do enxofre?

- a) -2
b) -1
c) zero
d) $+3$
e) $+5$

Exercício resolvido

6. Quais são os números de oxidação do enxofre nos íons S^{2-} , SO_3^{2-} e SO_4^{2-} ?

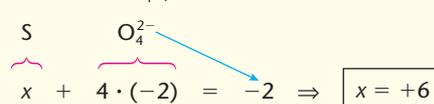
Resolução

- No íon S^{2-} , o N_{ox} do enxofre é -2 .

- No íon SO_3^{2-} , temos:



- No íon SO_4^{2-} , temos:



7. (Unifor-CE) O átomo de cromo apresenta número de oxidação $+3$ em qual espécie?

- a) Cr_2O_3
b) CrO
c) Cr
d) CrO_4^{2-}
e) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$

3 O acerto dos coeficientes ou balanceamento das equações de oxirredução

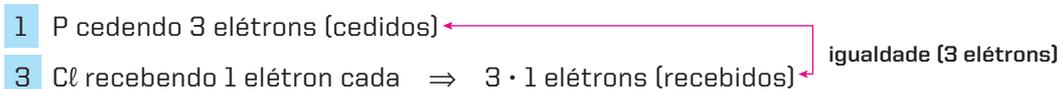
No balanceamento das equações de oxirredução, a ideia fundamental é:

Tornar o número de elétrons cedidos pelo redutor **igual** ao número de elétrons recebidos pelo oxidante (afinal, os elétrons não podem ser criados nem destruídos).

Assim, por exemplo, na equação não balanceada:



o **P** vai ceder **3** elétrons, enquanto o **Cl** só poderá receber **1** elétron. Ora, para igualar a troca de elétrons, devemos ter a seguinte situação:



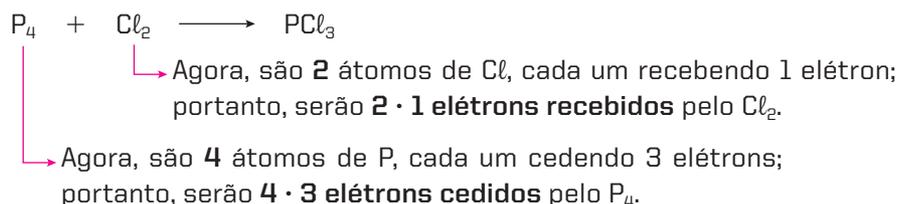
Portanto, o acerto dos coeficientes será:



Acontece, porém, que a equação dada não é totalmente correta, pois a fórmula do fósforo (branco) é P_4 e a do cloro é Cl_2 . Como acertar, então, a equação



Basicamente, usando as mesmas ideias expostas acima:



Para igualar o número total de elétrons cedidos e recebidos, devemos ter, evidentemente, a seguinte situação:

- se 1 P_4 ceder 12 elétrons no total, $\boxed{2}$ P_4 cederão $2 \cdot 12$ elétrons
 - se 1 Cl_2 receber 2 elétrons no total, $\boxed{12}$ Cl_2 receberão $12 \cdot 2$ elétrons
- 

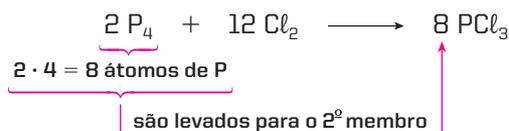
Isso já nos permite iniciar o balanceamento, escrevendo os coeficientes do P_4 e do Cl_2 :



Podemos perceber que ficou faltando o coeficiente do PCl_3 (no 2º membro da equação). Ele será obtido lembrando que:

O número total de átomos de cada elemento deverá ser igual no 1º e no 2º membro da equação (afinal, numa reação química, os átomos não podem ser criados nem destruídos).

Teremos, então:



Evidentemente, podemos simplificar a equação, dividindo todos os coeficientes por 2:

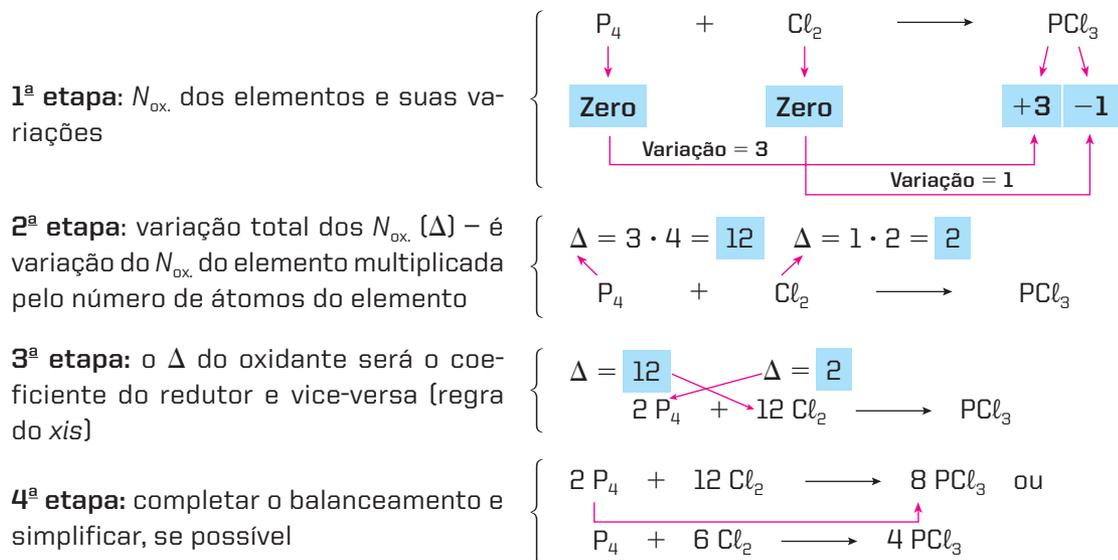


Dessa maneira, está encerrado o balanceamento. Observe que, até agora, não foram contados os átomos de **Cl**. Apenas para conferir, contamos:

- $6 \cdot 2 = 12$ átomos de **Cl** no 1º membro; e
- $4 \cdot 3 = 12$ átomos de **Cl** no 2º membro da equação.

Note que, sem essa igualdade, o balanceamento estaria **errado**.

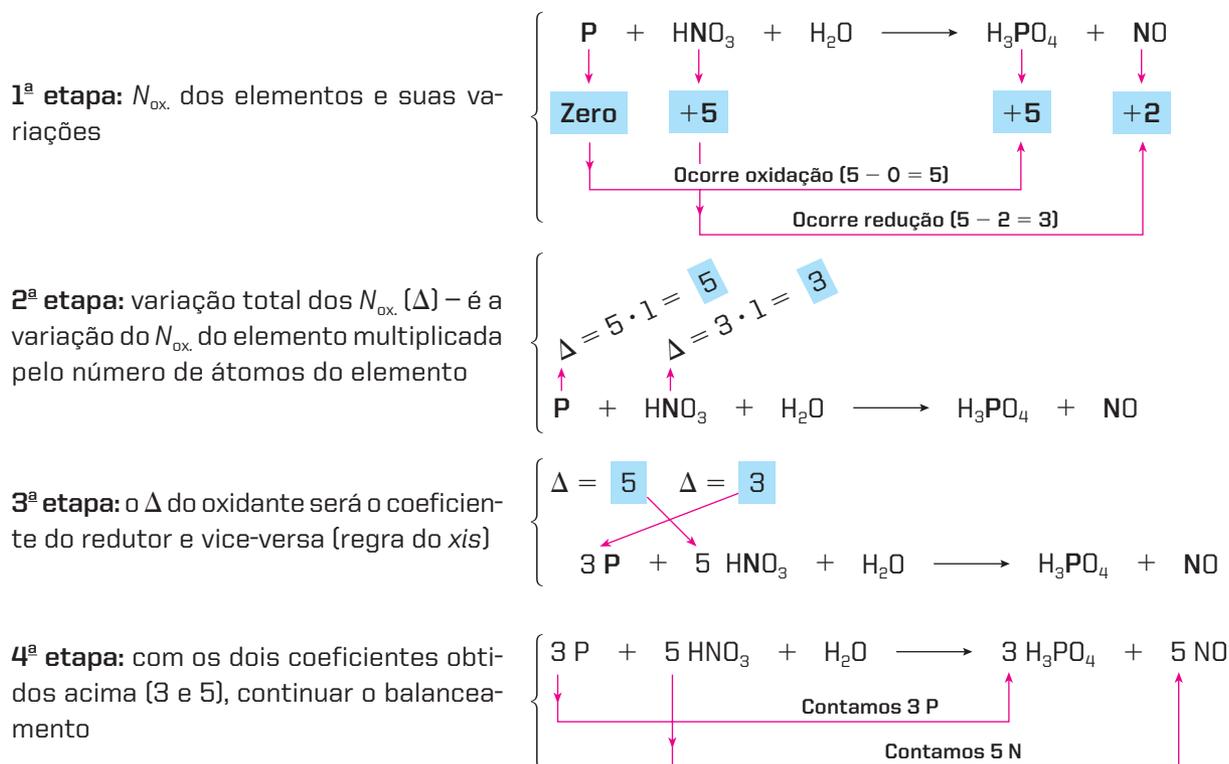
O balanceamento da equação $P_4 + Cl_2 \longrightarrow PCl_3$ poderia ser feito de outra maneira, usando-se os números de oxidação (N_{ox}) dos elementos:



Veremos, a seguir, alguns exemplos de balanceamento das equações.

1º exemplo

Balancear a equação:

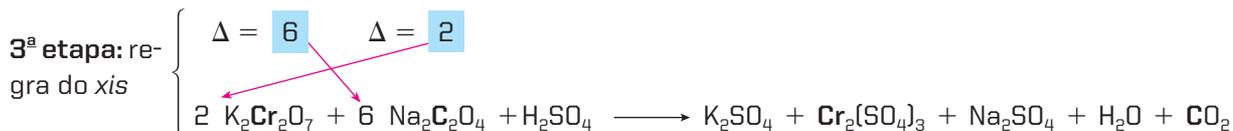
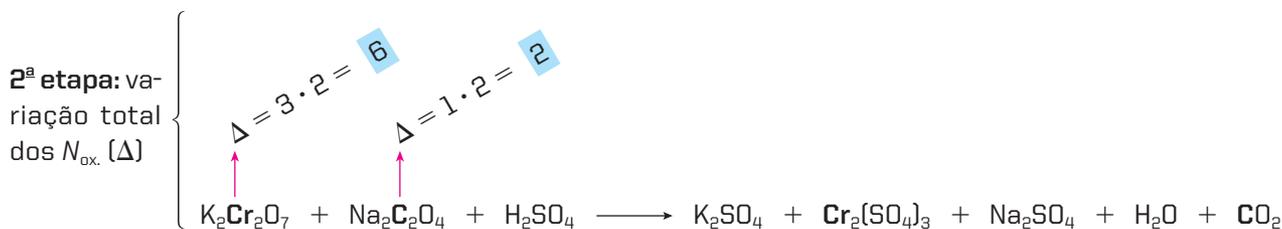
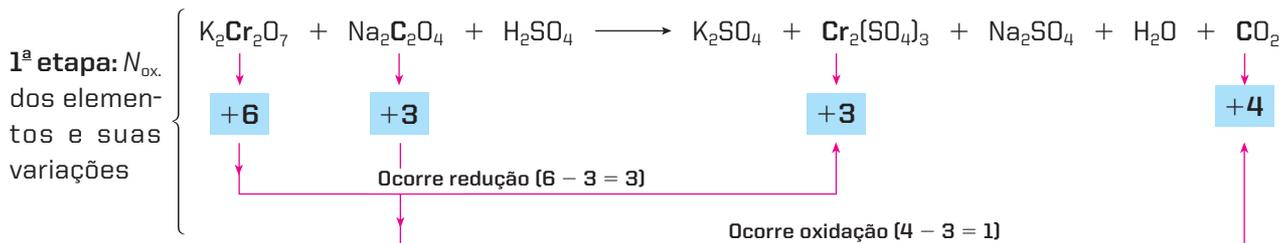


Por fim, falta acertar o coeficiente do H_2O , o que pode ser feito pela contagem dos átomos de hidrogênio ou de oxigênio:



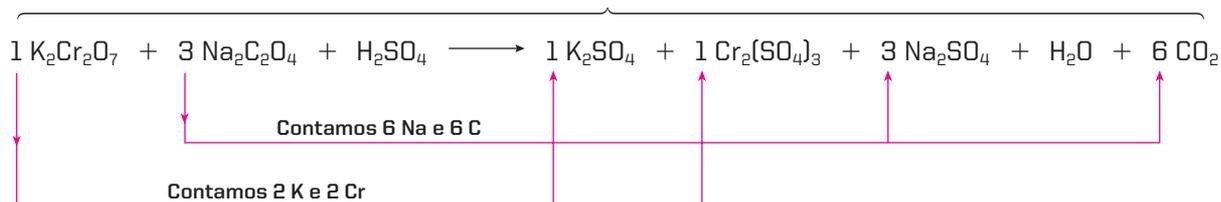
2º exemplo

Balancar a equação:



Podemos simplificar os coeficientes 2 e 6, passando a usar 1 e 3. O coeficiente 1 não precisa ser escrito; em equações longas, contudo, é bom escrevê-lo para lembrar que ele já foi acertado.

4ª etapa: com os dois coeficientes obtidos acima (2 e 6, ou melhor, 1 e 3), continuar o balanceamento



Estão faltando apenas os coeficientes do H_2SO_4 no 1º membro e do H_2O no 2º membro. Contando os radicais SO_4^{2-} , no 2º membro, encontramos 7; temos, então:



Finalmente, acertamos o coeficiente do H_2O no 2º membro, contando os átomos de hidrogênio (ou de oxigênio) no 1º membro:



OBSERVAÇÃO

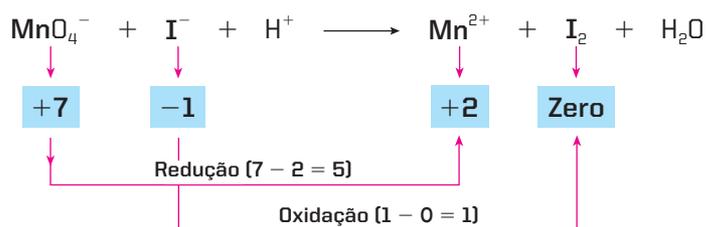
Se você acertou o coeficiente do H_2O contando os átomos de hidrogênio, o balanceamento já está encerrado. Recomenda-se também, no entanto, a contagem dos átomos de oxigênio simplesmente para conferir o balanceamento. Não se esqueça de que a equação só estará corretamente balanceada se houver uma igualdade do número de átomos de **todos os elementos** no 1º e no 2º membro.

3º exemplo

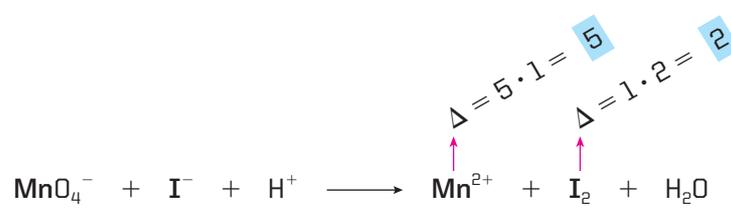
Caso de equações escritas na forma iônica, como, por exemplo:



1ª etapa: N_{ox} dos elementos e suas variações

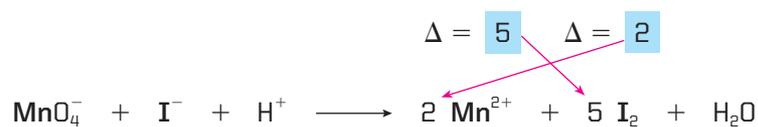


2ª etapa: variação total dos N_{ox} (Δ)



Note que agora estamos calculando o Δ no **2º membro** da equação. É **indiferente** calcular o Δ no 1º ou no 2º membro da equação; no entanto, é **preferível** calcular o Δ do lado em que há maior número de átomos (ou íons) do elemento que estamos considerando. No caso, há **um íon** de iodo (I^-) no 1º membro e **dois átomos** de iodo (I_2) no 2º membro. Isso evita, em geral, o aparecimento de coeficientes fracionários no decorrer do balanceamento.

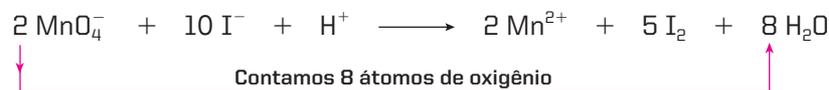
3ª etapa: regra do xis



4ª etapa: completar o balanceamento



A seguir:



Finalmente:



OBSERVAÇÃO

Em uma equação iônica corretamente balanceada, o total de cargas elétricas deve ser igual no 1º e no 2º membro da equação. No exemplo anterior:

$$1^\circ \text{ membro: } 2 \cdot (-1) + 10 \cdot (-1) + 16 \cdot (+1) = +4$$

$$2^\circ \text{ membro: } 2 \cdot (+2) = +4$$

Se essa igualdade não existir, podemos afirmar que o balanceamento está **errado**. Além disso, essa igualdade pode, em certas ocasiões, ajudar durante o processo de balanceamento da equação iônica.

Resumindo o que acabamos de aprender, podemos afirmar que as **etapas para o balanceamento das equações de oxirredução** são:

1ª etapa: procurar todos os elementos que sofrem oxirredução e determinar seus N_{ox} antes e depois da reação (variações dos N_{ox}).

2ª etapa: calcular a variação total (Δ) do N_{ox} do oxidante e do redutor da seguinte maneira:

$$\Delta = \left(\begin{array}{l} \text{Variação do } N_{ox} \\ \text{do elemento} \end{array} \right) \cdot \left(\begin{array}{l} \text{Número de átomos do} \\ \text{elemento na molécula} \\ \text{considerada} \end{array} \right)$$

(Esse cálculo pode ser feito no 1º ou no 2º membro da equação, de preferência naquele em que o Δ for maior, mas tenha o cuidado de **só calcular o Δ nos casos em que os átomos realmente sofrem oxirredução.**)

3ª etapa: tomar o Δ do oxidante como coeficiente do redutor e vice-versa (é a regra do *xis*).

4ª etapa: prosseguir o balanceamento com o objetivo de igualar o número total de átomos de cada elemento, no 1º e no 2º membro da equação.

➔ Questões

Registre as respostas em seu caderno

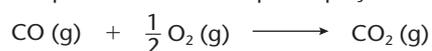
- a) Explique por que é necessário balancear as equações de oxirredução.
- b) A água oxigenada pode atuar como oxidante ou redutor, dependendo do meio em que se encontra. Considere as equações não balanceadas a seguir:
- I. $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$
- II. $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{KCl} \longrightarrow \text{Cl}_2 + \text{KOH}$
- Em qual dos processos acima (I ou II) a água oxigenada é oxidante e em qual é redutor? Faça o balanceamento das equações I e II.
- c) A presença de hipoclorito na água sanitária (alvejante) pode ser detectada por meio de solução de iodeto em meio ácido, como indicado na equação não balanceada a seguir:
- $\text{ClO}^- (\text{aq}) + \text{I}^- (\text{aq}) + \text{H}^+ (\text{aq}) \longrightarrow \text{Cl}^- (\text{aq}) + \text{I}_2 (\text{aq}) + \text{H}_2\text{O} (\ell)$
- O hipoclorito, no processo acima citado, é oxidante ou redutor? Faça o balanceamento da equação.

➔ Exercícios básicos

Registre as respostas em seu caderno

Reconhecendo equações de oxirredução

8. (Cefet-PR) Nos catalisadores de automóveis, um dos processos que ocorrem é dado pela equação:



Nesse processo:

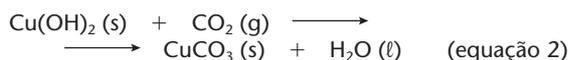
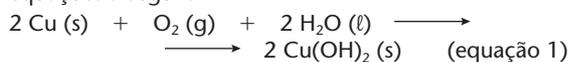
- a molécula de CO sofre redução.
- a molécula de O₂ sofre oxidação.
- o carbono sofre oxidação, passando seu número de oxidação de +2 para +4.
- o monóxido de carbono é um agente oxidante.
- o gás oxigênio é um agente redutor.

9. (UFRRJ) Carbetto de silício (SiC) é obtido por aquecimento do coque (C) com areia (SiO₂), conforme a equação $3 \text{C} + \text{SiO}_2 \longrightarrow \text{SiC} + 2 \text{CO}$. Possui estrutura idêntica à do diamante e, por isso, apresenta elevada dureza, que o torna substituto do diamante.

Com base na equação acima, pode-se concluir que o número de oxidação do:

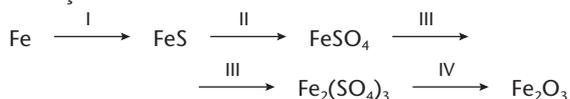
- carbono passa de zero para +4 no monóxido de carbono.
- oxigênio é o mesmo, antes e depois da reação.
- silício passa de +4 para +2.
- carbono passa de zero para -2 no SiC.
- oxigênio passa de -2 para +4.

10. (Vunesp) Em contato com ar úmido, um telhado de cobre é lentamente coberto por uma camada verde de CuCO_3 , formado pela sequência de reações representadas pelas equações a seguir:

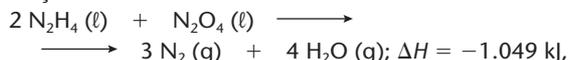


Com relação ao processo global que ocorre, pode-se afirmar:

- a) as duas reações são de oxirredução.
 b) apenas a reação 1 é de oxirredução.
 c) apenas a reação 2 é de oxirredução.
 d) nenhuma das reações é de oxirredução.
 e) o $\text{Cu} (s)$ é o agente oxidante da reação 1.
11. Nas transformações indicadas abaixo, e que não estão equacionadas, quais as etapas em que o ferro sofre oxidação?



12. (UFMS) Os foguetes são projéteis impulsionados pela ejeção de gases quentes através de um bocal. Usualmente, os gases quentes expelidos pelos foguetes provêm de reação entre um combustível e um oxidante. Considerando a reação:



usada como propulsor do módulo de descida na Lua, da Missão Apollo, é correto afirmar que são, respectivamente, oxidante e redutor:

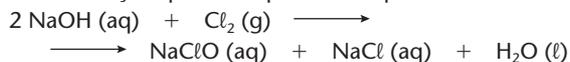
- a) N_2H_4 e N_2O_4 . c) N_2H_4 e H_2O . e) N_2H_4 e N_2 .
 b) N_2O_4 e N_2H_4 . d) N_2O_4 e N_2 .
13. (UFRGS-RS) Na reação química $\text{Cu}^{2+} (aq) + \text{Mg} (s) \longrightarrow \text{Cu} (s) + \text{Mg}^{2+} (aq)$, verifica-se que:
- a) o Cu^{2+} é reduzido a Cu .
 b) o Cu^{2+} é o agente redutor.
 c) o Mg é reduzido a Mg^{2+} .
 d) o Mg recebe dois elétrons.
 e) o Cu perde dois elétrons.

14. (F. Ciências Médicas-RS) Manchas de permanganato de potássio podem ser removidas com ácido oxálico, que atua segundo a reação:



Nessa reação, a variação do número de oxidação do manganês é igual a:

- a) -2. b) -5. c) -6. d) -7. e) -10.
15. (Unifor-CE) As soluções aquosas de hipoclorito de sódio, também conhecidas como "água sanitária" ou líquido de Dakin, dependendo da concentração, são obtidas pela transformação química representada por:



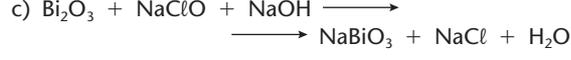
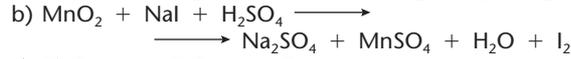
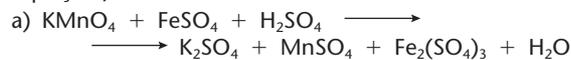
Nessa transformação, as espécies redutora e oxidante são:

- a) íons Na^+ e OH^- , respectivamente.
 b) as espécies Cl_2 e NaOH , respectivamente.
 c) os átomos de cloro do Cl_2 .
 d) os íons Na^+ do NaOH e os átomos de cloro do Cl_2 .
 e) os átomos de cloro do Cl_2 e os íons OH^- do NaOH .

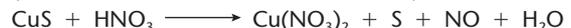
Observação: Este é um exemplo interessante em que o cloro sofre o fenômeno denominado **auto-oxirredução** ou **desproporcionamento**.

Balanceamento de equações de oxirredução

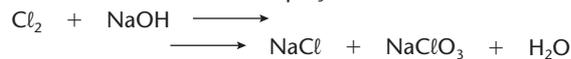
16. Procure acertar os coeficientes das equações seguintes pelo método de oxirredução. (Em caso de dificuldade, tente começar o balanceamento pelo 2º membro da equação.)



17. (UFMT-modificado) O ácido nítrico é utilizado na fabricação do salitre usado como fertilizante na agricultura e na fabricação da pólvora negra (salitre + carvão + enxofre). Calcule a soma resultante dos valores dos coeficientes estequiométricos da reação abaixo após balanceá-la. (considere os menores números inteiros)



18. Acerte os coeficientes da equação:



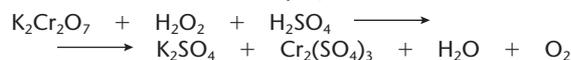
Sugestão: Comece o balanceamento pelo 2º membro, pois só aí você verá separadamente o cloro que se reduziu, no NaCl , e o cloro que se oxidou, no NaClO_3 .

19. (Mackenzie-SP) Considere a equação



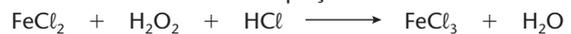
Após o balanceamento, os menores coeficientes inteiros do agente oxidante e do agente redutor são, respectivamente:

- a) 8 e 3. b) 2 e 3. c) 3 e 2. d) 3 e 8. e) 8 e 1.
20. Acerte os coeficientes da equação:



Sugestão: Quando aparece H_2O_2 na equação, calcule o Δ do H_2O_2 nele próprio e não no O_2 que aparece no 2º membro da equação; lembre-se também de que o N_{ox} do oxigênio no H_2O_2 é -1.

21. Acerte os coeficientes da equação:



Observação: Nessa questão, o H_2O_2 age como oxidante, ao contrário da questão anterior, na qual o H_2O_2 agiu como redutor. O balanceamento, porém, segue as regras gerais, partindo-se do 1º membro da equação, em que está o H_2O_2 .

Balanceamento das equações de oxirredução, escritas na forma iônica

22. (FEI-SP) Em uma reação química, há conservação do número de átomos e da carga elétrica. Dada a equação não balanceada

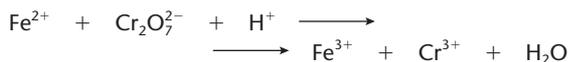


os coeficientes menores inteiros possíveis que acertam a equação são na ordem:

- a) 1, 1, 1 e 2. d) 1, 1, 2 e 2.
 b) 2, 1, 2 e 2. e) 2, 1, 1 e 1.
 c) 1, 1, 1 e 1.

23. (PUC-RS) A análise do ferro em um minério pode ser realizada por método volumétrico, utilizando-se dicromato de potássio.

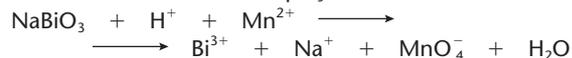
A reação envolvida nesse método, na sua forma iônica, pode ser expressa pela equação a seguir:



O balanceamento correto da equação permite obter coeficientes, respectivamente, iguais a:

- a) 6, 1, 14, 6, 2, 7. d) 3, 2, 7, 2, 2, 14.
b) 6, 2, 14, 6, 2, 7. e) 2, 1, 14, 3, 3, 7.
c) 3, 1, 7, 2, 2, 14.

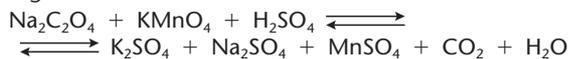
24. Acerte os coeficientes da equação:



Exercícios complementares

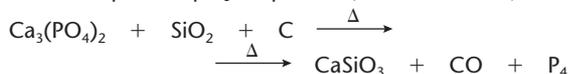
Registre as respostas em seu caderno

25. (UFG-GO) Após a incineração de lixo, faz-se a determinação de carbono não queimado e matéria fermentável por um método que se fundamenta na equação de reação seguinte:



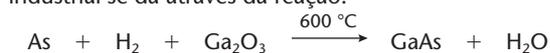
A respeito dessa equação de reação, pedem-se:

- a) o agente oxidante e o agente redutor;
b) o balanceamento da equação.
26. (U. São Judas-SP) O fósforo branco (P_4) é uma substância muito empregada para finalidades bélicas, na confecção de bombas incendiárias e granadas luminosas. Ele é obtido pelo aquecimento, em forno elétrico, de fosfato de cálcio, areia e coque. A equação química (não balanceada) é:



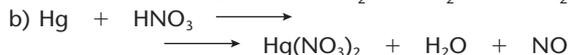
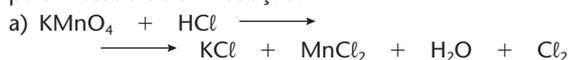
Os coeficientes estequiométricos da equação, respectivamente, são:

- a) 1, 3, 2, 3, 2 e 1. d) 2, 6, 10, 6, 10 e 1.
b) 2, 6, 10, 6, 8 e 1. e) 4, 12, 20, 12, 10 e 1.
c) 1, 3, 5, 3, 5 e 1.
27. (UFRJ) O arseneto de gálio (GaAs) é uma substância com excepcionais propriedades semicondutoras, sendo muito utilizado em células fotoelétricas e transistores. Muitos cientistas acreditam que o arseneto de gálio deverá substituir o silício na fabricação da próxima geração de *chips* de computadores ultravelozes. Sua obtenção industrial se dá através da reação:



- a) Sabendo que o número de oxidação do gálio permanece inalterado, determine a variação do número de oxidação do arsênio na reação de produção do arseneto de gálio.
b) Ajuste a equação e determine a razão entre o número de átomos de H e de As que tomam parte na reação.

28. Procure acertar os coeficientes das seguintes equações pelo método de oxirredução:



Sugestão: Comece o balanceamento dessas equações pelo 2º membro, pois é aí que você vai encontrar o Cl_2 , que de fato se oxidou, e o NO , que de fato se reduziu.

29. (PUC-SP) O processo de produção do nitrato de amônio (NH_4NO_3), um importante componente de fertilizantes e de explosivos, pode ser resumido em três etapas, representadas pelas equações globais a seguir:

Etapa I: Síntese da amônia



Etapa II: Obtenção do ácido nítrico



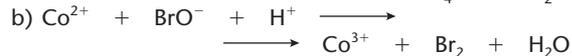
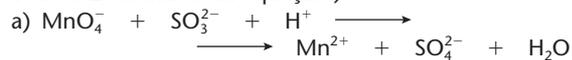
Etapa III: Síntese do nitrato de amônio



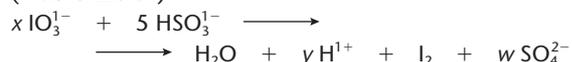
Pode-se afirmar a respeito dessas etapas que:

- a) na etapa I, o N_2 é oxidado; na etapa II, o NH_3 é neutralizado e, na etapa III, ocorre uma reação de amonização.
b) na etapa I, o N_2 é reduzido; na etapa II, o NH_3 sofre combustão e, na etapa III, o HNO_3 é reduzido.
c) na etapa I, o N_2 é reduzido; na etapa II, o NH_3 é neutralizado e, na etapa III, ocorre uma reação de oxidação.
d) na etapa I, o N_2 é reduzido; na etapa II, o NH_3 é oxidado e, na etapa III, ocorre uma reação de neutralização.
e) na etapa I, o N_2 é oxidado; na etapa II, o NH_3 sofre combustão e, na etapa III, ocorre uma reação de neutralização.

30. Acerte os coeficientes das equações seguintes. (Não se esqueça de verificar a igualdade das cargas elétricas no 1º e no 2º membro da equação.)



31. (Mackenzie-SP)



A equação iônica acima representa a obtenção de iodo por meio da reação de iodato de sódio com bissulfito de sódio, a respeito da qual se fazem as afirmações:

- I. Os valores dos coeficientes do balanceamento x , y e w são, respectivamente, 2, 5 e 5.
II. O número de oxidação do iodo varia de +5 para zero.
III. O enxofre, no bissulfito, é oxidado.
IV. A soma dos menores coeficientes inteiros do balanceamento é igual a 17.

Das afirmações feitas, estão corretas:

- a) I, II, III e IV. d) III e IV somente.
b) II, III e IV somente. e) I e IV somente.
c) I e II somente.

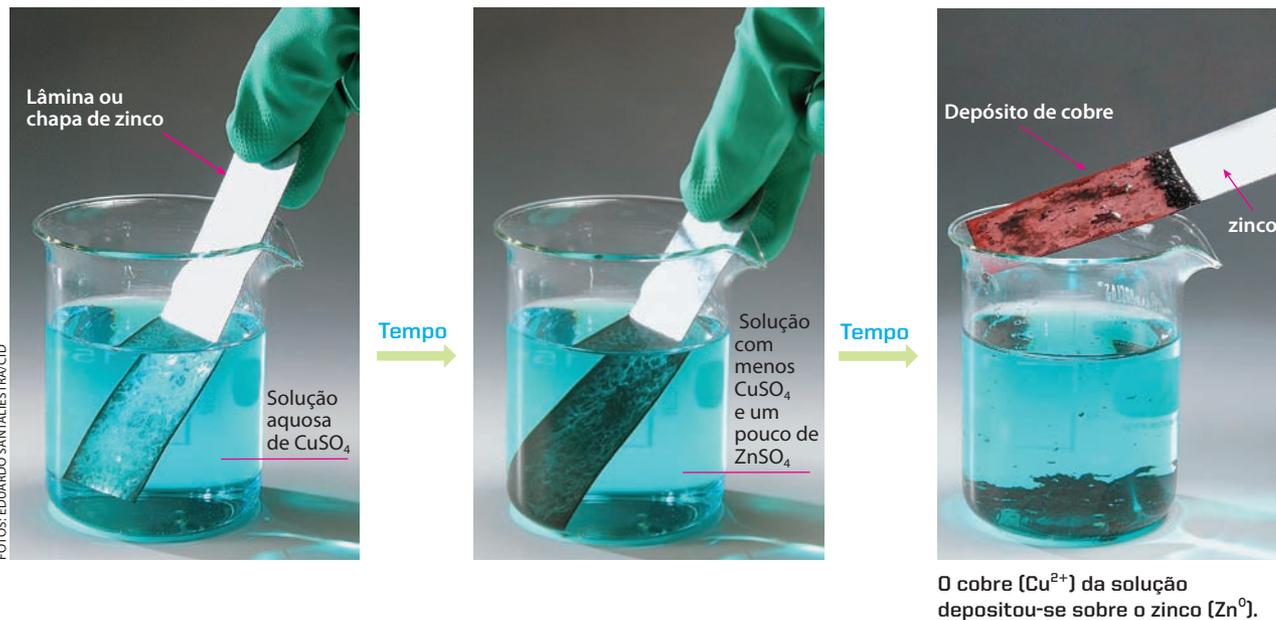
32. (Unifor-CE) Em solução aquosa ácida (H^+), o íon manganato (MnO_4^{2-}) é muito instável. Sofre reação de desproporcionamento espontâneo, dando dióxido de manganês (MnO_2) e o íon permanganato (MnO_4^-). Na equação que representa essa transformação, quando balanceada, os coeficientes estequiométricos do MnO_4^{2-} , MnO_4^- e MnO_2 são, respectivamente:

- a) 3, 2 e 1. c) 2, 3 e 1. e) 1, 2 e 3.
b) 3, 1 e 2. d) 2, 1 e 3.

4 >>> A pilha de Daniell

4.1. Introdução

A reação dada abaixo é um exemplo de reação de oxirredução. Mergulhando-se parcialmente uma chapa de zinco (cor cinza) em uma solução aquosa de sulfato de cobre (II) (CuSO_4) durante 15 ou 20 min, ao se retirar a chapa de zinco, nota-se que a parte que ficou mergulhada na solução está recoberta por um material avermelhado, que é cobre metálico.



FOTOS: EDUARDO SANTALIASTRACID

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

O que aconteceu quimicamente nesse experimento?

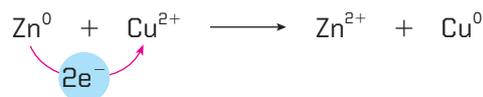
Houve simplesmente uma reação de deslocamento (que é também de oxirredução):



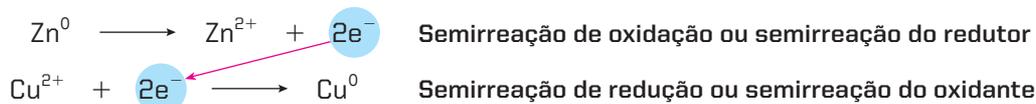
Essa equação pode ser assim simplificada:



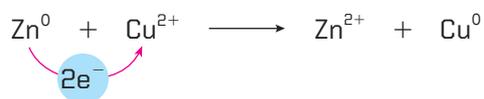
Dessa simplificação resulta a seguinte equação iônica:



Essa última equação pode ainda ser subdividida em duas etapas, a saber:



É fácil perceber que, somando essas duas semirreações e cancelando os dois elétrons (esse cancelamento é indispensável, pois corresponde ao próprio balanceamento da equação), voltaremos à equação primitiva:



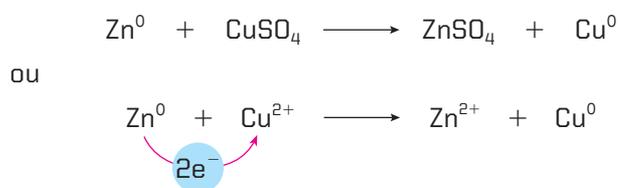
Na reação que estamos considerando, o metal zinco (Zn^0) sofre **oxidação**, pois perde 2 elétrons ($2e^-$) para o cátion cobre (Cu^{2+}); este, por sua vez, ao receber os 2 elétrons, sofre **redução**.

É muito importante notar que a reação $\text{Zn}^0 + \text{Cu}^{2+} \longrightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{Cu}^0$ é **espontânea**, enquanto a reação inversa ($\text{Cu}^0 + \text{Zn}^{2+} \longrightarrow$ Não ocorre) **não é espontânea**. Generalizando, podemos dizer que certos metais têm mais tendência de ceder elétrons, enquanto outros têm mais tendência de receber elétrons. Essa observação é muito importante para o estudo das pilhas, que agora iniciamos.

4.2. A montagem e o funcionamento da pilha de Daniell

A ideia geral de funcionamento das pilhas elétricas é separar o oxidante do redutor, de tal modo que os elétrons sejam cedidos pelo redutor ao oxidante **através de um fio condutor externo à pilha**. É a maneira de realizar esse artifício, bem como as diferentes reações de oxirredução que são utilizadas, que dão origem aos vários tipos de pilhas elétricas.

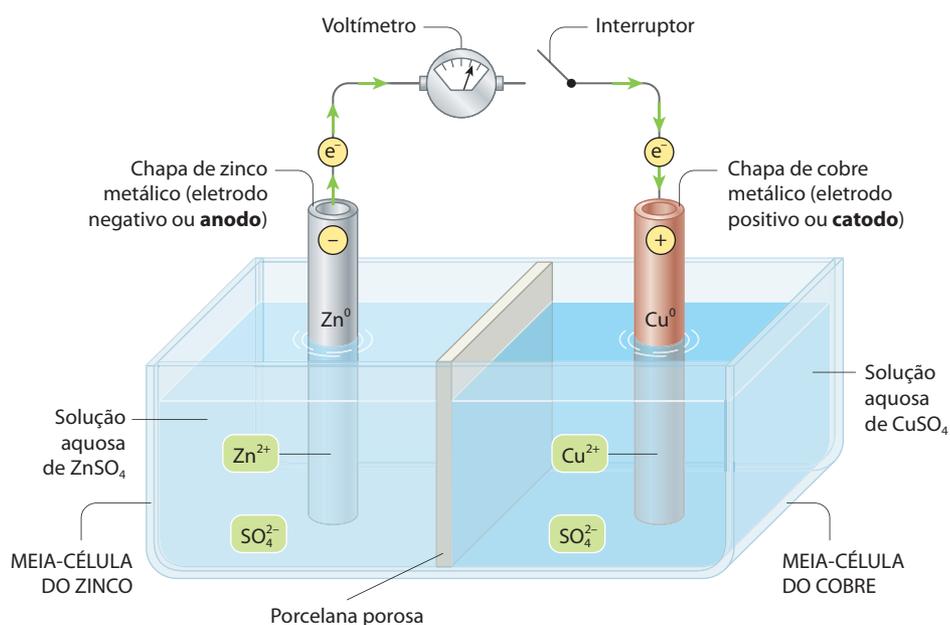
Retomemos as equações vistas no item anterior:



Se pudermos fazer com que o Zn^0 ceda elétrons ao Cu^{2+} **através de um fio externo**, teremos construído uma **pilha** – a chamada **pilha de Daniell**.

E como é feito isso?

A montagem esquemática da pilha de Daniell é a seguinte:



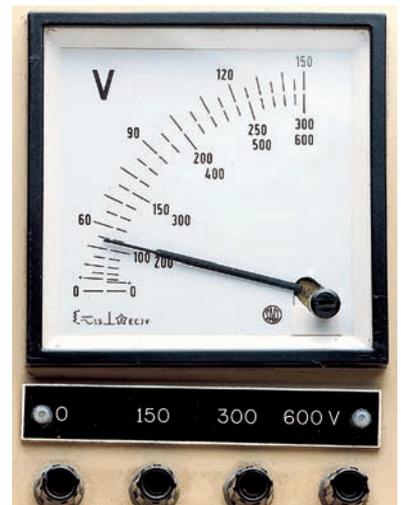
(Representação esquemática sem escala; cores-fantasia.)

Veja na figura anterior que existem dois compartimentos, chamados **meias-células**, separados por uma porcelana porosa. **Fechando-se o interruptor**, estará fechado um circuito elétrico, no qual teremos:

- no compartimento da esquerda (chamado meia-célula do zinco), a reação $\text{Zn}^0 \longrightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$ (chamada semirreação do zinco), **que fornece** os elétrons que irão transitar pelo fio externo em direção à chapa de cobre;
- no compartimento da direita (chamado meia-célula do cobre), a reação $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Cu}^0$ (chamada semirreação do cobre), **que captura** os elétrons que estão chegando pelo fio externo.

Desse modo, teremos um fluxo de elétrons escoando, pelo fio externo, da chapa de zinco (polo negativo ou **anodo**) para a chapa de cobre (polo positivo ou **catodo**). A voltagem dessa corrente elétrica é lida em um **voltímetro**, como o que aparece na foto ao lado.

Ainda na figura, da página anterior, notamos a presença de uma “parede” de **porcelana porosa**, cuja finalidade é impedir a mistura das duas soluções, permitindo, porém, a passagem de íons que estão sendo atraídos por forças elétricas. De fato, na solução à esquerda (meia-célula do zinco), começa a haver **excesso de íons positivos Zn^{2+}** , produzidos pela reação $\text{Zn}^0 \longrightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$; e, na solução à direita (meia-célula do cobre), começa a haver **excesso de íons negativos SO_4^{2-}** , provenientes da descarga dos íons Cu^{2+} ($\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Cu}^0$) do CuSO_4 . Em consequência, para estabelecer o indispensável equilíbrio elétrico, começa o trânsito de íons Zn^{2+} para a direita e de íons SO_4^{2-} para a esquerda **através da porcelana porosa**; esse movimento de íons representa a “**corrente elétrica**” dentro da solução.



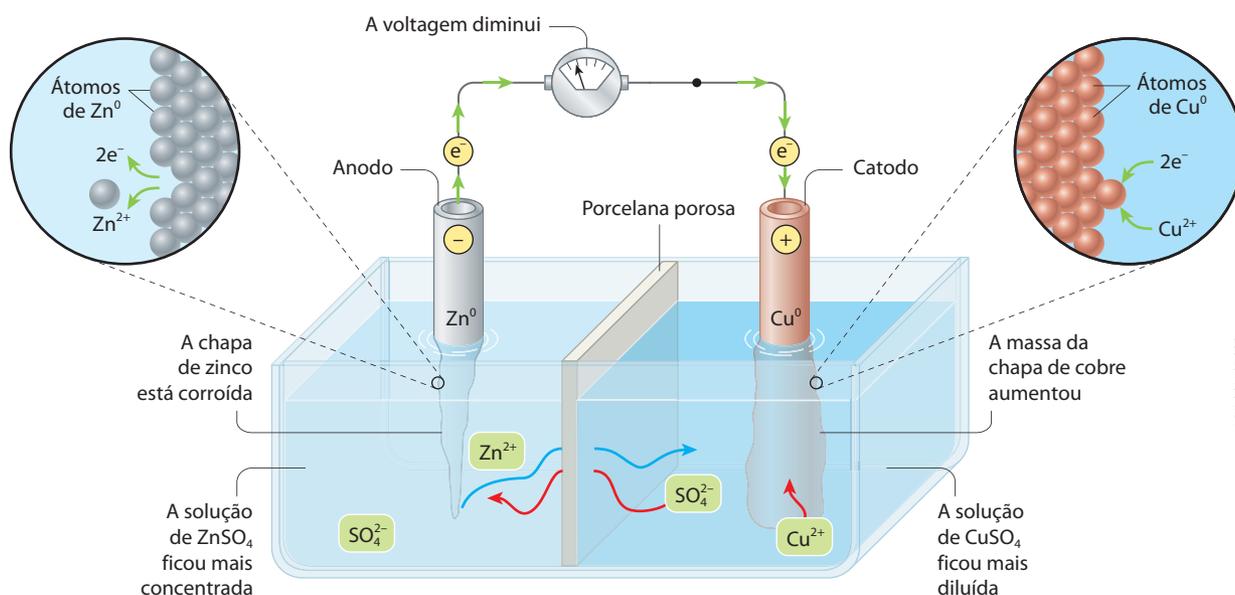
Voltímetro em funcionamento.

Com isso, **fecha-se o circuito elétrico e iônico** (energia e matéria), tendo-se:

- elétrons circulando através do fio externo e dos eletrodos;
- e íons circulando através das soluções.

Evidentemente, se a qualquer instante abrirmos o interruptor, todo o processo descrito parará imediatamente.

Após certo tempo de funcionamento da pilha, teremos:

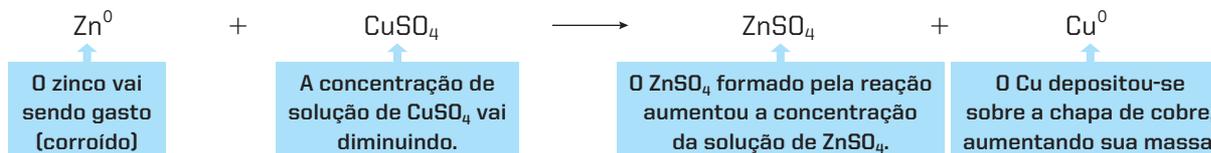


[Representação esquemática sem escala; cores-fantasia.]

Notamos que:

- a chapa de zinco foi corroída;
- a solução de CuSO_4 ficou mais diluída;
- a solução de ZnSO_4 ficou mais concentrada;
- a massa do eletrodo de cobre aumentou.

Ora, tudo isso é uma simples consequência da **reação global de funcionamento da pilha**:



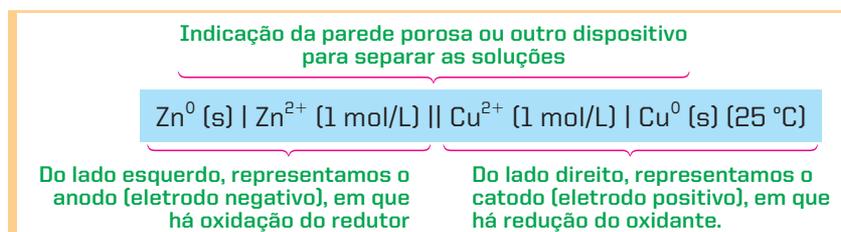
Em princípio, essa reação deveria processar-se (isto é, a pilha iria funcionar) até que se acabasse um dos reagentes – ou a chapa de zinco (Zn^0), ou o CuSO_4 da solução.

Com o passar do tempo, notamos, entretanto, que a **voltagem da pilha vai diminuindo**, o que indica que a **reação é reversível**:



Como toda reação reversível, ela atingirá um **equilíbrio**, que será, então, indicado pela **voltagem zero** da pilha.

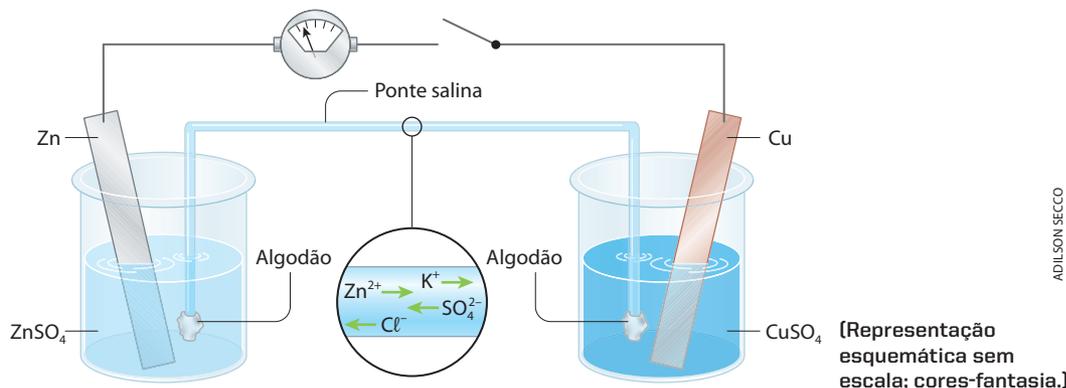
Convencionou-se representar a pilha de Daniell (e todas as demais pilhas), esquematicamente, da seguinte maneira:



Veja que devem ser indicados os metais que formam os eletrodos, as soluções com as respectivas concentrações e a temperatura de funcionamento da pilha.

4.3. Outra montagem da pilha de Daniell

A pilha de Daniell (assim como as demais pilhas) pode ser montada segundo outros esquemas. Uma das formas mais comuns é colocar, em um copo de vidro, uma chapa de zinco e uma solução de ZnSO_4 ; em outro, uma chapa de cobre e uma solução de CuSO_4 . As duas chapas são ligadas por um fio condutor externo e as duas soluções são ligadas por uma **ponte salina**. A ponte salina é um simples tubo de vidro recurvado, como vemos na figura, totalmente cheio com solução de um sal (KCl), tendo, nas duas extremidades, um pouco de algodão para impedir o escoamento da solução salina. A função da ponte salina é permitir a movimentação de íons de um copo para outro (nos dois sentidos).



O nascimento das pilhas elétricas

O físico italiano Alessandro Volta nasceu em 1745 e faleceu em 1827. Volta refutou as ideias de Luigi Aloisio Galvani, que admitia a existência de uma eletricidade animal. Para Volta, a perna da rã era simplesmente um condutor de eletricidade, que se contraía quando entrava em contato com dois metais diferentes. Estudou, então, a reatividade de vários metais, notando que uns eram mais reativos que outros; essa constatação foi, sem dúvida, o embrião da **fila de reatividade dos metais** que hoje conhecemos. Aprofundando suas pesquisas, Volta construiu, em 1800, a primeira pilha elétrica, empilhando discos de cobre e de zinco, alternadamente, separados por pedaços de tecido embebidos em solução de ácido sulfúrico (foi desse empilhamento que surgiu o nome **pilha**). Desse modo, o ser humano conseguiu, pela primeira vez, produzir eletricidade em fluxo contínuo. Esse experimento foi apresentado em Paris, em 1801, a Napoleão (foto ao lado), que distinguiu Volta com a medalha da Legião de Honra.

O sucesso da invenção de Volta foi muito grande: imediatamente, muitos cientistas passaram a construir pilhas cada vez maiores para seus experimentos; um exemplo foi a pilha de 2.000 pares de placas, construída pela Sociedade Real de Londres. Isso propiciou descobertas muito importantes nos campos da Física e da Química. Assim, por exemplo, o cientista inglês Humphry Davy (1778-1829) conseguiu, em 1807, isolar pela primeira vez o sódio e o potássio por meio de eletrólises; no ano seguinte, Davy isolou o bário, o estrôncio, o cálcio e o magnésio; **foram, então, isolados seis novos elementos químicos em apenas dois anos!** Em 1834, o físico e químico inglês, Michael Faraday (1791-1867) conseguiu determinar as leis quantitativas da eletrólise.

Do nome de Alessandro Volta derivam os termos: **volt**, medida de diferença de potencial; **voltímetro**, aparelho para a medida da diferença de potencial; **célula voltaica**, para as células eletrolíticas etc.

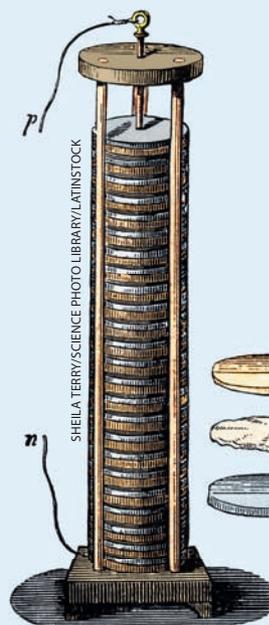
O químico inglês John Frederic Daniell nasceu em 1790 e faleceu em 1845. Daniell inventou o higrômetro de condensação e a pilha elétrica que já descrevemos e que leva seu nome. O ponto importante foi ele ter substituído, nas pilhas, as soluções ácidas, que produziam gases tóxicos, pelas soluções de sais. A pilha de Daniell foi a primeira fonte confiável de corrente contínua.

Em 1868, o engenheiro francês George Leclanché (1839-1882) criou a primeira “pilha seca” (como as usadas atualmente), que funciona com uma pasta úmida, tendo um bastão de carvão como polo positivo e um envoltório de zinco, que a reveste, como polo negativo.

Como salientamos várias vezes, a Ciência e a tecnologia são consequência do trabalho de muitos pesquisadores, que vão gradativamente descobrindo e aperfeiçoando modos de controlar os fenômenos até chegar a aplicações práticas de grande importância, como a enorme variedade de pilhas, baterias e acumuladores que usamos em nossos dias.



Alessandro Volta demonstrando seu experimento a Napoleão Bonaparte e a outros cientistas.



Pilha de Alessandro Volta. (Ilustração extraída da obra *Les Récréations Scientifiques*, de Gaston Tissandier, de 1850.)



John Frederic Daniell. (Ilustração extraída da obra *A Travers l'Électricité*, de Georges Dary, de 1901.)

SCIENCE SOURCE/PHOTO RESEARCHERS/LATINSTOCK

SHEILA TERRY/SCIENCE PHOTO LIBRARY/LATINSTOCK

SHEILA TERRY/SCIENCE PHOTO LIBRARY/LATINSTOCK

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Questões

Registre as respostas em seu caderno

Objetos de prata escurecem com o passar do tempo. Isso ocorre porque compostos de enxofre, existentes como impurezas no ar, atacam a prata, formando uma película preta de sulfeto de prata na superfície do objeto. Uma maneira de limpar a prata, fazendo-a voltar à cor primitiva, é envolver o objeto em papel-alumínio e colocar o conjunto em uma panela também de alumínio, tudo recoberto com uma solução diluída de bicarbonato de sódio. Após alguns dias, o objeto estará limpo.

- Qual é a equação que representa o processo de redução da prata, citado no texto?
- Qual é a função da solução diluída de bicarbonato de sódio?
- Pode-se imaginar o processo citado no texto como sendo a base de construção de uma pilha.
 - Qual espécie é o polo negativo?
 - Qual é a semirreação que ocorre no catodo?
 - Qual é a semirreação que ocorre no anodo?
 - Que equação global representa o processo?

Atividade prática

Registre as respostas em seu caderno

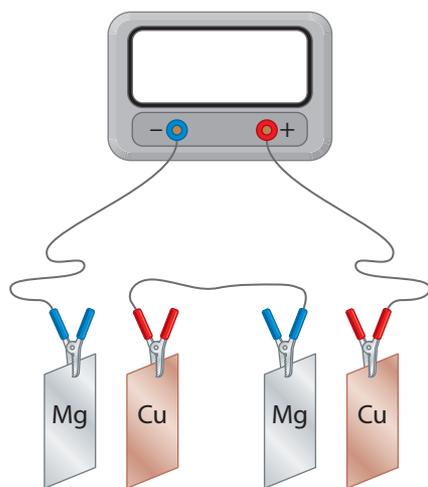
Pilha de limão

Material

- Duas placas pequenas de cobre com um pequeno furo.
- Duas placas pequenas de magnésio com um pequeno furo.
(Todas as placas deverão estar limpas e lixadas.)
- Um relógio digital que use apenas uma pilha comum.
- Fios finos de cobre.
- Um limão grande.

Procedimento

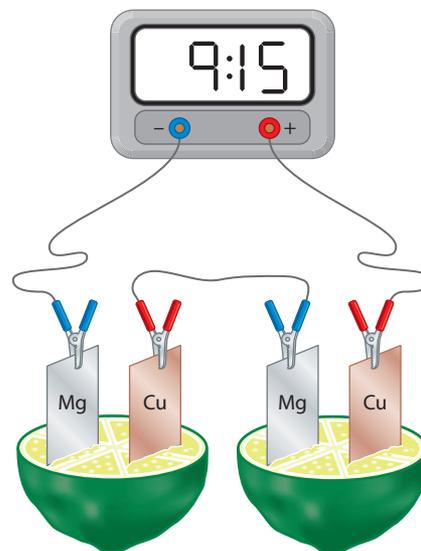
- Com o relógio (sem a pilha), as placas metálicas e os fios, monte o sistema mostrado abaixo.



ADILSON SECCO

Os fios extremos deverão estar bem presos nos terminais da pilha do relógio, da seguinte maneira: o fio que sai da placa de magnésio (Mg) no terminal destinado ao lado negativo da pilha; o fio que sai da placa de cobre (Cu) no terminal positivo.

- Aperte um pouco um limão inteiro, para liberar o sumo; corte-o ao meio e encaixe as placas metálicas, até a metade, nas duas partes obtidas do limão, de acordo com a figura:



ADILSON SECCO

ATENÇÃO

Nenhuma placa ou fio metálico deverá encostar em outro.

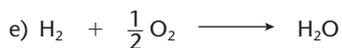
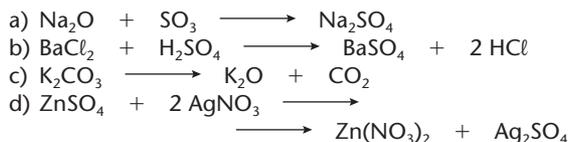
Perguntas

- Qual é o princípio de funcionamento de uma pilha elétrica?
- Qual é a reação global da pilha de limão? E quais são suas semirreações?
- Qual dos metais oxida-se? E qual se reduz?
- Qual é o fluxo de elétrons?
- Qual das duas placas irá se desgastar?

Exercícios básicos

Registre as respostas em seu caderno

33. (UFRGS-RS) Qual é a alternativa que apresenta uma reação química que pode ser utilizada para a produção de corrente elétrica?



34. (UFMG) Um fio de ferro e um fio de prata foram imersos em um mesmo recipiente contendo uma solução de sulfato de cobre II, de cor azul. Após algum tempo, observou-se que o fio de ferro ficou coberto por uma camada de cobre metálico, o de prata permaneceu inalterado e a solução adquiriu uma coloração amarelada.

Com relação a essas observações, é correto afirmar que:

- a) a oxidação do ferro metálico é mais fácil que a do cobre metálico.
 b) a solução ficou amarelada devido à presença de íons Cu^{2+} .
 c) a substituição do sulfato de cobre II pelo cloreto de cobre II não levaria às mesmas observações.
 d) o cobre metálico se depositou sobre o ferro por este ser menos reativo que a prata.

35. (Unicamp-SP) Suspeitou-se de que um certo lote de fertilizante estava contaminado por apreciável quantidade de sal de mercúrio II (Hg^{2+}). Foi feito, então, um teste simples: misturou-se um pouco do fertilizante com água e introduziu-se um fio de cobre polido, o qual ficou coberto por uma película de mercúrio metálico. Escreva a equação da reação química que ocorreu, indicando o agente oxidante.

Exercício resolvido

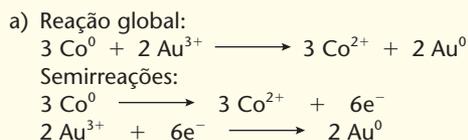
36. Sabendo que o cobalto pode ceder elétrons espontaneamente para os íons Au^{3+} e considerando a pilha:



responda às seguintes perguntas:

- a) Qual é a reação global do processo? Quais as semirreações?
 b) Quem se oxida? Quem se reduz?
 c) Qual é o eletrodo positivo ou catodo? Qual é o negativo ou anodo?
 d) Em que sentido fluem os elétrons pelo fio?
 e) Qual eletrodo será gasto? Qual terá sua massa aumentada?
 f) Qual das duas soluções irá diluir-se? Qual irá concentrar-se?
 g) Quais os íons em trânsito na solução? Em que sentido?

Resolução



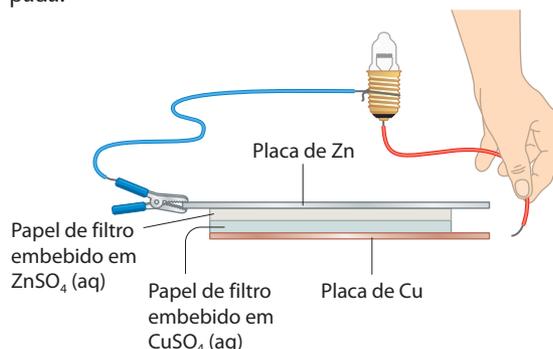
- b) O Co^0 oxida-se; o Au^{3+} reduz-se.
 c) O catodo é o Au^0 ; o anodo é o Co^0 .
 d) Os elétrons fluem, pelo fio externo, do Co para o Au.
 e) O Co^0 será gasto; a quantidade de Au^0 aumentará.
 f) A solução de Au^{3+} se diluirá; a solução de Co^{2+} se concentrará.
 g) Cátions Co^{2+} caminham em direção à meia-célula $\text{Au}^{3+} \mid \text{Au}^0$ e o ânion que acompanha o Au^{3+} caminha em sentido oposto.

37. (Vunesp) A equação seguinte indica as reações que ocorrem em uma pilha:



Podemos afirmar que:

- a) o zinco metálico é o catodo.
 b) o íon cobre sofre oxidação.
 c) o zinco metálico sofre aumento de massa.
 d) o cobre é o agente redutor.
 e) os elétrons passam dos átomos de zinco metálico aos íons de cobre.
38. (UFMG) Nesta figura, está representado um circuito elétrico formado por uma bateria conectada a uma lâmpada:



A bateria é construída com placas de zinco e de cobre, entre as quais são dispostas soluções aquosas de sulfato de zinco e de sulfato de cobre, embebidas em papel de filtro.

Considerando-se o funcionamento dessa bateria, é **incorreto** afirmar que:

- a) durante o funcionamento da bateria, energia química é convertida em energia elétrica.
 b) durante o funcionamento da bateria, íons são transformados em átomos neutros.
 c) se o circuito elétrico externo for fechado sobre a placa de zinco, a lâmpada não se acenderá.
 d) se o circuito elétrico externo for fechado sobre a placa de cobre, haverá passagem de íons Cu^{2+} pelo fio.
39. (FEI-SP) A vida de uma pilha, na qual as duas semirreações são $\text{Zn}^0/\text{Zn}^{2+}$ e $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^0$, pode ser aumentada, usando-se:
- a) um eletrodo maior de zinco.
 b) um eletrodo maior de cobre.
 c) uma solução de sulfato de cobre (II) concentrada.
 d) uma solução de sulfato de zinco diluída.
 e) uma ponte salina entre as soluções.

Exercícios complementares

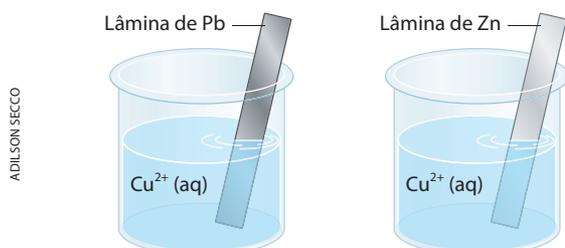
Registre as respostas em seu caderno

40. (UFRGS-RS) O ferro galvanizado se apresenta revestido por uma camada de zinco. Se um objeto desse material for riscado, o ferro ficará exposto às condições do meio ambiente e poderá formar o hidróxido ferroso. Nesse caso, o zinco, por ser mais reativo, regenera o ferro, conforme a reação representada abaixo.



Sobre essa reação, pode-se afirmar que:

- o ferro sofre oxidação, pois perderá elétrons.
 - o zinco sofre oxidação, pois perderá elétrons.
 - o ferro sofre redução, pois perderá elétrons.
 - o zinco sofre redução, pois ganhará elétrons.
 - o ferro sofre oxidação, pois ganhará elétrons.
41. (UFMG) Lâminas metálicas de chumbo, Pb, e zinco, Zn, foram introduzidas em soluções aquosas de $\text{Cu(NO}_3)_2$, conforme mostrado nestas duas figuras:

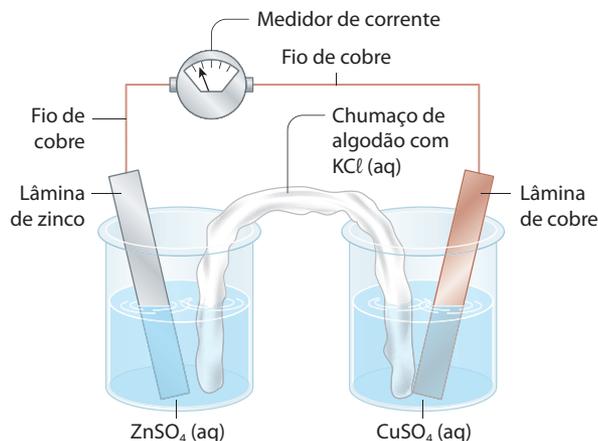


Observou-se que o cobre metálico se deposita sobre as placas nos dois recipientes.

Considerando-se esses experimentos, é **incorreto** afirmar que:

- o íon Cu^{2+} é oxidado pelo zinco metálico.
 - o chumbo metálico é oxidado pelo íon Cu^{2+} .
 - o íon Cu^{2+} atua como agente oxidante quando em contato com a lâmina de zinco.
 - o zinco metálico atua como agente redutor quando em contato com a solução de Cu^{2+} .
42. (UCS-RS) Um agricultor, querendo apressar a dissolução do sulfato de cobre dentro de um tanque de polietileno com água, utilizou, para agitá-la, uma enxada de ferro nova, limpa e sem pintura. Após algum tempo, retirou a enxada da solução e percebeu que ela mudara de cor, ficando avermelhada. A partir disso, conclui-se que houve uma reação química sobre a enxada. Esse processo tem sua explicação no fato de:
- o íon cobre da solução ter reduzido o ferro da enxada.
 - o ferro da enxada ser mais nobre do que o cobre.
 - o íon ferro ter agido como oxidante.
 - o íon cobre da solução ter oxidado o ferro da enxada.
 - o íon cobre ter agido como redutor.

43. (UFMG) Na figura, está representada a montagem de uma pilha eletroquímica, que contém duas lâminas metálicas — uma de zinco e uma de cobre — mergulhadas em soluções de seus respectivos sulfatos. A montagem inclui um longo chumaço de algodão, embebido em uma solução saturada de cloreto de potássio, mergulhado nos dois béqueres. As lâminas estão unidas por fios de cobre que se conectam a um medidor de corrente elétrica.

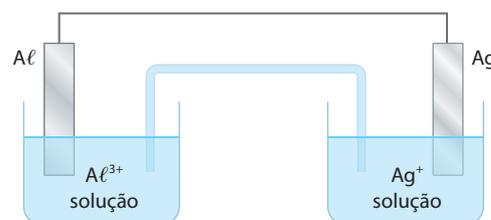


Quando a pilha está em funcionamento, o medidor indica a passagem de uma corrente e pode-se observar que:

- a lâmina de zinco metálico sofre desgaste;
- a cor da solução de sulfato de cobre (II) torna-se mais clara;
- um depósito de cobre metálico se forma sobre a lâmina de cobre.

Considerando-se essas informações, é **correto** afirmar que, quando a pilha está em funcionamento:

- nos fios, elétrons se movem da direita para a esquerda; no algodão, cátions K^+ se movem da direita para a esquerda e ânions Cl^- , da esquerda para a direita.
 - nos fios, elétrons se movem da direita para a esquerda; no algodão, elétrons se movem da esquerda para a direita.
 - nos fios, elétrons se movem da esquerda para a direita; no algodão, cátions K^+ se movem da esquerda para a direita e ânions Cl^- , da direita para a esquerda.
 - nos fios, elétrons se movem da esquerda para a direita; no algodão, elétrons se movem da direita para a esquerda.
44. (UFRI) As manchas escuras que se formam sobre objetos de prata são, geralmente, películas de sulfeto de prata (Ag_2S) formadas na reação da prata com compostos que contêm enxofre e que são encontrados em certos alimentos e no ar. Para limpar a prata, coloca-se o objeto escurecido para ferver em uma panela de alumínio com água e detergente. O detergente retira a gordura da mancha e do alumínio, facilitando a reação do alumínio da panela com o sulfeto de prata, regenerando a prata, com o seu brilho característico.
- Qual é a equação da reação de "limpeza da prata" referida no texto?
 - Com base no processo de "limpeza da prata" descrito, podemos construir uma pilha de alumínio e prata, de acordo com o esquema a seguir:



Qual é a semirreação que ocorre no catodo?

5 >>> A força eletromotriz (fem) das pilhas

Na Física, estuda-se que, quando a água cai espontaneamente, em uma cachoeira, por exemplo, a água caiu de um nível de maior energia (potencial) para outro de menor energia. Quanto maior for a **quantidade (volume) de água** e maior a **altura da queda**, maior será a energia liberada pela água (que pode ser transformada, por exemplo, em energia elétrica, em uma usina hidroelétrica).

Podemos comparar o que ocorre nas pilhas com as ideias explicadas acima para uma queda-d'água. De fato, dependendo dos materiais (metais e eletrólitos) que formam a pilha, ela irá “despejar” uma **quantidade maior ou menor** de elétrons, com **mais ou menos energia**, através do circuito externo.

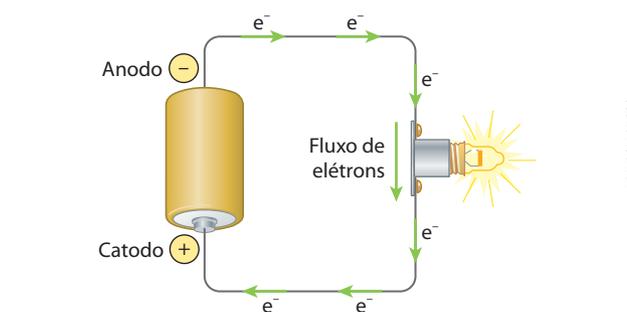
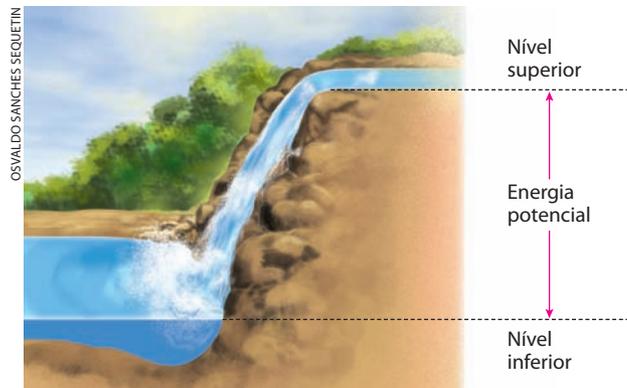
Nessa comparação:

A **quantidade de água** que cai na cachoeira corresponde à **quantidade de eletricidade** (isto é, a quantidade de elétrons) que passa por um ponto do fio, em uma unidade de tempo (por exemplo, 1 segundo). Ela é denominada **intensidade da corrente elétrica** e medida em **ampères**, com o auxílio de um aparelho chamado **amperímetro**, mostrado ao lado.

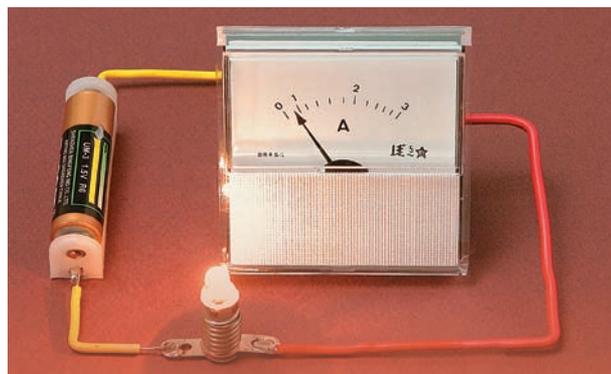
A **altura da queda-d'água** corresponde, na eletricidade, ao que se chama de **diferença de potencial (ddp)** – ou, mais especificamente, de **força eletromotriz (fem)** da pilha –, que representa a “pressão” que move os elétrons através do condutor externo e que é medida em **volts**, com o uso de **voltímetros**. Lembre-se de que a “**fem é a ddp** medida entre os polos da pilha quando não há passagem de corrente elétrica pelo circuito”.

O conhecimento da fem é importante no uso diário das pilhas. No estudo que se segue, é bom não esquecer que a reação química que ocorre em uma pilha é uma reação de oxirredução como outra qualquer. Desse modo, ficará mais fácil entender por que a fem de uma pilha depende:

- da natureza dos metais formadores da pilha;
- das concentrações das soluções empregadas;
- da temperatura em que a pilha estiver funcionando.



(Representações esquemáticas sem escala; cores-fantasia.)



Amperímetro em funcionamento em circuito montado.



Voltímetro em funcionamento em circuito montado.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

5.1. A natureza dos metais formadores da pilha

Esse é, sem dúvida, o fator mais importante.

Em linguagem simples, podemos dizer que o anodo (polo negativo) “empurra” elétrons para o circuito externo, enquanto o catodo (polo positivo) “puxa” elétrons do circuito externo. Assim, quanto maior for a tendência do anodo em “soltar” elétrons e quanto maior for a tendência do catodo em “capturar” elétrons, tanto maior será a diferença de potencial exibida pela pilha.

Por esse motivo, a fem da pilha Zn/Cu é maior que a fem da pilha Cu/Ag, por exemplo.

5.2. As concentrações das soluções empregadas

Voltemos, apenas como exemplo, à equação da pilha de Daniell:



Admitindo um comportamento ideal das soluções, é fácil perceber que, em decorrência do Princípio de Le Chatelier, um aumento da concentração do CuSO_4 deslocará o equilíbrio para a direita, favorecendo a reação normal da pilha e aumentando, em consequência, a fem apresentada. Pelo contrário, um aumento da concentração do ZnSO_4 deslocará o equilíbrio para a esquerda, contrariando o funcionamento da pilha e diminuindo, portanto, sua fem.

Por esse motivo, foi escolhida **arbitrariamente** a concentração **1 mol/L** para ser a **concentração normal** ou **padrão** de qualquer meia-célula.

5.3. A temperatura da pilha

Já sabemos que a temperatura influi no andamento de todas as reações químicas; portanto, ela irá influir também na reação da pilha, podendo aumentar ou diminuir sua fem. Sendo assim, foi escolhida **arbitrariamente** a temperatura de $25\text{ }^\circ\text{C}$ como a **temperatura normal** ou **padrão** de qualquer meia-célula.

6 >>> Eletrodo-padrão de hidrogênio

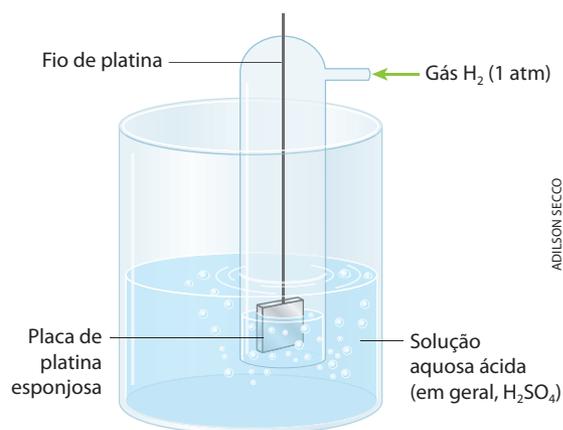
Lembre-se de que é impossível medir os valores absolutos de altitudes, potenciais elétricos, energias potenciais etc.; isso nos obriga a fazer medidas em relação a um **padrão arbitrário**, como é, por exemplo, o nível do mar, considerado como **altitude zero**.

Analogamente, é impossível medir o **potencial absoluto** de um eletrodo metálico. Sendo assim, tornou-se necessário adotar um **padrão** (definido arbitrariamente) e atribuir a esse padrão um determinado valor (também de modo arbitrário). No caso das medidas eletroquímicas, o padrão escolhido foi o denominado **eletrodo-padrão** (ou **eletrodo normal**) **de hidrogênio**. E por que de hidrogênio? Porque o H^+ é o cátion mais comum em soluções aquosas, já que ele se forma pela dissociação da água:



Na prática, usa-se uma placa de platina esponjosa, que tem a propriedade de reter o gás hidrogênio; desse modo, forma-se uma película de H_2 sobre a platina; por isso, podemos dizer que o eletrodo é realmente de hidrogênio, funcionando a platina apenas como suporte inerte.

Representamos ao lado, esquematicamente, um **eletrodo de hidrogênio**.



(Representação esquemática sem escala; cores-fantasia.)

A reação desse eletrodo é:

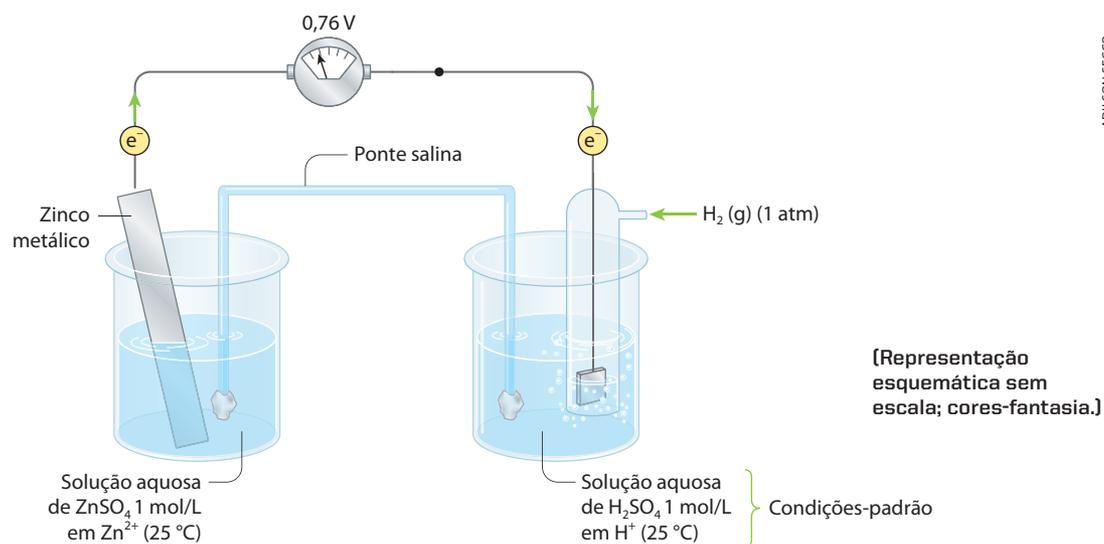


Vamos considerar esse eletrodo em condições-padrão, isto é:

- concentração de H^+ (aq) = 1 mol/L;
- temperatura = 25 °C;
- pressão do H_2 = 1 atm.

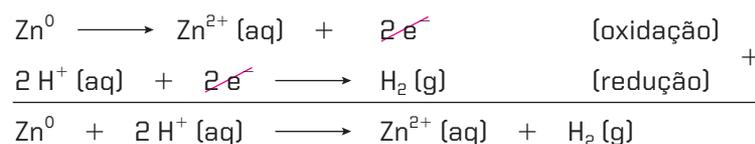
Nessas condições, convencionou-se, arbitrariamente, que o potencial desse eletrodo (E^0) é o padrão e é igual a **zero**.

Estabelecidas essas condições, **todos os metais serão confrontados com esse eletrodo-padrão**. Considerando, por exemplo, o zinco, temos:



O valor medido no voltímetro (0,76 V) é denominado **potencial normal** ou **potencial-padrão** ou **potencial de meia-célula** ou **potencial de oxirredução** do zinco e é indicado por E^0 .

Nesse caso, as reações são:



Conseqüentemente, o zinco funciona como polo negativo (ânodo), e o hidrogênio, como polo positivo (catodo). Trocando-se o metal, a situação poderá inverter-se; isso significa, em outras palavras, que, dependendo do metal, o hidrogênio pode **ceder** ou **receber** elétrons, funcionando ora como polo negativo, ora como polo positivo.

7 >>> Tabela dos potenciais-padrão de eletrodo

Confrontando todos os metais com o eletrodo-padrão de hidrogênio, estaremos medindo seus E^0 e poderemos, então, organizar uma tabela com seus potenciais-padrão de eletrodo.

Na verdade, essa medida não se aplica apenas aos metais. É utilizada também com relação aos não metais e, de modo mais geral, a todos os oxidantes e redutores. Teremos, então, a tabela dos **potenciais-padrão de eletrodo** (ou potenciais-padrão de oxirredução), para soluções aquosas 1 mol/L, a 25 °C e 1 atm, de qualquer oxidante ou redutor:

ADILSON SECCO

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Potencial de oxidação em volts (V)	POTENCIAIS-PADRÃO DE ELETRODO				Potencial de redução (E^0) em volts (V)
+3,04	$e^- + Li^+$	\rightleftharpoons	Li	-3,04	
+2,92	$e^- + K^+$	\rightleftharpoons	K	-2,92	
+2,90	$2 e^- + Ba^{2+}$	\rightleftharpoons	Ba	-2,90	
+2,87	$2 e^- + Ca^{2+}$	\rightleftharpoons	Ca	-2,87	
+2,71	$e^- + Na^+$	\rightleftharpoons	Na	-2,71	
+2,36	$2 e^- + Mg^{2+}$	\rightleftharpoons	Mg	-2,36	
+1,66	$3 e^- + Al^{3+}$	\rightleftharpoons	Al	-1,66	
+1,18	$2 e^- + Mn^{2+}$	\rightleftharpoons	Mn	-1,18	
+0,76	$2 e^- + Zn^{2+}$	\rightleftharpoons	Zn	-0,76	
+0,74	$3 e^- + Cr^{3+}$	\rightleftharpoons	Cr	-0,74	
+0,48	$2 e^- + S$	\rightleftharpoons	S^{2-}	-0,48	
+0,44	$2 e^- + Fe^{2+}$	\rightleftharpoons	Fe	-0,44	
+0,41	$e^- + Cr^{3+}$	\rightleftharpoons	Cr^{2+}	-0,41	
+0,28	$2 e^- + Co^{2+}$	\rightleftharpoons	Co	-0,28	
+0,25	$2 e^- + Ni^{2+}$	\rightleftharpoons	Ni	-0,25	
+0,14	$2 e^- + Sn^{2+}$	\rightleftharpoons	Sn	-0,14	
+0,13	$2 e^- + Pb^{2+}$	\rightleftharpoons	Pb	-0,13	
0,00	$2 e^- + 2 H^+$	\rightleftharpoons	H_2	0,00	
-0,14	$2 e^- + 2 H^+ + S$	\rightleftharpoons	H_2S	+0,14	
-0,15	$2 e^- + Sn^{4+}$	\rightleftharpoons	Sn^{2+}	+0,15	
-0,34	$2 e^- + Cu^{2+}$	\rightleftharpoons	Cu	+0,34	
-0,40	$2 e^- + H_2O^+ + \frac{1}{2} O_2$	\rightleftharpoons	$2 OH^-$	+0,40	
-0,52	$e^- + Cu^+$	\rightleftharpoons	Cu	+0,52	
-0,54	$2 e^- + I_2$	\rightleftharpoons	$2 I^-$	+0,54	
-0,68	$2 e^- + 2 H^+ + O_2$	\rightleftharpoons	H_2O_2	+0,68	
-0,77	$e^- + Fe^{3+}$	\rightleftharpoons	Fe^{2+}	+0,77	
-0,80	$e^- + Ag^+$	\rightleftharpoons	Ag	+0,80	
-0,80	$2 e^- + 4 H^+ + 2 NO_3^-$	\rightleftharpoons	$2 H_2O + 2 NO_2$	+0,80	
-0,85	$2 e^- + Hg^{2+}$	\rightleftharpoons	Hg	+0,85	
-0,96	$3 e^- + 4 H^+ + NO_3^-$	\rightleftharpoons	$2 H_2O + NO$	+0,96	
-1,07	$2 e^- + Br_2$	\rightleftharpoons	$2 Br^-$	+1,07	
-1,33	$6 e^- + 14 H^+ + CrO_7^{2-}$	\rightleftharpoons	$2 Cr^{3+} + 7 H_2O$	+1,33	
-1,36	$2 e^- + Cl_2$	\rightleftharpoons	$2 Cl^-$	+1,36	
-1,50	$3 e^- + Au^{3+}$	\rightleftharpoons	Au	+1,50	
-1,51	$5 e^- + 8 H^+ + MnO_4^-$	\rightleftharpoons	$Mn^{2+} + 4 H_2O$	+1,51	
-1,78	$2 e^- + 2 H^+ + H_2O_2$	\rightleftharpoons	$2 H_2O$	+1,78	
-2,87	$2 e^- + F_2$	\rightleftharpoons	$2 F^-$	+2,87	

Tabela elaborada a partir de dados obtidos em BUTHELEZI, T. et al. *Chemistry: Matter and Change*. New York, McGraw-Hill, 2008.

Essa tabela está elaborada de acordo com os critérios atuais da Iupac, que recomenda **escrever a equação no sentido da redução** e considera que E^0 é o **potencial de redução** (é esse valor que iremos sempre usar em nossos problemas):



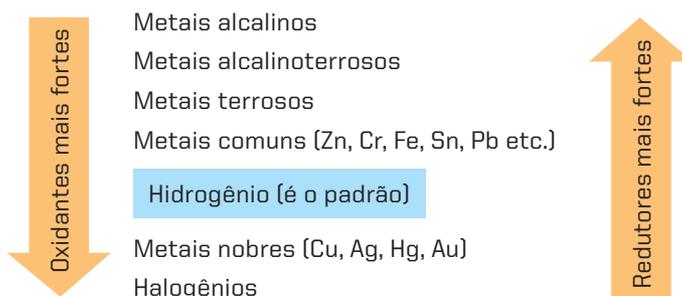
Esse critério é interessante, pois indica que, em uma pilha, o lítio seria o **eletrodo negativo** e teria uma **ddp de $-3,04 \text{ V}$ em relação ao eletrodo de hidrogênio**.

Evidentemente, invertendo as equações, teremos os correspondentes fenômenos de oxidação, com a inversão dos valores de E^0 :



OBSERVAÇÕES

- 1ª As flechas horizontais grandes, na tabela, indicam o sentido normalmente espontâneo das semirreações; a primeira semirreação, $e^- + Li^+ \rightleftharpoons Li$, é extremamente espontânea para a esquerda; a última, $2e^- + F_2 \rightleftharpoons 2F^-$, é extremamente espontânea para a direita. Em outras palavras, o Li é o redutor mais forte e o F_2 , o oxidante mais forte da tabela.
- 2ª É bom assinalar que, multiplicando-se as equações por um número qualquer, **os valores de E^0 não se alteram**.
- 3ª Ninguém é obrigado a decorar a sequência das reações nessa tabela e muito menos os valores de E^0 ; entretanto, é útil perceber a seguinte sequência geral dos elementos químicos (embora apareçam algumas inversões):



8 >>> Cálculo da força eletromotriz (fem) das pilhas

O cálculo da **fem** de uma pilha é uma consequência imediata da tabela dos potenciais-padrão de eletrodo. Procuraremos explicar esse assunto por meio de alguns exemplos.

1º exemplo – cálculo da fem da pilha de Daniell em condições-padrão

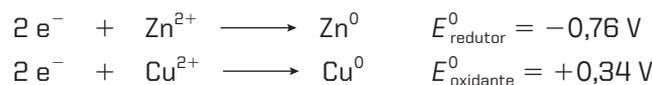
A pilha de Daniell funciona com base na reação



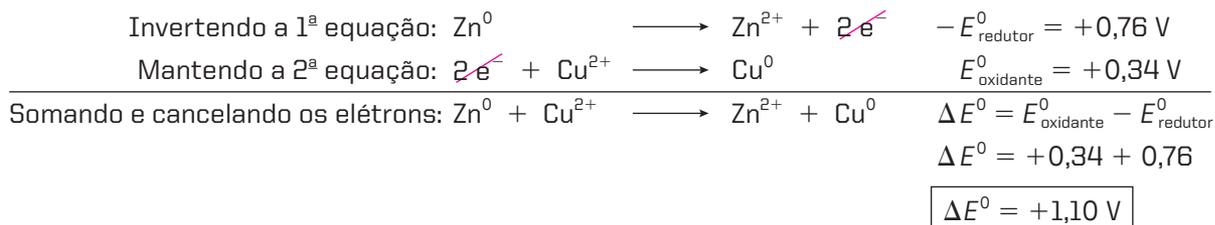
que corresponde às seguintes semirreações:

- oxidação do Zn^0 (que é o redutor): $Zn^0 \longrightarrow Zn^{2+} + 2e^-$
- redução do Cu^{2+} (que é o oxidante): $Cu^{2+} + 2e^- \longrightarrow Cu^0$

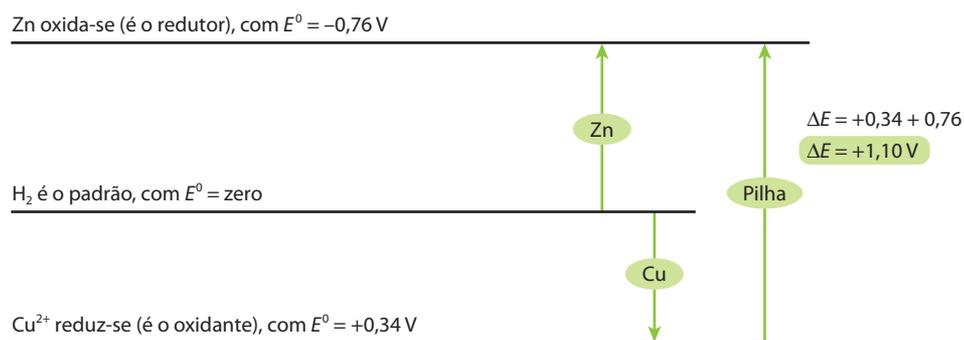
Na tabela dos potenciais-padrão de eletrodo (página 327), encontramos:



Temos, portanto:



Graficamente, teríamos (acompanhando as posições na tabela dos potenciais):



ADILSON SECCO

Concluimos desse modo que, na tabela dos potenciais-padrão de eletrodo, **todo elemento ou toda substância que está mais acima funciona como reductor em relação a um elemento ou a uma substância que está mais abaixo (que funciona, então, como oxidante)**. Isso implica dizer que a reação de cima funciona no sentido de oxidação (reação invertida), enquanto a reação de baixo funciona no sentido de redução (reação direta).

Nessas circunstâncias, podemos afirmar também que:

A fem (ΔE°) de uma pilha, em condições-padrão (isto é, com soluções 1 mol/L e a 25 °C), é a diferença entre o E° do oxidante (catodo) e o E° do reductor (anodo).

Matematicamente:

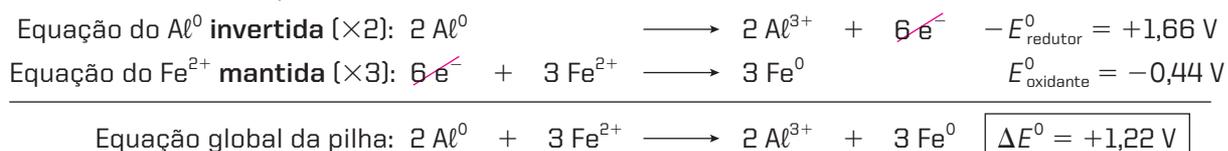
$$\Delta E^{\circ} = E^{\circ}_{\text{oxidante}} - E^{\circ}_{\text{reductor}}$$

Por fim, observamos que $\Delta E^{\circ} > 0$ indica que o funcionamento da pilha é espontâneo no sentido considerado.

2º exemplo – cálculo da fem da pilha $\text{Al}^0 | \text{Al}^{3+} || \text{Fe}^{2+} | \text{Fe}^0$ em condições-padrão

Essa pilha corresponde à reação: $2 \text{Al}^0 + 3 \text{Fe}^{2+} \longrightarrow 2 \text{Al}^{3+} + 3 \text{Fe}^0$

Na tabela dos potenciais-padrão, encontramos a semirreação do Al^0 (reductor) acima da semirreação do Fe^{2+} (oxidante). Temos, portanto:

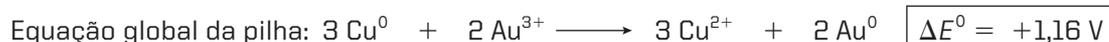
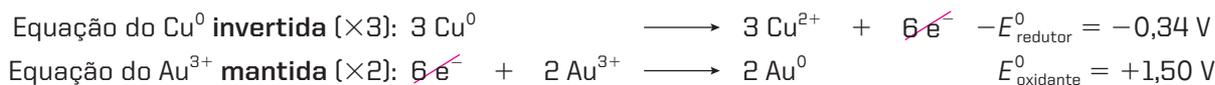


Note que fomos obrigados a multiplicar a primeira equação por 2 e a segunda por 3 para haver o cancelamento do número total de elétrons – que é a **condição fundamental do balanceamento** de qualquer equação de oxirredução. Os valores de E^0 , no entanto, são mantidos, e o cálculo do ΔE^0 será sempre o mesmo ($\Delta E^0 = E^0_{\text{oxidante}} - E^0_{\text{reduzidor}}$), quaisquer que sejam os coeficientes das equações de semirreação utilizadas.

3º exemplo – cálculo da fem da pilha $\text{Cu}^0 | \text{Cu}^{2+} || \text{Au}^{3+} | \text{Au}^0$ em condições-padrão

Essa pilha corresponde à reação: $3 \text{Cu}^0 + 2 \text{Au}^{3+} \longrightarrow 3 \text{Cu}^{2+} + 2 \text{Au}^0$

Da tabela dos potenciais-padrão, tiramos:



Questões

Registre as respostas em seu caderno

a) Explique como foi construída a tabela de potenciais-padrão de eletrodo.

As latas de conserva são fabricadas com folhas de aço (liga de ferro) revestidas com estanho (é a chamada **folha de flandres**). Ao comprarmos alimentos enlatados, devemos verificar se a lata está amassada, pois, nesse caso, a proteção de estanho que reveste a lata pode ter sido removida, possibilitando, então, a corrosão da lata e, conseqüentemente, a contaminação dos alimentos em seu interior por íons Fe^{2+} ou Fe^{3+} .

b) Entre o ferro e o estanho, qual possui maior facilidade em se oxidar? (Consulte a tabela dos potenciais-padrão de eletrodo.)

c) Justifique o uso da proteção de estanho na folha de flandres.

Exercícios básicos

Registre as respostas em seu caderno

(Para resolver os exercícios seguintes, consulte, sempre que necessário, a tabela dos potenciais-padrão de eletrodo, apresentada na página 327.)

Atenção: neste livro, estamos usando a convenção da Iupac, segundo a qual E^0 representa o **potencial-padrão de redução**. Considerando $\Delta E^0 = E^0_{\text{oxidante}} - E^0_{\text{reduzidor}}$, temos:

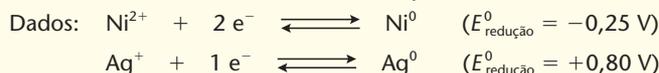
$$\Delta E^0 > 0 \Rightarrow \text{Reação espontânea}$$

$$\Delta E^0 < 0 \Rightarrow \text{Reação não espontânea}$$

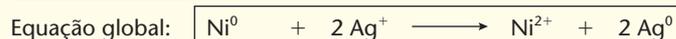
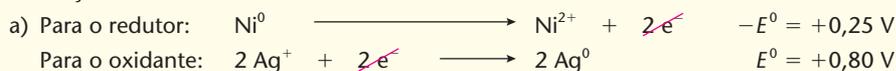
Exercício resolvido

45. (IME-RJ) Em uma pilha $\text{Ni}^0 | \text{Ni}^{2+} || \text{Ag}^+ | \text{Ag}^0$, os metais estão mergulhados em soluções aquosas 1,0 M de seus respectivos sulfatos, a 25 °C. Determine:

- a equação global da pilha;
- o sentido do fluxo de elétrons;
- o valor da força eletromotriz (fem) da pilha.



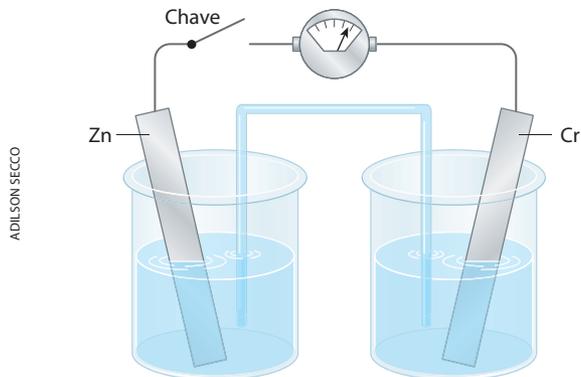
Resolução



b) Os elétrons saem do Ni^0 (anodo ou polo negativo) e vão para o $\text{Ag}^+ | \text{Ag}^0$ (catodo ou polo positivo).

$$\text{c) } \Delta E^0 = +0,25 \text{ V} + 0,80 \Rightarrow \Delta E^0 = +1,05 \text{ V}$$

46. (UFTM-MG) Uma célula eletroquímica construída com eletrodos de zinco e de crômio em soluções de seus respectivos íons é apresentada na figura.



Dados os potenciais-padrão de redução:



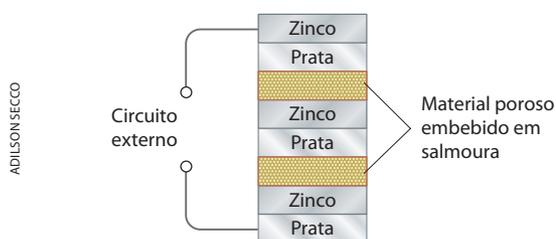
Sobre essa célula eletroquímica, foram feitas as seguintes afirmações:

- I. A leitura no voltímetro indica o valor de 0,80 V.
- II. O eletrodo de zinco é o polo positivo da bateria.
- III. Os elétrons fluem do eletrodo de zinco para o eletrodo de crômio.
- IV. O compartimento catódico da pilha contém o eletrodo de zinco.
- V. O processo realizado é espontâneo.

São corretas somente as afirmações:

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

47. (Vunesp) Em maio de 1800, Alessandro Volta anunciou a invenção da pilha elétrica, a primeira fonte contínua de eletricidade. O seu uso influenciou fortemente o desenvolvimento da Química nas décadas seguintes. A pilha de Volta era composta de discos de zinco e de prata sobrepostos e intercalados com material poroso embebido em solução salina, como mostrado a seguir.



Com o funcionamento da pilha, observa-se que os discos sofrem corrosão.

A respeito da pilha de Volta, são feitas as seguintes afirmações:

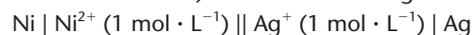
- I. Nos discos de zinco, ocorre a semirreação:

$$\text{Zn}(\text{s}) \longrightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^{-}$$
- II. Os discos de prata são fontes de elétrons para o circuito externo.
- III. O aumento do diâmetro dos discos empregados na montagem não influencia na tensão fornecida pela pilha.

Das três afirmações apresentadas:

- a) apenas I é verdadeira.
- b) apenas II é verdadeira.
- c) apenas I e II são verdadeiras.
- d) apenas I e III são verdadeiras.
- e) apenas II e III são verdadeiras.

48. (F. Ciências Médicas-RS) Considere a célula galvânica:



cujas semirreações e respectivos potenciais-padrão de redução são;



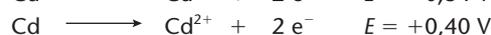
Sobre essa célula, são feitas as seguintes afirmações:

- I. O eletrodo de prata é o polo positivo da célula.
- II. A força eletromotriz da célula é igual a 0,55 V.
- III. Quando a célula produzir corrente, níquel será oxidado no anodo.

Quais estão corretas?

- a) Apenas I.
- b) Apenas I e II.
- c) Apenas I e III.
- d) Apenas II e III.
- e) I, II e III.

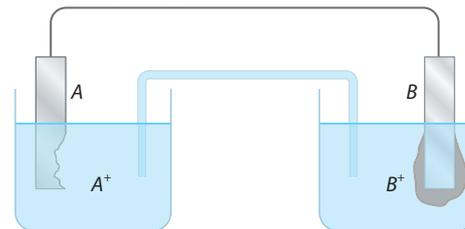
49. (PUC-RJ) O trabalho produzido por uma pilha é proporcional à diferença de potencial (ddp) nela desenvolvida quando se une uma meia-pilha onde a reação eletrolítica de redução ocorre espontaneamente (catodo) com outra meia-pilha onde a reação eletrolítica de oxidação ocorre espontaneamente (ânodo).



Com base nas semirreações eletrolíticas acima, colocadas no sentido da oxidação, e seus respectivos potenciais, qual é a opção que indica os metais que produzirão maior valor de ddp quando combinados para formar uma pilha?

- a) Cobre como catodo e prata como anodo.
- b) Prata como catodo e zinco como anodo.
- c) Zinco como catodo e cádmio como anodo.
- d) Cádmio como catodo e cobre como anodo.
- e) Ferro como catodo e zinco como anodo.

50. (Unicap-PE) Analisando a pilha a seguir, poderemos fazer as afirmações que seguem.



Identifique as alternativas corretas.

- a) A oxidação ocorre em B.
- b) A tem maior potencial de oxidação do que B.
- c) Os elétrons fluem do polo positivo para o polo negativo.
- d) A é o anodo da pilha.
- e) A solução que contém o cátion A⁺, à medida que o tempo passa, vai se tornando mais concentrada.

51. (UFRGS-RS) A força eletromotriz de uma célula eletroquímica depende:
- da natureza dos eletrodos.
 - do tamanho dos eletrodos.
 - da distância entre os eletrodos.
 - da forma dos eletrodos.
 - do volume de solução eletrolítica.

52. (Unesp) Nas obturações dentárias, os dentistas não podem colocar em seus pacientes obturações de ouro e de amálgama muito próximas, porque os metais que

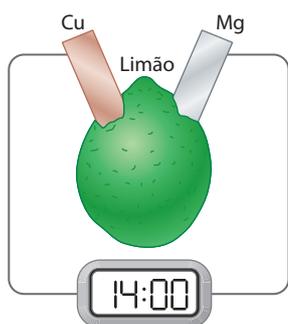
constituem a amálgama (uma liga de prata, zinco, estanho, cobre e mercúrio) são todos mais eletropositivos que o ouro e acabariam transferindo elétrons para esse metal através da saliva, podendo levar à necrose da polpa dentária. Das semirreações dos metais que constituem a amálgama, a que apresenta o metal mais reativo é:

- $\text{Ag (s)} \longrightarrow \text{Ag}^+ (\text{aq}) + 1 \text{e}^- \quad E^0 = -0,80 \text{ V}$
- $\text{Sn (s)} \longrightarrow \text{Sn}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{e}^- \quad E^0 = +0,14 \text{ V}$
- $\text{Hg (s)} \longrightarrow \text{Hg}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{e}^- \quad E^0 = -0,85 \text{ V}$
- $\text{Zn (s)} \longrightarrow \text{Zn}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{e}^- \quad E^0 = +0,76 \text{ V}$
- $\text{Cu (s)} \longrightarrow \text{Cu}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{e}^- \quad E^0 = -0,34 \text{ V}$

Exercícios complementares

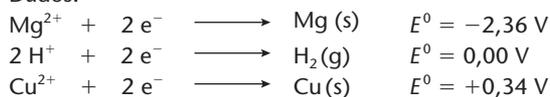
Registre as respostas em seu caderno

53. (Unesp) Pode-se montar um circuito elétrico com um limão, uma fita de magnésio, um pedaço de fio de cobre e um relógio digital, como mostrado na figura.



O suco ácido do limão faz o contato entre a fita de magnésio e o fio de cobre, e a corrente elétrica produzida é capaz de acionar o relógio.

Dados:



Com respeito a esse circuito, pode-se afirmar que:

- se o fio de cobre for substituído por um eletrodo condutor de grafite, o relógio não funcionará.
- no eletrodo de magnésio, ocorre a semirreação $\text{Mg (s)} \longrightarrow \text{Mg}^{2+} + 2 \text{e}^-$.
- no eletrodo de cobre, ocorre a semirreação $\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{Cu (s)}$.
- o fluxo de elétrons pelo circuito é proveniente do eletrodo de cobre.
- a reação global que ocorre na pilha é $\text{Cu}^{2+} + \text{Mg (s)} \longrightarrow \text{Cu (s)} + \text{Mg}^{2+}$.

54. (PUC-MG) Considere os seguintes potenciais-padrão de redução:



A respeito desses sistemas, foram feitas as seguintes afirmações:

- Quando se mergulha uma lâmina de ferro metálico em uma solução contendo íons de Cu^{2+} , ocorre deposição de cobre metálico sobre o ferro.
- Quando se mergulha um fio de cobre metálico em uma solução contendo íons Ag^+ , ocorre deposição de prata metálica sobre o fio de cobre.
- Se for montada uma pilha com os pares Fe/Fe^{2+} e Cu^{2+}/Cu nas condições-padrão, o eletrodo de ferro metálico funcionará como o anodo da pilha.

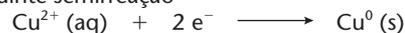
A afirmação está correta em:

- I apenas.
 - II apenas.
 - III apenas.
 - I e III apenas.
 - I, II e III.
55. (Uece) A respeito do eletrodo-padrão de hidrogênio, é correto dizer que:

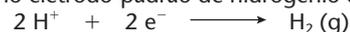
- são as seguintes as condições de padronização estabelecidas por convenção para esse eletrodo:

Temperatura	Concentração H^+	Pressão
0 °C	0,1 mol/L	1 atm H_2

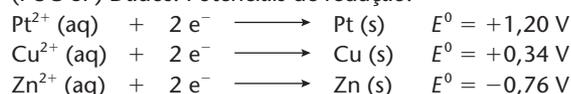
- em uma pilha que tenha um dos polos constituído por um eletrodo-padrão de hidrogênio e o outro formado por uma lâmina de zinco metálico na qual ocorra a semirreação: $\text{Zn}^0 (\text{s}) \longrightarrow \text{Zn}^{+2} (\text{aq}) + 2 \text{e}^-$, o zinco funcionará como polo negativo.
- o potencial do eletrodo-padrão, E^0 , é o ponto inicial de uma escala de valores absolutos.
- a seguinte semirreação



implica que a semirreação complementar que deve ocorrer no eletrodo-padrão de hidrogênio deva ser:

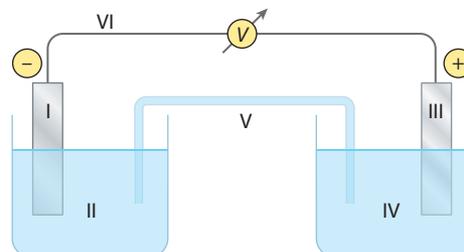


56. (PUC-SP) Dados: Potenciais de redução:



Uma pilha é um dispositivo que se baseia em uma reação de oxidorredução espontânea cujas semirreações de redução e oxidação ocorrem em celas independentes. Para o funcionamento adequado da montagem, é necessário que seja permitido fluxo de elétrons entre os eletrodos e fluxo de íons entre as soluções envolvidas, mantendo-se o circuito elétrico fechado. Além disso, é fundamental evitar o contato direto das espécies redutora e oxidante.

Considere o esquema abaixo.



Considere que as soluções aquosas empregadas são todas de concentração 1,0 mol/L nas espécies indicadas.

Haverá passagem de corrente elétrica na aparelhagem com ddp medida pelo voltímetro de 1,10 V somente se cada componente do esquema corresponder a:

	I	II	III	IV	V	VI
a)	Zn (s)	Zn ²⁺ (aq)	Cu (s)	Cu ²⁺ (aq)	KNO ₃ (aq)	Fio de cobre
b)	Zn (s)	Cu ²⁺ (aq)	Cu (s)	Zn ²⁺ (aq)	KNO ₃ (aq)	Fio de prata
c)	Cu (s)	Cu ²⁺ (aq)	Zn (s)	Zn ²⁺ (aq)	C ₂ H ₅ OH (aq)	Fio de cobre
d)	Cu (s)	Zn ²⁺ (aq)	Zn (s)	Cu ²⁺ (aq)	C ₂ H ₅ OH (aq)	Fio de prata
e)	Pt (s)	Zn ²⁺ (aq)	Pt (s)	Cu ²⁺ (aq)	KNO ₃ (aq)	Fio de cobre

57. (PUC-MG) A fem da pilha galvânica constituída por um eletrodo de cádmio e um eletrodo de ferro é +0,04 V. A reação global dessa pilha é



Considerando-se que o potencial de redução do par redox Fe²⁺/Fe é -0,44 V, é **correto** afirmar que o potencial de redução do par redox Cd²⁺/Cd é:

- a) -0,48 V.
- b) -0,40 V.
- c) +0,40 V.
- d) +0,48 V.

9 Previsão da espontaneidade das reações de oxirredução

Essa previsão segue o mesmo raciocínio feito, no item anterior, para o cálculo da força eletromotriz (fem) das pilhas.

Se o ΔE^0 calculado for **positivo**, a reação **será espontânea**; caso contrário, se o ΔE^0 for **negativo**, a reação **não será espontânea**.

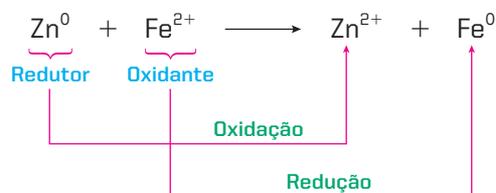
Como vimos na tabela da página 327, os elementos ou as substâncias do **início da tabela** (mais acima) são os **redutores mais fortes**, enquanto os do **final da tabela** são os **oxidantes mais fortes**.

Essas ideias podem ainda ser resumidas dizendo-se que:

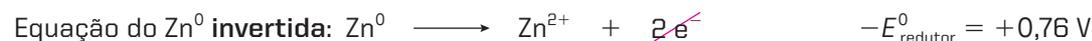
Todo elemento ou toda substância que está **mais acima** na tabela age como **redutor** dos que estão **mais abaixo**.

1º exemplo – reações de deslocamento entre metais

É possível a reação $\text{Zn} + \text{FeCl}_2 \longrightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{Fe}$, em que o Zn desloca o Fe do FeCl₂?
Veja que, do ponto de vista da oxirredução, essa reação corresponde a:



Raciocinando como nos cálculos da fem das pilhas, concluiremos que:



Uma vez que $\Delta E^0 > 0$, concluímos que a reação é possível (espontânea).

Portanto, de modo geral, podemos dizer que todo metal que está acima na tabela dos potenciais-padrão desloca o cátion de um metal que está mais abaixo. Por exemplo:

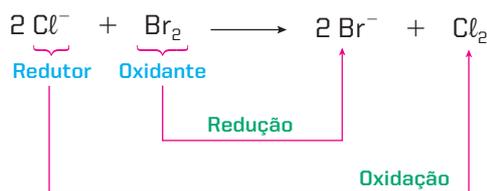


Nesse último exemplo, se calcularmos o valor de ΔE^0 , chegaremos a um **resultado negativo**.

2º exemplo – reações de deslocamento entre não metais

É possível a reação $2 \text{NaCl} + \text{Br}_2 \longrightarrow 2 \text{NaBr} + \text{Cl}_2$, em que o Br_2 desloca o cloro do NaCl ?

Veja que, do ponto de vista da oxirredução, essa reação corresponde a:



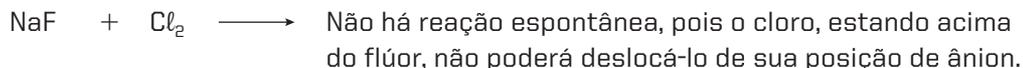
Da tabela dos potenciais-padrão de eletrodo, temos:



Uma vez que $\Delta E^0 < 0$, concluímos que a reação não é possível (não é espontânea).

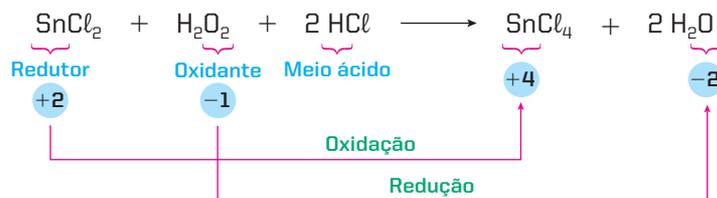
A reação inversa ($\text{Cl}_2 + 2 \text{Br}^- \longrightarrow 2 \text{Cl}^- + \text{Br}_2$), no entanto, será espontânea, pois terá ΔE^0 **positivo** ($\Delta E^0 = +0,29 \text{ V}$).

Dissemos, no primeiro exemplo, que um **metal** (que é redutor) pode deslocar (reduzir) o cátion de um metal que está localizado **mais abaixo** na tabela. Com os não metais (que são oxidantes), ocorre o contrário – um **não metal** posicionado mais abaixo na tabela é que vai deslocar (oxidar) outro não metal localizado **mais acima** na tabela. Por exemplo:

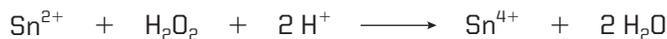


3º exemplo – reações de oxirredução quaisquer

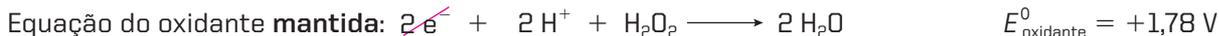
Vamos examinar a espontaneidade da seguinte reação, que ocorre em meio ácido:



Do ponto de vista da oxirredução, essa equação pode ser abreviada para:

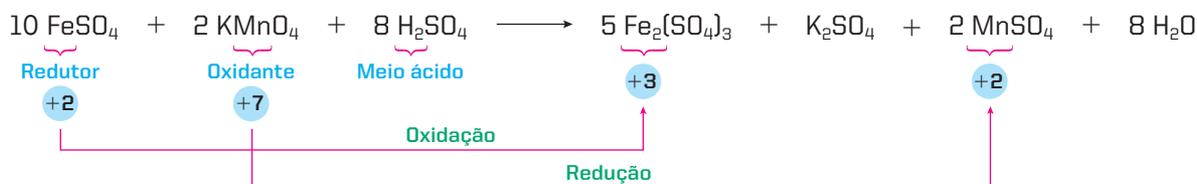


Da tabela dos potenciais-padrão, temos:



O valor positivo de ΔE^0 indica que a reação é espontânea.

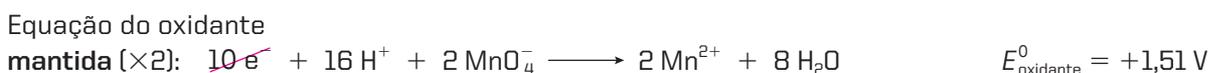
Examinemos, agora, a equação:



Essa equação pode ser abreviada para:



Da tabela dos potenciais-padrão, temos:



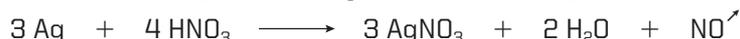
Novamente, o valor positivo de ΔE^0 indica que a reação é viável.

4º exemplo – reações de metais com ácidos

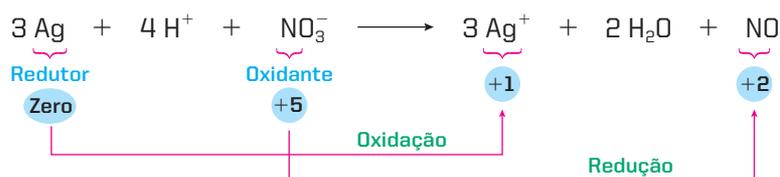
Aproveitando o que foi dito no primeiro exemplo, podemos reafirmar que **todo metal acima do hidrogênio na tabela consegue deslocá-lo de um ácido**. Por exemplo:



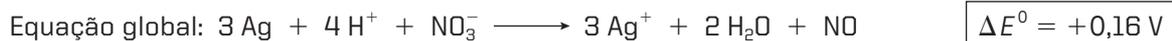
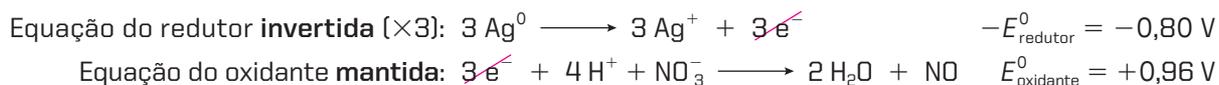
Isso não significa, contudo, que um metal abaixo do hidrogênio não possa reagir com um ácido fortemente oxidante, **segundo uma reação de oxirredução diferente da reação de deslocamento de hidrogênio**. Por exemplo, a prata reage com HNO_3 concentrado, segundo:



Nessa oxirredução, notamos que não há liberação do gás H_2 , mas sim do gás NO . Essa reação pode ser abreviada para:



Da tabela dos potenciais-padrão, temos:



O valor positivo de ΔE^0 indica que a reação é espontânea.

Questões Registre as respostas em seu caderno

- a) Qual a importância em prever se uma reação de oxirredução pode ocorrer espontaneamente ou não?
 b) Consulte a tabela dos potenciais-padrão de eletrodo apresentada na página 327 e tente explicar por que os metais do grupo 1 da Tabela Periódica não são encontrados, na natureza, na forma não oxidada.

Exercícios básicos Registre as respostas em seu caderno

58. (Mackenzie-SP)
 K, Ba, Ca, Na, Mg, Al, Zn, Fe, H, Cu, Hg, Ag, Au
 ← Maior eletropositividade

Analisando a fila de eletropositividade em ordem decrescente, verifica-se que a única reação que não ocorre é:

- a) $\text{Hg} + \text{Al}(\text{NO}_3)_3 \longrightarrow$
 b) $\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow$
 c) $\text{Cu} + \text{AgNO}_3 \longrightarrow$
 d) $\text{Mg} + \text{FeSO}_4 \longrightarrow$
 e) $\text{Zn} + \text{HCl} \longrightarrow$

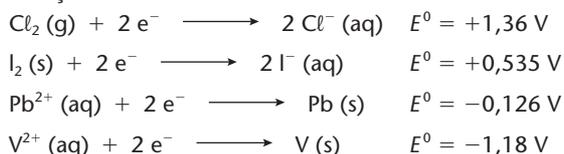
59. (UFRRJ) Baseado nos potenciais abaixo:

Semirreações	Potenciais de redução (volts)
$\text{Al}^{+++} + 3 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Al}$	-1,66
$\text{Zn}^{++} + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Zn}$	-0,76
$\text{Sn}^{++} + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Sn}$	-0,14

é correto dizer que:

- a) o zinco é o melhor agente oxidante.
 b) o alumínio é o melhor agente redutor.
 c) o zinco é o pior agente redutor.
 d) o estanho é o melhor agente redutor.
 e) o estanho é o pior agente oxidante.

60. (Ulbra-RS) Considerando os seguintes potenciais de redução:



analise as seguintes afirmações:

- I. O $\text{Pb}(\text{s})$ reduz o $\text{V}^{2+}(\text{aq})$ a $\text{V}(\text{s})$.
 II. O I_2 oxida o $\text{Cl}^-(\text{aq})$ a $\text{Cl}_2(\text{g})$.
 III. O Cl_2 e o I_2 podem ser reduzidos pelo $\text{Pb}(\text{s})$.

Está(ão) correta(s) a(s) afirmativa(s):

- a) I e II. c) somente II. e) II e III.
 b) I, II e III. d) somente III.

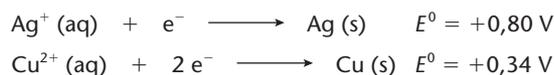
61. (UFPR) Analise a tabela a seguir e identifique a alternativa que contém uma reação redox espontânea nas condições-padrão (298 K).

Tabela de potenciais-padrão (E^0) a 298 K

Semirreação de redução	E^0
$\text{Ag}^+ + \text{e}^- \longrightarrow \text{Ag}$	+0,80 V
$\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{Cu}$	+0,34 V
$2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{H}_2$	0,00 V
$\text{Pb}^{2+} + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{Pb}$	-0,13 V
$\text{Ni}^{2+} + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{Ni}$	-0,23 V
$\text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{Zn}$	-0,76 V

- a) $2 \text{Ag}^+ + \text{Cu} \longrightarrow 2 \text{Ag} + \text{Cu}^{2+}$
 b) $\text{Cu} + 2 \text{H}^+ \longrightarrow \text{Cu}^{2+} + \text{H}_2$
 c) $\text{Pb}^{2+} + 2 \text{Ag} \longrightarrow \text{Pb} + 2 \text{Ag}^+$
 d) $\text{Ni}^{2+} + \text{Cu} \longrightarrow \text{Ni} + \text{Cu}^{2+}$
 e) $\text{Zn}^{2+} + \text{Ni} \longrightarrow \text{Zn} + \text{Ni}^{2+}$

62. (UFRGS-RS) Considere os seguintes dados eletroquímicos:



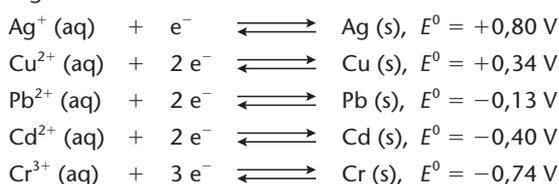
Um estudante realizou experimentos mergulhando placas metálicas em tubos de ensaio contendo diferentes soluções aquosas, como indicado no quadro abaixo.

Metal	Solução	
	AgNO_3	$\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$
Ag	tubo 1	tubo 2
Cu	tubo 3	tubo 4

Com base no exposto, é **correto** afirmar que ocorre deposição de metal sobre a placa metálica apenas:

- a) no tubo 2.
- b) no tubo 3.
- c) nos tubos 1 e 2.
- d) nos tubos 1 e 3.
- e) nos tubos 2 e 4.

63. (UFU-MG) A tendência de um elemento sofrer oxidação ou redução pode ser avaliada pelo seu potencial-padrão de redução, E^0 . Esse parâmetro pode explicar como os elementos aparecem na natureza. Por exemplo, a grande maioria dos elementos metálicos é encontrada na forma oxidada (como Mn^{2+}) em minérios de óxidos, sulfetos, carbonatos, sulfatos, silicatos etc., enquanto alguns poucos elementos metálicos se encontram também na forma nativa (como metal não oxidado). Considere os seguintes valores de E^0 :



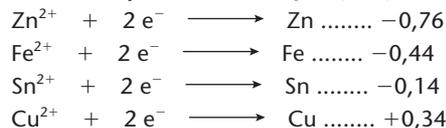
Quais são os metais que apresentam maior tendência de ser encontrados na natureza somente na forma oxidada?

- a) Ag, Cu e Pb.
- b) Ag e Cu.
- c) Cu e Pb.
- d) Pb, Cd e Cr.

64. (Fuvest-SP) Quer-se guardar, a 25 °C, uma solução aquosa 1 mol/L de $SnCl_2$. Dispõe-se de recipientes de:

- I. ferro;
- II. ferro galvanizado (ferro revestido de Zn);
- III. lata comum (ferro revestido de Sn);
- IV. cobre.

Potenciais-padrão de redução (volt)



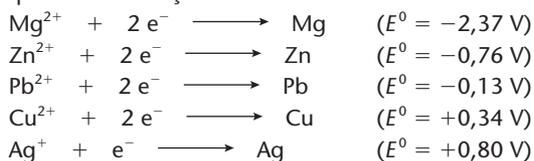
Examinando-se a tabela dos potenciais-padrão de redução apresentada, em qual(is) recipiente(s) essa solução de $SnCl_2$ pode ser guardada sem reagir com o material do recipiente?

- a) IV.
- b) I e II.
- c) III e IV.
- d) I, II e III.
- e) I, II e IV.

Exercícios complementares

Registre as respostas em seu caderno

65. Considere os metais com seus respectivos potenciais-padrão de redução:



A alternativa que expressa corretamente a transferência de elétrons dos metais acima é:

- a) O melhor agente redutor é o Ag.
- b) O Pb cede elétrons mais facilmente que o Zn.
- c) A reação $Mg^{2+} + Zn \longrightarrow Mg + Zn^{2+}$ não é espontânea.
- d) O íon Mg^{2+} recebe elétrons mais facilmente do que o íon Cu^{2+} .
- e) Pode-se estocar, por longo prazo, uma solução de sulfato de cobre II em um recipiente à base de zinco.

66. (UFSC) Dados os potenciais de redução E^0 (em volts, em solução aquosa 1 M, a 25 °C e 1 atm) das semirreações:

Semirreação	E^0_{red}
$2e^- + Ca^{2+} \rightleftharpoons Ca^0$	-2,87 V
$2e^- + Ni^{2+} \rightleftharpoons Ni^0$	-0,23 V
$2e^- + Zn^{2+} \rightleftharpoons Zn^0$	-0,76 V

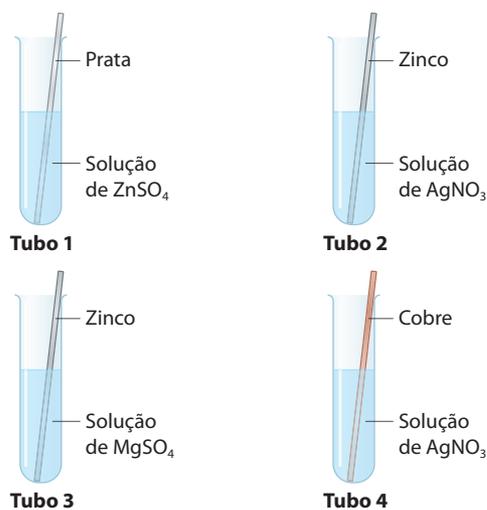
identifique a(s) proposição(ões) **correta(s)**.

- 01) O Ca^{2+} recebe mais facilmente elétrons.
- 02) O Ni^0 perde mais facilmente elétrons.
- 04) O Zn^{2+} perde mais facilmente elétrons.
- 08) O Ni^{2+} recebe mais facilmente elétrons.
- 16) O Ca^0 perde mais facilmente elétrons.

32) O Zn^{2+} é o melhor agente redutor.

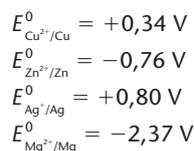
64) O Ni^{2+} é o melhor agente oxidante.

67. (Fatec-SP) A ilustração refere-se a um experimento em que lâminas metálicas são imersas em soluções de solutos iônicos.



ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

Analisando-se os valores dos E^0 de redução:



pode-se concluir que não serão observados sinais de transformação química em qual(is) tubo(s)?

- a) No tubo 1.
- b) Nos tubos 2 e 3.
- c) No tubo 2.
- d) Nos tubos 1 e 3.
- e) No tubo 4.

68. (UFPI) O metal cádmio (Cd), poluente ambiental por ser tóxico, é encontrado em águas residuárias na forma de sulfato de cádmio — CdSO_4 (aq). Sua remoção é feita através do processo de cementação, que consiste em reagir com metais mais ativos. Para a cementação do Cd, analise a tabela de potenciais de redução na condição-padrão e escolha a alternativa correta:

Semirreação	Potencial (V)
$\text{Fe}^{+2} + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{Fe}$	-0,44
$\text{Cd}^{+2} + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{Cd}$	-0,40
$\text{Ni}^{+2} + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{Ni}$	-0,24

- a) O Ni remove o Cd da solução de CdSO_4 .
 b) O Fe remove o Cd da solução de CdSO_4 .
 c) O processo de cementação é não espontâneo.
 d) A ordem crescente de força redutora é Fe, Cd e Ni.
 e) A pilha Fe — Cd tem maior potencial do que a pilha Cd — Ni.
69. (Fuvest-SP) O cientista e escritor Oliver Sacks, em seu livro *Tio Tungstênio*, nos conta a seguinte passagem de sua infância: "Ler sobre (Humphry) Davy e seus experimentos estimulou-me a fazer diversos outros experimentos eletroquímicos... Devolvi o brilho às colheres de prata de minha mãe colocando-as em um prato de alumínio com uma solução morna de bicarbonato de sódio [NaHCO_3]".

Pode-se compreender o experimento descrito, sabendo-se que:

- objetos de prata, quando expostos ao ar, enegrecem devido à formação de Ag_2O e Ag_2S (compostos iônicos).
- as espécies químicas Na^+ , Al^{3+} e Ag^+ têm, nessa ordem, tendência crescente para receber elétrons.

Assim sendo, a reação de oxirredução, responsável pela devolução do brilho às colheres, pode ser representada por:

- a) $3 \text{Ag}^+ + \text{Al}^0 \longrightarrow 3 \text{Ag}^0 + \text{Al}^{3+}$
 b) $\text{Al}^{3+} + 3 \text{Ag}^0 \longrightarrow \text{Al}^0 + 3 \text{Ag}^+$
 c) $\text{Ag}^0 + \text{Na}^+ \longrightarrow \text{Ag}^+ + \text{Na}^0$
 d) $\text{Al}^0 + 3 \text{Na}^+ \longrightarrow \text{Al}^{3+} + 3 \text{Na}^0$
 e) $3 \text{Na}^0 + \text{Al}^{3+} \longrightarrow 3 \text{Na}^+ + \text{Al}^0$
70. (PUC-RS) As equações a seguir representam reações de oxirredução que podem ocorrer espontaneamente.
- $3 \text{Li} (\text{s}) + \text{CrCl}_3 (\text{aq}) \longrightarrow 3 \text{LiCl} (\text{aq}) + \text{Cr} (\text{s})$
 $2 \text{Li} (\text{s}) + \text{CaCl}_2 (\text{aq}) \longrightarrow 2 \text{LiCl} (\text{aq}) + \text{Ca} (\text{s})$
 $3 \text{Ca} (\text{s}) + 2 \text{CrCl}_3 (\text{aq}) \longrightarrow 3 \text{CaCl}_2 (\text{aq}) + 2 \text{Cr} (\text{s})$
 $2 \text{Cr} (\text{s}) + 3 \text{Sn}(\text{NO}_3)_2 (\text{aq}) \longrightarrow 2 \text{Cr}(\text{NO}_3)_3 (\text{aq}) + 3 \text{Sn} (\text{s})$
 $\text{Sn} (\text{s}) + \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 (\text{aq}) \longrightarrow \text{Sn}(\text{NO}_3)_2 (\text{aq}) + \text{Cu} (\text{s})$
- Analisando as equações acima, podemos prever que a **ordem crescente de potencial de redução** dos metais apresentados é:
- a) $\text{Li} < \text{Ca} < \text{Cr} < \text{Sn} < \text{Cu}$.
 b) $\text{Li} < \text{Cr} < \text{Ca} < \text{Sn} < \text{Cu}$.
 c) $\text{Cu} < \text{Sn} < \text{Cr} < \text{Ca} < \text{Li}$.
 d) $\text{Sn} < \text{Cr} < \text{Ca} < \text{Li} < \text{Cu}$.
 e) $\text{Cu} < \text{Cr} < \text{Sn} < \text{Ca} < \text{Li}$.

71. (Fuvest-SP) Recentemente, foi lançado no mercado um tira-manchas cujo componente ativo é $2 \text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 3 \text{H}_2\text{O}_2$. Este, ao se dissolver em água, libera peróxido de hidrogênio, que atua sobre as manchas.

- a) Na dissolução desse tira-manchas, em água, forma-se uma solução neutra, ácida ou básica? Justifique sua resposta por meio de equações químicas balanceadas.
 b) A solução aquosa desse tira-manchas (incolor) decora rapidamente uma solução aquosa de iodo (marrom). Com base nos potenciais-padrão de redução indicados, escreva a equação química que representa essa transformação.
 c) No experimento descrito no item b, o peróxido de hidrogênio atua como oxidante ou como redutor? Justifique.

Dados:

Semirreação de redução	$E_{\text{redução}}^0/\text{volt}$
$\text{H}_2\text{O}_2 (\text{aq}) + 2 \text{H}^+ (\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons 2 \text{H}_2\text{O} (\ell)$	1,77
$\text{I}_2 (\text{s}) + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons 2 \text{I}^- (\text{aq})$	0,54
$\text{O}_2 (\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O} (\ell) + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}_2 (\text{aq}) + 2 \text{OH}^- (\text{aq})$	-0,15

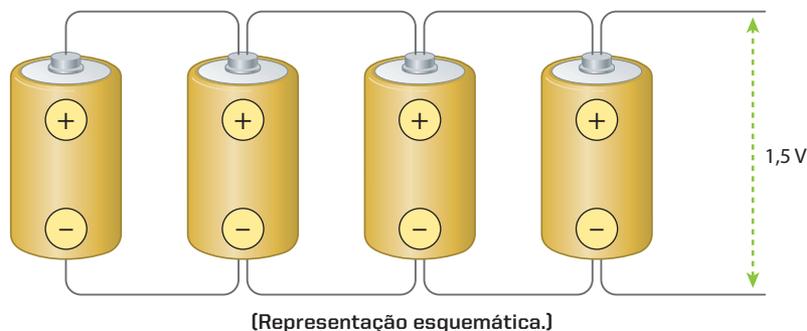
10 >>> As pilhas e as baterias em nosso cotidiano

10.1. Introdução

Em todo este capítulo, falamos muito da pilha de Daniell e citamos outras pilhas, formadas por dois metais mergulhados nas soluções dos respectivos sais. Em princípio, entretanto, qualquer reação de oxirredução serve para construir uma pilha eletroquímica. Até o final do século XIX, haviam sido inventados cerca de cem tipos de pilhas diferentes. A tendência foi a de se construírem pilhas de utilização cada vez mais prática, sem a presença de soluções líquidas, que poderiam vaziar, e sem pontes salinas ou membranas porosas, que complicavam a construção da pilha.

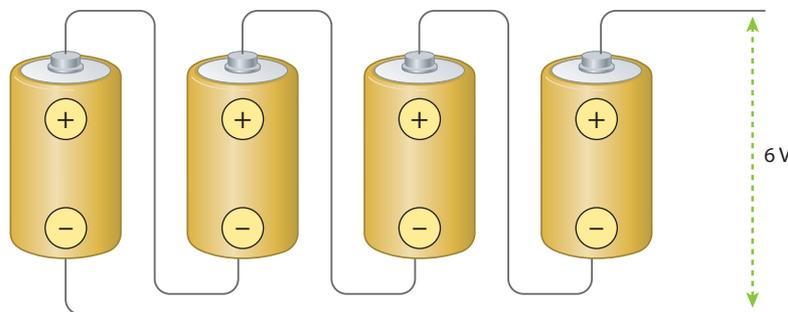
Outra tendência histórica foi a de reunir várias pilhas, formando agrupamentos denominados **baterias**, sempre que havia exigência de maior potencial ou corrente. Assim, por exemplo:

- agrupando-se **quatro** pilhas de 1,5 volt **em paralelo**, pode-se obter um conjunto que continua fornecendo um potencial de 1,5 volt, mas que passa a fornecer uma **corrente elétrica quatro vezes maior** que a gerada por uma única pilha;



[Representação esquemática.]

- agrupando-se **quatro** pilhas de 1,5 volt **em série**, pode-se obter um conjunto que fornece a mesma corrente elétrica gerada por uma única pilha, mas que passa a fornecer um **potencial quatro vezes maior** que o fornecido por uma pilha ($4 \cdot 1,5 \text{ volt} = 6 \text{ volts}$).



[Representação esquemática.]

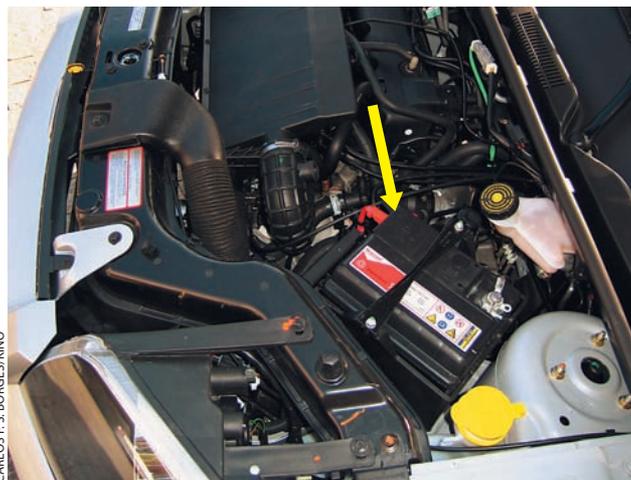
Apesar de a energia gerada pelas pilhas e baterias ser centenas de vezes mais cara que a energia gerada, por exemplo, pelas usinas hidroelétricas, a grande vantagem reside no fato de pilhas e baterias serem **portáteis**, podendo, então, ser usadas em aparelhos sem fio, como telefones celulares, calculadoras e computadores portáteis, câmeras de vídeo, brinquedos, aparelhos de barbear, telefones sem fio etc.

Na prática, as pilhas mais comuns são as que descrevemos a seguir, lembrando, desde já, que existem dois tipos de pilhas ou baterias:

- as **primárias**, que já vêm carregadas e não podem ser recarregadas, devendo, pois, ser descartadas adequadamente quando se esgotam;
- as **secundárias**, que precisam ser carregadas antes de serem usadas pela primeira vez e que são recarregáveis, sendo, portanto, reutilizáveis.

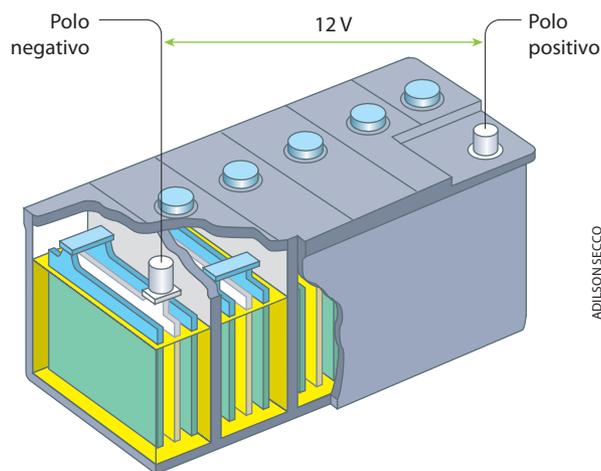
10.2. Acumulador (ou bateria) de chumbo

O acumulador foi inventado pelo francês Gaston Planté (1834-1889) em 1859. É uma associação (daí o nome **bateria**) de pilhas (ou elementos) ligadas em série.



CARLOS F. S. BORGES/MINO

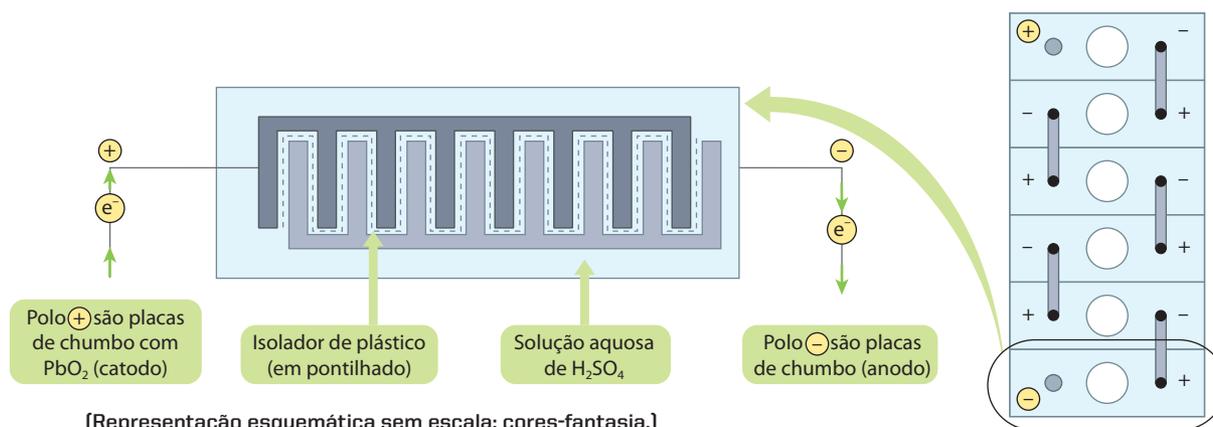
Bateria de automóvel, indicada pela seta.



ADILSON SECCO

[Representação esquemática sem escala; cores-fantasia.]

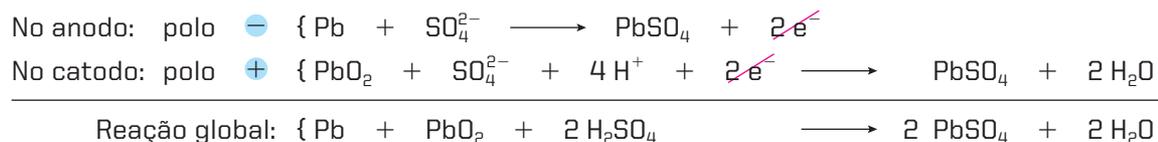
A bateria de 12 volts usada nos automóveis, por exemplo, é formada por seis compartimentos. Cada compartimento é uma pilha (ou elemento) e produz uma fem de 2 volts (a ligação dos seis elementos em série produz, portanto, $6 \cdot 2$ volts = 12 volts). Cada pilha ou elemento obedece ao seguinte esquema:



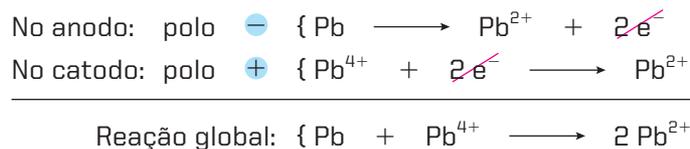
ADILSON SECCO

Associações com maior número de elementos geram voltagens maiores (24 volts e 36 volts) e são usadas em tratores, aviões e em instalações fixas, como centrais telefônicas, aparelhos de PABX etc.

Durante o uso (descarga) da bateria, como acontece quando é dada a partida no motor de um automóvel, ocorrem as seguintes reações:



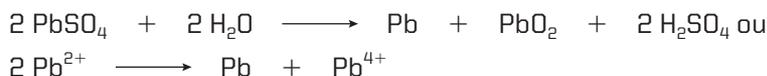
Ou, resumidamente:



Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Observe, na primeira reação global da página anterior, que, à medida que a bateria é utilizada (descarregada), o H_2SO_4 é consumido e água é produzida. Conseqüentemente, a concentração de H_2SO_4 cai de cerca de 40% para 16% (m/m) e a densidade da solução, de aproximadamente 1,30 g/mL, cai para 1,10 g/mL, até a bateria estar descarregada. Sendo assim, a medida da densidade da solução serve como indicador da carga da bateria.

Na **recarga** da bateria, todas as reações vistas anteriormente são **invertidas**, ou seja:



Isso é conseguido ligando-se a bateria a um **gerador de corrente contínua** que fornece energia e movimenta a corrente elétrica em **sentido contrário** ao do funcionamento normal da bateria. Aliás, num automóvel, o alternador incumbe-se de recarregar a bateria sempre que o motor esteja em funcionamento; se assim não fosse, a vida da bateria seria muito curta.

Dentre as vantagens das baterias, citamos:

- produzem corrente elétrica elevada em tempo curto, como o necessário para dar a partida no motor de um carro;
- são recarregáveis.

Dentre as desvantagens, podemos relacionar:

- têm “peso” elevado, em comparação com a energia total que produzem;
- contêm uma solução de ácido sulfúrico, que produz vapores tóxicos e corrosivos e oferece o risco de um eventual vazamento.

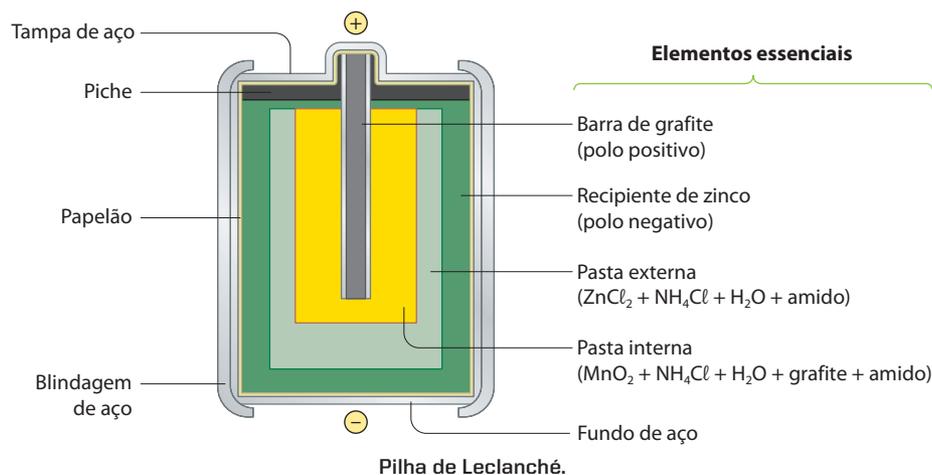
Para evitar a saída de vapores tóxicos, as baterias modernas são fechadas (ou seladas). Outra melhoria foi a adição de pequenas quantidades de cálcio aos eletrodos de chumbo, o que aumentou a vida útil das baterias e reduziu a decomposição da água da solução, em virtude de reações secundárias.

10.3. Pilha de Leclanché

Para evitar o vazamento de líquidos nas pilhas comuns (empregadas em aparelhos portáteis), utiliza-se uma **pasta eletrolítica** no lugar das **soluções eletrolíticas** usadas nas pilhas primitivas – daí a denominação **pilhas secas**. É o que vamos estudar a seguir.

A pilha seca comum, que usamos atualmente, foi inventada por George Leclanché em 1868. Pilhas desse tipo dão voltagem de 1,5 V, são relativamente baratas e, por isso, são muito usadas em lanternas, aparelhos de som portáteis, brinquedos etc.

Abaixo mostramos uma dessas pilhas, em corte:



[Representação esquemática sem escala; cores-fantasia.]

O polo negativo é o **zinco**, que constitui o próprio corpo interno da pilha. O polo positivo é o **MnO₂** em pó, que está presente na pasta interna da pilha. Essa pasta tem caráter ácido, devido à presença do **NH₄Cl**. Note que a barra de grafite funciona como polo positivo apenas na condução de corrente elétrica.



Principais elementos de uma pilha: ①, cilindro de carvão; ②, invólucro de zinco; ③, pilha vista em corte; ④, a pilha inteira.

As reações são complicadas e não totalmente esclarecidas. Em linhas gerais, ocorre o seguinte:



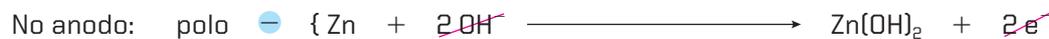
Na verdade, essas pilhas não funcionam totalmente a seco; no seu interior, as pastas são úmidas, o que dificulta a migração dos íons. Por isso, só obteremos delas um rendimento máximo intercalando períodos de uso e de repouso. Um ligeiro aquecimento (por exemplo, com água quente) pode dar alguns minutos a mais de funcionamento à pilha, pois facilita a movimentação dos íons no interior da pasta. Um ligeiro resfriamento (por exemplo, na geladeira) pode também dar uma pequena “sobrevida” à pilha, pois libera o gás **NH₃** preso ao cilindro de carbono, que representa o polo positivo. Terminado, no entanto, o **MnO₂**, a pilha para definitivamente de funcionar, não podendo ser recarregada (trata-se de uma pilha primária).

Outro problema é ocasionado pelas impurezas do **MnO₂** e pelo caráter ácido do **NH₄Cl**, que acabam corroendo o invólucro de zinco, causando o “vazamento” da pilha. Por esse motivo, recomenda-se não deixar as pilhas, durante longo tempo, dentro de aparelhos eletrônicos sem uso.

10.4. Pilhas alcalinas

As pilhas alcalinas baseiam-se no mesmo esquema das pilhas de Leclanché e, praticamente, em reações semelhantes às que nelas ocorrem, sendo apenas trocado o eletrólito **NH₄Cl** (que é ácido) pelo **KOH** (que é alcalino) – daí o nome de **pilhas alcalinas**.

Em linhas gerais, suas reações são:



As pilhas alcalinas dão voltagem de 1,5 V e também não são recarregáveis. Comparando-as com as pilhas secas comuns, as pilhas alcalinas duram mais, mantêm a voltagem constante por mais tempo e produzem cerca de 50% a mais de energia, porque o **KOH** é melhor condutor eletrolítico e, por isso, a resistência interna dessa pilha é menor. Além disso, a possibilidade de ocorrerem vazamentos é muito menor do que nas pilhas de Leclanché.

As pilhas alcalinas são também muito usadas em lanternas, rádios portáteis, máquinas fotográficas etc.

10.5. Pilha de níquel-cádmio

A pilha de níquel-cádmio é baseada nas seguintes reações em meio alcalino (KOH):



Essas pilhas dão voltagem de 1,15 V, que se mantém constante até a descarga, e, quando fora de uso, demoram mais tempo para se descarregar. A grande vantagem é que elas podem ser **recarregadas** até 4.000 vezes, sendo, por isso, empregadas em aparelhos elétricos sem fio, como câmeras de vídeo, barbeadores elétricos, telefones sem fio, ferramentas portáteis e em alguns modelos de telefones celulares. A desvantagem é que são muito mais caras que as pilhas já apresentadas.

Outro problema a considerar é que o cádmio é um metal muito tóxico, causando, pois, um impacto ambiental maior.



Pilhas de níquel-cádmio ligadas a um telefone.

10.6. Pilha de lítio ou pilha de lítio-iodo

A pilha de lítio-iodo revolucionou a história do marca-passos cardíaco. No coração, existe o chamado nódulo sinusal, que controla os batimentos cardíacos por meio de impulsos elétricos. Em nosso dia a dia – fazendo esforços, sofrendo sustos, dormindo etc. –, os batimentos cardíacos variam, mas um coração sadio consegue regularizá-los. Com o avanço da idade, no entanto, ou por motivo de doenças, infecções etc., o coração pode se tornar lento, provocando cansaço, tonturas, palpitações etc. Torna-se necessária, então, uma cirurgia para o implante de um marca-passos no paciente. Esse aparelho é uma cápsula, em geral de titânio, de pequenas dimensões (por exemplo, $58 \times 48 \times 8$ mm), bastante leve (50 g), que contém um sistema eletrônico gerador de impulsos elétricos de frequência fixa ou programável.

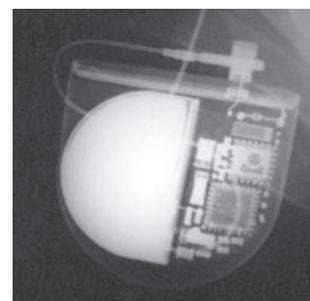


Imagem obtida por raios X de um marca-passos com uma pilha de lítio.

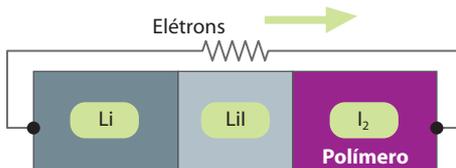
Através de um fio que é colocado em uma grande veia e chega até o coração, o marca-passos transmite seus impulsos elétricos, que permitem regularizar os batimentos cardíacos.

O primeiro marca-passos da história da Medicina foi implantado em 1958. No início, o grande problema residia nas pilhas que alimentavam o aparelho – no caso de elas falharem, o paciente corria risco de morte.

Em 1967, uma empresa dos Estados Unidos iniciou as pesquisas que culminaram com a fabricação das pilhas de lítio-iodo. Essa pilha funciona com base na reação:



e obedece ao seguinte esquema:



O iodo fica aglomerado a um polímero na proporção de 6 : 1 e fica envolto pelo lítio; o conjunto é blindado com um revestimento de níquel ou aço inoxidável. A pilha de lítio fornece uma voltagem de 2,8 V e não pesa mais que 20 g. Suas vantagens são a não emissão de gases (o que permite fechá-la hermeticamente) e, o que é mais importante, uma duração de 5 a 8 anos, evitando, assim, que o paciente seja submetido a frequentes cirurgias para trocar o marca-passo.



O perigoso descarte das pilhas e baterias

Nos últimos anos, o grande aumento do uso de telefones celulares, computadores, filmadoras, aparelhos de som e outros aparelhos eletrônicos portáteis provocou um crescimento extraordinário no uso de pilhas e baterias. Muitas dessas pilhas e baterias contêm metais pesados, como mercúrio, níquel, cádmio etc. e seus compostos. Essas substâncias são altamente tóxicas e de efeito cumulativo no organismo. Dependendo da concentração, podem causar, a longo prazo, doenças no sistema nervoso, nos rins, nos ossos e até câncer. O perigo surge quando essas pilhas e baterias são descartadas de maneira inadequada e vão parar nos lixões comuns. Com o tempo, as pilhas e baterias descartadas deixam vaziar líquidos, que contaminam o solo e as águas subterrâneas, podendo chegar a rios e lagos. Algumas soluções para evitar o descarte inadequado de pilhas e baterias são reciclar esses metais e criar lixões próprios para resíduos químicos perigosos. É necessário também orientar o consumidor para devolver a pilha ou bateria usada sempre que comprar uma nova. O Conselho Nacional do Meio Ambiente (Conama), desde 2000, vem estabelecendo resoluções para solucionar esses problemas. Infelizmente, a implantação de medidas ainda está muito lenta.



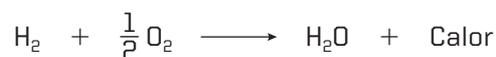
Coletor apropriado para descarte de pilhas e de baterias (São Caetano do Sul, SP, 2008).

FERNANDO FAVORETTO/CRICIAR IMAGE

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

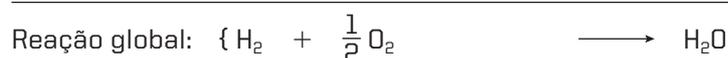
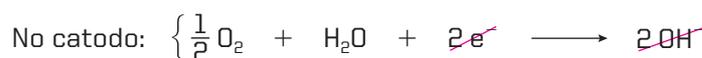
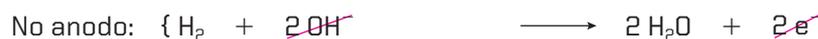
10.7. Pilha de combustão ou célula de combustível

Ao contrário das pilhas descritas anteriormente, que são dispositivos que armazenam energia elétrica, as **pilhas de combustão** são dispositivos de conversão contínua de energia química em energia elétrica. A ideia, em linhas gerais, é simples. A queima dos combustíveis produz energia; por exemplo:

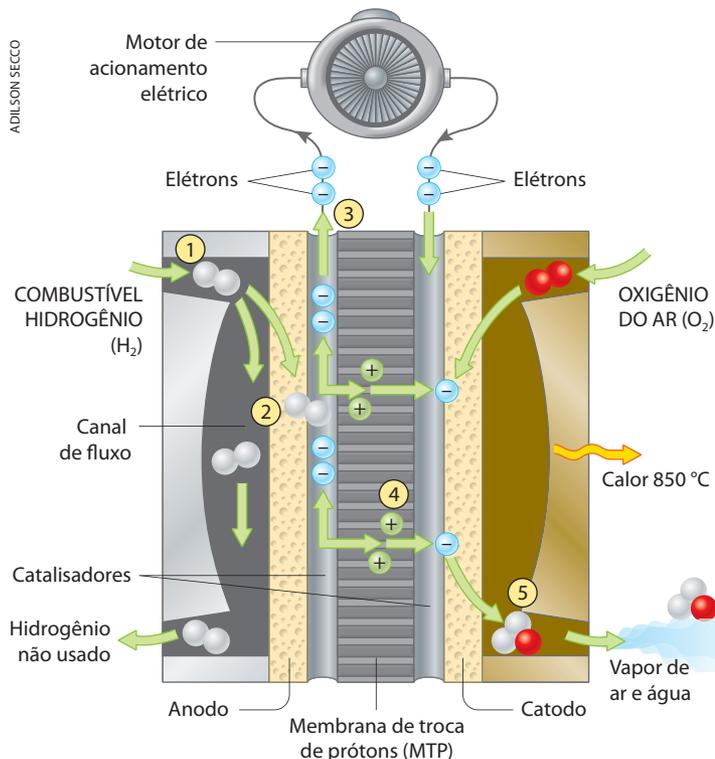


Esse calor (energia) pode ser usado em uma usina termoeletrica para produzir eletricidade, quando se obtém um rendimento da ordem de 40%. Considerando que as combustões são reações de oxirredução, a função das pilhas de combustão é obter a energia liberada pela combustão já diretamente na forma de energia elétrica, o que eleva o rendimento para cerca de 55%.

Pilhas desse tipo foram usadas nas espaçonaves Gemini, Apollo e, agora, nos ônibus espaciais. Elas funcionam pela **reação de combustão** entre o hidrogênio e o oxigênio, produzindo água. As reações são:



A seguir, apresentamos um esquema desse tipo de pilha.



Célula de combustível. (Juelich, Alemanha, 2005.)

[Representação esquemática sem escala; cores-fantasia.]

Uma célula de combustível tem uma membrana de troca de prótons (MTP) formada por dois eletrodos delgados e porosos, um anodo e um catodo, separados por uma membrana de polímero eletrolítico que permite a passagem apenas de prótons. Catalisadores revestem um lado de cada eletrodo.

Depois que o hidrogênio entra (1) no anodo, o catalisador o divide em elétrons e prótons (2). Os elétrons deslocam-se para energizar um motor (3), enquanto os prótons migram através da membrana (4) para o catodo. O catalisador combina os prótons e os elétrons, que retornam com o oxigênio do ar, formando água (5).

Fonte: *Scientific American Brasil* – Aula aberta. São Paulo: Duetto/Moderna, n. 1, 2009. p. 27.

A grande vantagem da célula de combustível é seu **funcionamento contínuo** e a produção **apenas de água**, que não polui o meio ambiente (nas espaçonaves, essa água é usada pela tripulação). Outra vantagem é ser mais leve do que, por exemplo, as baterias de chumbo. Sua principal desvantagem ainda é o alto custo. Além disso, um dos problemas que surgem no uso do hidrogênio é a dificuldade de armazená-lo, pois ele é altamente inflamável. Sendo assim, vem-se tentando o uso de outros combustíveis, sendo o metanol um dos mais promissores.

Questões

Registre as respostas em seu caderno

Considerando as pilhas alcalinas, responda:

- Qual(is) espécie(s) química(s) diminui(em) com o funcionamento da pilha?
- Qual é a semirreação que ocorre no catodo?
- Qual é a semirreação que ocorre no polo negativo?
- Qual é a equação global?

Pesquisa

Registre as respostas em seu caderno

Pesquise onde se localizam os postos de coleta de pilhas e baterias (baterias automotivas, de aparelhos celulares, industriais) mais próximos da região em que você mora.

Exercícios básicos

Registre as respostas em seu caderno

72. (UFMG) Uma bateria de carro é, basicamente, constituída de placas de chumbo metálico e placas de chumbo recobertas com óxido de chumbo (IV), em uma solução de H_2SO_4 .

Esta equação representa o funcionamento de uma bateria:



Considerando-se essas informações, é **incorreto** afirmar que:

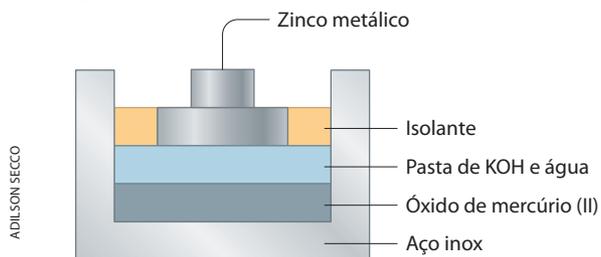
- a) a densidade da solução aumenta no processo de recarga.
 b) o óxido PbO_2 sofre redução no processo de descarga.
 c) o pH da solução de uma bateria que está descarregando aumenta.
 d) os elétrons migram, na descarga, do eletrodo de PbO_2 para o eletrodo de Pb.
73. (UFMS-RS) Na descarga das pilhas, ocorre a reação global:



Escolha a alternativa correta em relação às espécies que constituem os polos dessa pilha.

	Catodo	Anodo
a)	Zn	MnO_2
b)	NH_3	$\text{MnO}(\text{OH})$
c)	Zn^{2+}	$\text{MnO}(\text{OH})$
d)	MnO_2	Zn
e)	MnO_2	NH_4^+

74. (UnB-DF) A figura abaixo representa uma pilha usada em relógios e cronômetros.



As reações que ocorrem nessa pilha são:

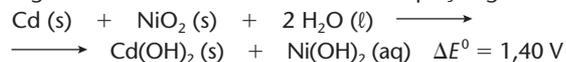


Julgue os itens a seguir, apontando os corretos:

- (0) Os elétrons partem do eletrodo de zinco, também chamado de anodo.
 (1) Com o funcionamento da pilha, a quantidade de HgO aumenta.
 (2) O eletrodo de zinco sofre oxidação.
 (3) O mercúrio (Hg) nessa pilha é o redutor.
75. (UFSC) No Brasil, uma das resoluções do Conselho Nacional do Meio Ambiente — Conama — determina a devolução das pilhas e baterias contendo cádmio, chumbo e mercúrio aos estabelecimentos comerciais

e às indústrias para reciclagem ou descarte em aterros sanitários licenciados.

Dentre os utensílios que utilizam esses dispositivos, destacam-se os aparelhos de telefones celulares, cada vez mais comuns entre as pessoas. Esses aparelhos operam com pilhas ou baterias de níquel-cádmio, que podem ser recarregadas e funcionam de acordo com a equação global:



O cádmio e uma pasta úmida de óxido e níquel contendo hidróxido de potássio compõem os eletrodos da bateria de níquel-cádmio.

De acordo com as informações do enunciado, qual(is) é (são) a(s) proposição(ões) **correta(s)**.

01. A equação global da pilha de níquel-cádmio representa um processo de oxidorredução.
 02. Na pilha de níquel-cádmio, o eletrodo de cádmio representa o catodo.
 04. A voltagem necessária para a recarga da pilha de níquel-cádmio deverá ser inferior a 1,40 V.
 08. No processo de recarga da pilha, o eletrodo de cádmio representa o anodo.
 16. A reação acima indicada é um processo espontâneo.
 32. O óxido de níquel atua como redutor na pilha.
 64. Na reação global da pilha, há uma transferência de 2 elétrons do agente redutor para o agente oxidante.

76. (Fatec-SP) Marca-passo é um dispositivo de emergência para estimular o coração. A pilha utilizada nesse dispositivo é constituída por eletrodos de lítio e iodo.

A partir dos valores dos potenciais-padrão de redução, afirma-se:

- I. O fluxo eletrônico da pilha irá do lítio para o iodo, pois o lítio tem o menor potencial de redução.
 II. A semirreação de oxidação pode ser representada pela equação: $2\text{Li}^+ + 2\text{e}^- \longrightarrow 2\text{Li}$
 III. A diferença de potencial da pilha é de $-3,05\text{ V}$.
 IV. O iodo, por ter maior potencial de redução que o Li, tende a sofrer redução, formando o polo positivo da pilha.

Dados:



Quanto a essas afirmações, deve-se dizer que apenas:

- a) I, II e III são verdadeiras.
 b) I, II e IV são verdadeiras.
 c) I e III são verdadeiras.
 d) II é verdadeira.
 e) I e IV são verdadeiras.

77. (UFBA)



Scooter movida a célula de combustível (Alemanha, 2004).

Uma scooter movida a célula de combustível foi uma das atrações da Feira Industrial de Hannover, na Alemanha. [...]

O veículo é equipado com várias soluções para célula de combustível [...] incluindo placas bipolares, vedações, trocadores de calor, bombas elétricas de água e válvulas. (SCOOTER. In: *A Tarde*, 2004, p. 5).

A célula de combustível de hidrogênio-oxigênio constitui um meio de gerar e estocar energia elétrica de forma contínua, com eficiência próxima a 100%, enquanto o abastecimento de combustível for mantido. O anodo e catodo dessa célula são confeccionados à base de níquel poroso, e o eletrólito é o hidróxido de potássio, KOH, em solução aquosa concentrada.

O funcionamento dessa célula pode ser compreendido a partir da análise dos dados apresentados na tabela.

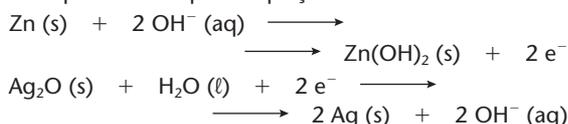
Semiequação	E_{red}^0 (V)
$2 \text{H}_2\text{O} (\ell) + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{H}_2 (\text{g}) + 2 \text{OH}^- (\text{aq})$	-0,83
$\text{O}_2 (\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O} (\ell) + 4 \text{e}^- \rightleftharpoons 4 \text{OH}^- (\text{aq})$	+0,40

Considerando essas informações, determine a diferença de potencial produzida pela bateria ideal formada a partir da associação em série de 10 pilhas de combustível de hidrogênio-oxigênio e explique o que ocorre com a concentração de íons $\text{OH}^- (\text{aq})$ durante o funcionamento da célula de combustível.

Exercícios complementares

Registre as respostas em seu caderno

- 78.** (UFU-MG) Baterias de óxido de prata-zinco tornaram-se, recentemente, de grande aplicabilidade. São utilizadas em quase tudo: relógios de pulso, calculadoras, aparelhos de escuta e muitos outros aparelhos eletrônicos. As semirreações, durante o processo de descarga, podem ser representadas pelas equações:



Responda:

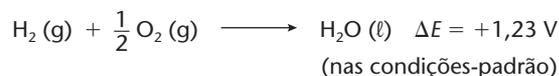
- Qual equação representa a semirreação que ocorre no catodo?
 - Qual a equação representativa da reação global na pilha?
 - Qual a direção do fluxo de elétrons?
- 79.** (UFPE) Uma bateria de telefone celular muito comum é a bateria de níquel-hidreto metálico. Nessa bateria, a reação global, escrita no sentido de descarga, é:
- $$\text{NiOOH} + \text{MH} \longrightarrow \text{Ni}(\text{OH})_2 + \text{M}$$
- em que M é um metal capaz de se ligar ao hidrogênio e formar um hidreto metálico ($M\text{H}$). A partir dessa equação química, podemos afirmar que:
- o estado de oxidação do hidrogênio em $M\text{H}$ é +1.
 - o NiOOH é o catodo da célula.
 - o estado de oxidação do níquel em $\text{Ni}(\text{OH})_2$ é +2.
 - para cada mol de $\text{Ni}(\text{OH})_2$ produzido, 2 mols de elétrons são transferidos do anodo para o catodo.
 - o agente redutor nessa reação é o hidreto metálico.

- 80.** (Unesp) Pilhas recarregáveis, também denominadas células secundárias, substituem, com vantagens para o meio ambiente, as pilhas comuns descartáveis. Um exemplo comercial são as pilhas de níquel-cádmio (Nícad), nas quais, para a produção de energia elétrica, ocorrem os seguintes processos:

- O cádmio metálico, imerso em uma pasta básica contendo íons $\text{OH}^- (\text{aq})$, reage, produzindo hidróxido de cádmio (II), um composto insolúvel.
- O hidróxido de níquel (III) reage, produzindo hidróxido de níquel (II), ambos insolúveis e imersos em uma pasta básica contendo íons $\text{OH}^- (\text{aq})$.

- Qual é a semirreação que ocorre no anodo de uma pilha de Nícad?
- Uma TV portátil funciona adequadamente quando as pilhas instaladas fornecem uma diferença de potencial entre 12,0 e 14,0 V. Sabendo-se que $E^0 (\text{Cd}^{2+}, \text{Cd}) = -0,81 \text{ V}$ e $E^0 (\text{Ni}^{3+}, \text{Ni}^{2+}) = +0,49 \text{ V}$, nas condições de operação descritas, calcule a diferença de potencial em uma pilha de níquel-cádmio e a quantidade de pilhas, associadas em série, necessárias para que a TV funcione adequadamente.

- 81.** (UFPR) A célula a combustível foi utilizada, inicialmente, como fonte de energia em cápsulas espaciais por ser eficiente e produzir água para os tripulantes. Durante o seu funcionamento, um fluxo de H_2 gasoso é disponibilizado em um dos eletrodos, e, no outro, propicia-se um fluxo de O_2 gasoso, ocorrendo a seguinte reação:



Como eletrólito, é utilizada solução aquosa concentrada de KOH. Dados: $d_{\text{H}_2\text{O}} = 1 \text{ g mL}^{-1}$; massas atômicas: $\text{H} = 1$ e $\text{O} = 16$.

Com base nas informações sobre a célula a combustível, considere as afirmativas a seguir:

- No catodo dessa célula, ocorre o processo de oxidação do O_2 gasoso.
- Durante a reação de oxidorredução da célula, ocorre a transferência de 2 elétrons.
- Considerando que em uma missão espacial são consumidos cerca de 90 kg de hidrogênio gasoso por dia, em 7 dias a quantidade de água produzida é igual a 5.670 L.
- A célula a combustível é denominada célula eletrolítica, pois nela uma reação química espontânea gera energia.

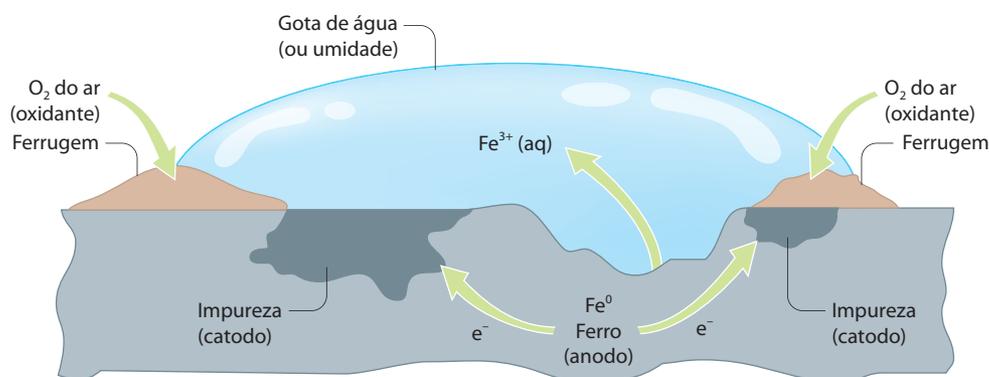
Qual é a alternativa correta?

- Somente as afirmativas II e III são verdadeiras.
- Somente as afirmativas I e II são verdadeiras.
- Somente as afirmativas III e IV são verdadeiras.
- Somente as afirmativas I, II e III são verdadeiras.
- Somente as afirmativas II, III e IV são verdadeiras.

11 >>> Corrosão

Na tarde de 19 de julho de 1992, durante a partida final do Campeonato Brasileiro de Futebol, uma parte da grade de proteção das arquibancadas do Estádio do Maracanã cedeu, sob a pressão dos torcedores, provocando a queda de muitas pessoas, com um saldo de três mortos e vinte feridos graves. A causa foi a corrosão da estrutura que prendia a grade. Diariamente, a corrosão ocasiona estragos, muitas vezes invisíveis, em milhares de edifícios, navios, automóveis etc., causando prejuízos que são calculados, em nosso país, em cerca de 10 bilhões de dólares anuais, além de colocar a população em risco durante 24 horas por dia. No mundo, calcula-se que 20% do ferro produzido é para repor o que foi enferrujado.

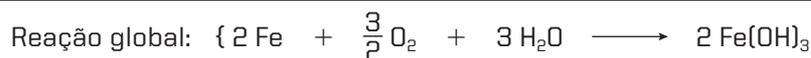
Por que ocorre a formação da ferrugem? A corrosão é sempre uma deterioração dos metais provocada por **processos eletroquímicos** (reações de oxirredução). O ferro, por exemplo, enferruja porque se estabelece uma diferença de potencial (ddp) entre um ponto e outro do objeto que ele constitui, como mostramos no esquema seguinte:



Formação de ferrugem.

[Representação esquemática sem escala; cores-fantasia.]

O ferro sempre contém pequenas quantidades de impurezas (incluindo-se outros metais). Admita-se, por isso, que o ferro, de um lado, e as impurezas, de outro, funcionam como dois polos de uma pilha, possibilitando reações do tipo:



Na verdade, as reações são mais complicadas; parte do ferro é oxidada a Fe^{2+} e parte a Fe^{3+} , de sorte que a ferrugem é uma mistura de óxidos e hidróxidos hidratados de ferro II e ferro III.

Na formação da ferrugem:

- a presença do **ar** e da **umidade** são fundamentais, pois fazem parte da reação (sem água e oxigênio, o ferro não enferruja);
- a presença, no ar, de CO_2 , SO_2 e outras substâncias ácidas acelera a corrosão, pois deslocam a reação catódica para a direita (Princípio de Le Chatelier); a corrosão é também acelerada por várias bactérias que tornam mais ácido o meio;



Quando não recebem pinturas com frequência, os cascos dos navios são rapidamente corroídos pela ferrugem.

ADILSON SECCO

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

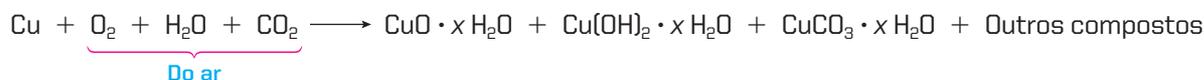
NEIL DUNCAN/PHOTOLIBRARY/OTHER IMAGES

- ambientes salinos, como ocorre no mar e em suas vizinhanças, aceleram a formação da ferrugem, pois aumentam a condutividade elétrica entre os polos da pilha; é o que acontece nos cascos dos navios, em pontes como a Rio-Niterói, em tanques de gasolina enterrados nos postos à beira-mar etc.

Para detectar o avanço da corrosão em oleodutos e tubulações de líquidos e gases inflamáveis, são usadas, atualmente, sondas de ultrassom ou de raios γ , que percorrem os tubos internamente.

Além do ferro e do aço, outros metais e ligas metálicas também sofrem corrosão; por exemplo:

- o cobre e algumas de suas ligas ficam, com o tempo, recobertos por uma camada esverdeada chamada **azinhavre**, que é uma mistura de óxidos e hidróxidos hidratados de cobre:



- a prata escurece com o tempo devido à formação de uma película superficial de Ag_2S , que é de cor preta; esse fenômeno é causado pelo H_2S do ar (e também pelos compostos sulfurados existentes nos alimentos que entram em contato com talheres de prata):



- em certos casos, a corrosão pode levar a situações dramáticas, como ocorre, por exemplo, quando a peça metálica é colocada dentro do organismo humano; por isso, as próteses ortopédicas são feitas de aço inoxidável, platina e, atualmente, de titânio, que resistem bem aos efeitos da corrosão;
- é muito comum haver corrosão quando colocamos metais diferentes em contato – forma-se uma “pilha”, na qual o metal de potencial de oxidação mais elevado será corroído mais depressa; esse dado é muito importante, por exemplo, nas operações de **soldagem** (a solda deve ser compatível com o metal que está sendo soldado, para diminuir os riscos de corrosão).

No estudo da corrosão, é interessante constatar que objetos de alumínio (panelas, esquadrias de janelas, perfis de divisórias etc.) não se oxidam com facilidade, apesar de o alumínio ser mais reativo do que vários dos metais comuns (veja, na tabela da página 327, que o alumínio tem potencial de oxidação elevado). Por que isso acontece? Na verdade, ocorre uma oxidação superficial do alumínio, formando uma película muito fina de Al_2O_3 , que permanece fortemente aderida à superfície do metal – é o fenômeno chamado de **apassivação do alumínio**. Essa película protege o objeto de alumínio da continuação do ataque dos agentes atmosféricos.



No caso dos objetos de ferro ou de aço, a situação é diferente: a película de ferrugem que se forma é porosa, permitindo a passagem do oxigênio e da umidade do ar; desse modo, o processo de corrosão continua até acabar com o objeto metálico. Esse fenômeno pode ocorrer até embaixo de camadas de tinta mal aplicadas; é por isso que, às vezes, notamos a existência de bolhinhas na pintura de alguns automóveis.



Cúpula de cobre recoberta com azinhavre. (Palácio de Hofburg, Viena, Áustria, 2000.)

CHRIS HELLIER/CORBIS/LATINSTOCK

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

A proteção mais comum contra a corrosão é a pintura. Em portões e grades de ferro, por exemplo, é usual lixar o metal (para eliminar a película de ferrugem já formada) e aplicar, em seguida, uma ou mais demãos de tinta à base de zarcão (Pb_3O_4) para, somente depois, aplicar tintas especiais, na cor desejada.

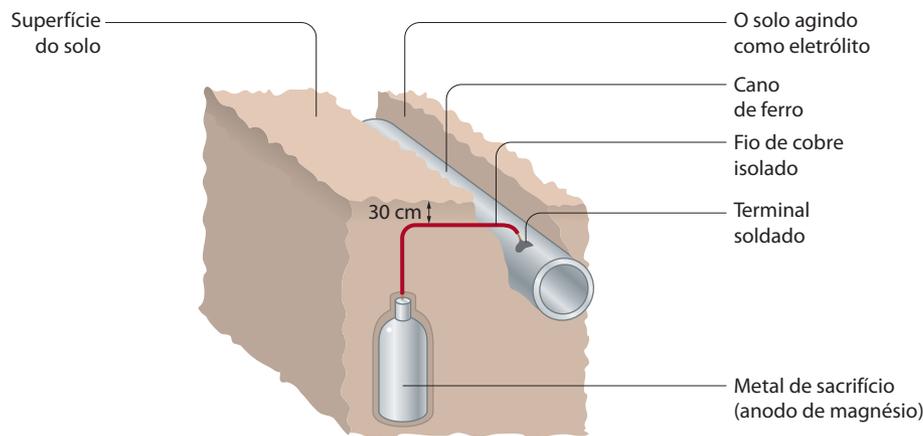
Chapas de aço podem ser protegidas por uma **película de zinco**, dando origem às chamadas **chapas galvanizadas** ou **folhas de zinco**. Essa película é obtida mergulhando-se a chapa de aço em zinco derretido ou depositando o zinco sobre o aço por meio de eletrólise. Automóveis modernos, por exemplo, saem de fábrica com 70% a 80% da carroceria protegida por galvanização.

Chapas de aço podem ainda ser protegidas por uma **película de estanho**, dando origem à folha de flandres ou **lata comum**, com a qual são fabricadas, por exemplo, as latas de conserva.

Para retardar a corrosão do ferro ou do aço em canalizações de água, oleodutos, cascos de navios, tanques subterrâneos de combustíveis etc. é costume ligar, a essas estruturas, blocos de outro metal mais reativo do que o ferro, como o magnésio, o zinco etc. Tendo potencial de oxidação superior ao do ferro, o magnésio, por exemplo, **será corroído mais depressa, retardando, assim, a corrosão do ferro ou do aço**. Dizemos, nesse caso, que o magnésio funcionou como **metal de sacrifício**.



Zarcão sendo aplicado em portão.



(Representação esquemática sem escala; cores-fantasia.)

É interessante lembrar que o problema da corrosão dos metais proporcionou um grande avanço na produção dos materiais plásticos. Assim, por exemplo:

- muitas peças dos automóveis modernos são feitas de plástico;
- canalizações de água, em casas e prédios, antigamente feitas de ferro, são, atualmente, de plástico (tubos de PVC);
- tanques subterrâneos de gasolina são feitos de aço e revestidos de resina epóxi, o que dificulta a corrosão e retarda a possibilidade de vazamentos; e assim por diante.



Questões

Registre as respostas em seu caderno

- Explique por que, ao contrário do ferro, o alumínio aparentemente não se oxida em contato com o ar.
- Se mergulharmos um prego de ferro limpo em um frasco contendo água destilada e outro prego igual em um frasco contendo água da torneira (os pregos estão totalmente cobertos pela água), o que ocorrerá após alguns dias? Explique.
- Por que o ferro, no ferro galvanizado, é corroído quando a película de zinco é danificada?

Atividade prática

Registre as respostas em seu caderno

ATENÇÃO

Não cheire nem experimente substância alguma utilizada nesta atividade. Este experimento deve ser realizado com a supervisão de um adulto, pois haverá manipulação de objetos quentes, podendo haver risco de queimaduras.

A corrosão de pregos comuns

Material

- 6 pregos novos de ferro.
- 6 tubos de ensaio.
- 1 rolha para tubo de ensaio.
- 1 estante para tubos de ensaio.
- $\text{CaCl}_2(\text{s})$ (anidro).
- 1 chumaço de algodão.
- água.
- água recém-fervida e resfriada.
- óleo de cozinha.
- sal de cozinha.
- 1 caneta de retroprojektor ou fita adesiva ou etiqueta.

Procedimento

- Etiquete e numere de 1 a 6 os tubos de ensaio. Coloque 1 prego de ferro em cada um dos tubos, **com cuidado**, para não se ferir.
- O tubo 1 ficará aberto.
- No tubo 2, coloque um pouco de cloreto de cálcio anidro (sólido) e feche-o com uma rolha.
- No tubo 3, coloque um chumaço de algodão umedecido com água, sem tocar o prego.
- No tubo 4, cubra o prego com água de torneira.
- No tubo 5, cubra o prego com água fervida (e resfriada) e coloque uma camada de óleo de cozinha.
- No tubo 6, cubra o prego com solução aquosa de sal de cozinha.
- Após duas ou três semanas, observe os resultados e anote-os.

Pergunta

O que ocorreu? Explique.

Exercícios básicos

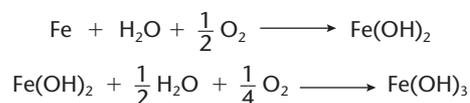
Registre as respostas em seu caderno

82. (UFF-RJ) Nas regiões úmidas do litoral brasileiro, a corrosão é muito mais intensa do que em atmosfera de baixa umidade, como a do sertão nordestino. A corrosão é sempre uma deterioração dos metais, provocada por processos eletroquímicos (processos redox), causando sérios prejuízos financeiros. O ferro enferruja porque se estabelece uma pilha entre um ponto e outro do objeto de ferro.

Havendo oxidação, necessariamente, ocorre também uma reação de redução, que deve ser:

- $\text{H}_2\text{O} + \text{e}^- \longrightarrow 2 \text{OH}^-$.
- $\text{Fe}^{2+} + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{Fe}^0$.
- $2 \text{H}_2\text{O} + 4 \text{e}^- \longrightarrow 4 \text{H}^+ + \text{O}_2$.
- $4 \text{H}^+ + 4 \text{e}^- + \text{O}_2 \longrightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$.
- $\text{Fe}^{3+} + \text{e}^- \longrightarrow \text{Fe}^{2+}$.

83. (Enem-MEC) Ferramentas de aço podem sofrer corrosão e enferrujar. As etapas químicas que correspondem a esses processos podem ser representadas pelas equações:



Uma forma de tornar mais lento esse processo de corrosão e formação de ferrugem é engraxar as ferramentas. Isso se justifica porque a graxa proporciona:

- lubrificação, evitando o contato entre as ferramentas.
- impermeabilização, diminuindo seu contato com o ar úmido.
- isolamento térmico, protegendo-as do calor ambiente.
- galvanização, criando superfícies metálicas imunes.
- polimento, evitando ranhuras nas superfícies.

84. (UFSCar-SP) Filtros de piscinas, construídos de ferro, são muito afetados pela corrosão. No processo de corrosão, ocorre a dissolução lenta do metal, com a formação de íons Fe^{2+} em solução aquosa.

Para a proteção dos filtros, são utilizados os chamados eletrodos de sacrifício. Esses eletrodos são barras de metais convenientemente escolhidos, que, colocados em contato com o filtro, sofrem corrosão no lugar do ferro.

Com base nos dados tabelados a seguir:

Semirreação	E^0 (volt)
$Mg^{2+} + 2 e^- \rightleftharpoons Mg^0$	-2,37
$Fe^{2+} + 2 e^- \rightleftharpoons Fe^0$	-0,44
$Ni^{2+} + 2 e^- \rightleftharpoons Ni^0$	-0,26
$Cu^{2+} + 2 e^- \rightleftharpoons Cu^0$	+0,34

pode-se prever que são eletrodos de sacrifício adequados barras de quê?

- a) Magnésio apenas. d) Cobre e níquel apenas.
 b) Cobre apenas. e) Cobre, níquel e magnésio.
 c) Níquel apenas.

85. (UFRJ) Evite comprar conserva cuja lata esteja amassada, porque a lata de folha de flandres (uma liga de ferro e carbono) tem uma proteção de estanho que se pode romper quando a lata sofre um impacto. Nesse caso, formar-se-á uma pilha e haverá contaminação da conserva.

Considerando os valores dos potenciais-padrão de eletrodo:



- a) escreva a equação de funcionamento dessa pilha;
 b) diga, apresentando justificativa, se está certo ou errado o conteúdo da seguinte frase:
 "São os íons Sn^{2+} que contaminam a conserva na situação descrita no texto acima".

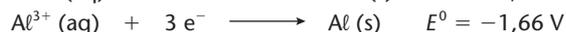
86. (Ceeteps-SP) Uma fita de um determinado metal (que pode ser cobre, chumbo, zinco ou alumínio) foi enrolada em torno de um prego de ferro, e ambos mergulhados em uma solução de água salgada.



ADILSON SECCO

Observou-se, após algum tempo, que o prego de ferro foi bastante corroído.

Dados os potenciais-padrão de redução:



conclui-se que o metal da fita deve ser qual?

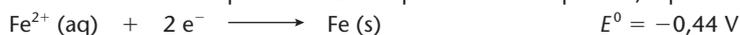
- a) Cu ou Pb. d) Zn ou Al.
 b) Al ou Pb. e) Zn ou Pb.
 c) Al ou Cu.

Exercícios complementares

Registre as respostas em seu caderno

87. (UFSC) A ferrugem é um processo de corrosão conhecido que pode causar impacto econômico significativo, pois boa parte do ferro produzido anualmente é utilizada para repor objetos de ferro descartados. Alguns fatores externos, como a presença de oxigênio, água e sais no meio, podem acelerar a formação da ferrugem ($Fe_2O_3 \cdot H_2O$), uma substância insolúvel em água.

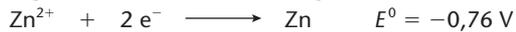
A corrosão do ferro é por natureza um processo eletroquímico, representado pelas semirreações a seguir:



De acordo com as informações acima, qual(is) é (são) a(s) proposição(ões) **correta(s)**?

01. O ferro metálico atua como catodo nesse processo de oxidorredução.
 02. A diferença de potencial elétrico padrão do processo de corrosão é +1,67 V.
 04. O ferro metálico é facilmente oxidado porque seu potencial-padrão de redução é menos positivo que aquele para a redução do oxigênio.
 08. A diferença de potencial elétrico padrão do processo em questão é +0,79 V.
 16. No processo de oxidação do ferro metálico, o oxigênio atua como redutor.
 32. Na formação da ferrugem, íons $Fe^{2+} (aq)$ são oxidados a $Fe^{3+} (aq)$.

88. (PUC-PR) Dadas as semirreações representadas com seus respectivos potenciais de redução:

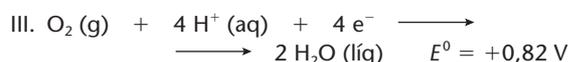
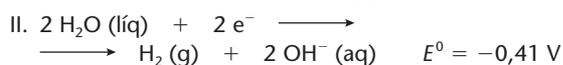


qual é a alternativa **incorreta**?

- a) O estanho é um metal adequado para ser utilizado como eletrodo de sacrifício para evitar a corrosão de uma estrutura de ferro.
 b) Em uma pilha de zinco e ferro, o zinco é anodo.
 c) O processo em que o magnésio é o catodo e o zinco é o anodo é uma reação não espontânea.
 d) O ferro tem maior dificuldade de se oxidar que o magnésio.
 e) A diferença de potencial de uma pilha de magnésio e estanho é de 2,23 V.

89. (UFPR) A corrosão dos metais é um processo de considerável importância econômica porque diminui a vida útil dos produtos metálicos, cuja substituição é de custo elevado.

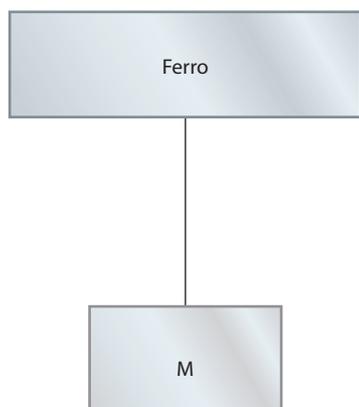
Durante o processo de corrosão, os metais sofrem oxidação. O ferro, por exemplo, oxida-se, resultando na ferrugem ($\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$). A transformação de ferro metálico em ferrugem só ocorrerá na presença de um agente oxidante. As semirreações a seguir estão envolvidas no processo de corrosão do ferro.



Uma maneira simples de prevenir a corrosão consiste em proteger a superfície metálica pela pintura.

Outra forma de proteção é a galvanização, que consiste na aplicação de uma camada de zinco à superfície do ferro.

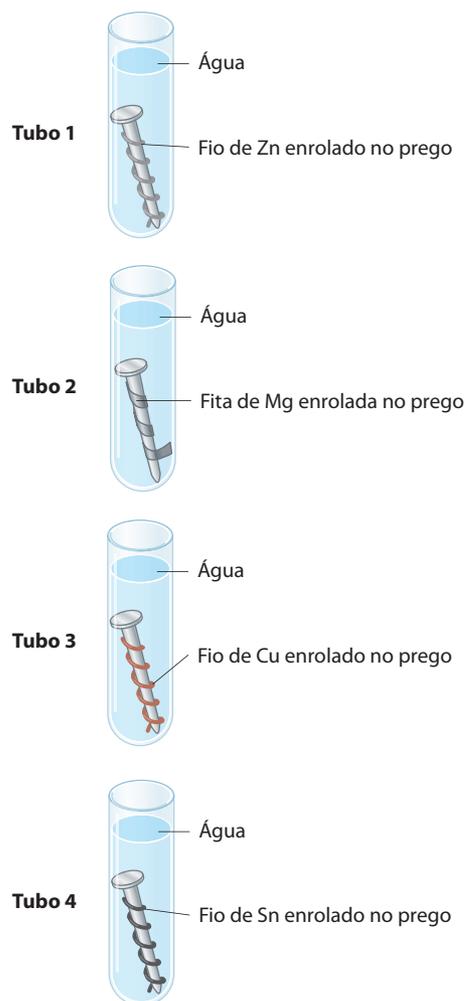
Grandes estruturas podem ser protegidas pela sua conexão a um bloco de zinco ou magnésio (ver figura abaixo, em que M representa Mg ou Zn). Conforme o caso, as semirreações envolvidas são:



Com base no texto lido, é correto afirmar sobre o processo de corrosão do ferro:

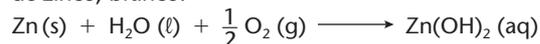
- As semirreações I e II indicam que uma película de água pura sobre a superfície do ferro é um poderoso oxidante desse metal, resultando na ferrugem.
- A semirreação III revela que o gás oxigênio favorece o processo de corrosão.
- Uma película de tinta previne a corrosão por impedir o contato do metal com o agente oxidante.
- Na galvanização, o zinco protege o ferro por ceder elétrons mais facilmente que este último.
- O zinco é um melhor redutor que o magnésio.

90. (PUC-MG) No estudo da reatividade dos metais, um estudante utilizou 4 tubos de ensaio e pregos de ferro, limpos e polidos, que foram submetidos a diferentes condições, como ilustrado a seguir.

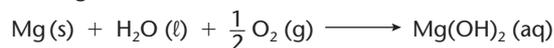


Após três dias, foram observados os seguintes fatos:

Tubo 1: O prego permaneceu inalterado, mas o zinco interagiu com a água e com o ar, formando o hidróxido de zinco, branco:



Tubo 2: O prego permaneceu inalterado, mas o magnésio interagiu com a água e com o ar, formando hidróxido de magnésio, branco:



Tubo 3: O cobre não se alterou. Mas o ferro interagiu com a água e com o ar, formando ferrugem mais rapidamente que o normal.

Tubo 4: O estanho não se alterou. O ferro interagiu com a água e com o ar, formando ferrugem.

Todas as afirmações abaixo são conclusões que o aluno apresentou sobre o estudo da reatividade dos metais. Qual é a afirmativa que apresenta uma conclusão **incorreta**?

- Nos tubos 1 e 2, respectivamente, os metais zinco e magnésio sofreram uma oxidação.
- Nos tubos 3 e 4, o ferro sofre uma oxidação.
- O cobre e o estanho são mais reativos que o ferro, por isso não sofreram alteração.
- O zinco e o magnésio são mais reativos que o ferro, por isso o protegem contra a corrosão.

O CARRO ELÉTRICO

O carro elétrico — alimentado por baterias recarregáveis — parecia ter um grande futuro há mais de um século. Vinte e oito por cento dos 4.192 carros produzidos nos EUA em 1900 eram elétricos. No salão do automóvel de Nova Iorque daquele ano, o número de carros elétricos era maior do que os carros movidos a gasolina ou vapor. Alguns dos inventores mais prestigiosos, incluindo Thomas Edison, promoviam os carros elétricos ou tomavam parte do seu desenvolvimento. E as primeiras indústrias a produzir carros em série estavam fabricando carros elétricos.

No início do século XX, carros elétricos, a vapor e a gasolina competiam mais ou menos em condições de igualdade. Muitos analistas da época acreditavam que cada tipo de carro iria encontrar o seu próprio “espaço de atuação” e que iriam coexistir indefinidamente. Entretanto, ao final dos anos 1920, o carro elétrico era um produto comercialmente morto. O carro movido a gasolina havia conquistado todo o espaço com sua impressionante velocidade, desempenho e acabamento.

SCHIFFER, M. B. *Taking charge — The electric automobile in America*. Washington: Smithsonian Institution Press, 1994.

Note como é antigo o sonho de um carro movido a baterias elétricas. Evidentemente, deve ser um veículo leve, que alcance velocidade razoável, que percorra grandes distâncias até necessitar de reabastecimento (recarga das baterias), que seja de manutenção fácil e barata etc. Lembre-se de que a pilha elétrica foi inventada em 1800 e as baterias dos automóveis atuais em 1859, mas, até hoje (mais de 150 anos depois), não se conseguiu uma bateria barata e de bom desempenho para movimentar satisfatoriamente os automóveis modernos. É oportuno lembrar também que nossos desejos de grandes evoluções tecnológicas são limitados pelas leis da natureza.



Carro movido a bateria elétrica sendo recarregado. (Londres, 2008.)

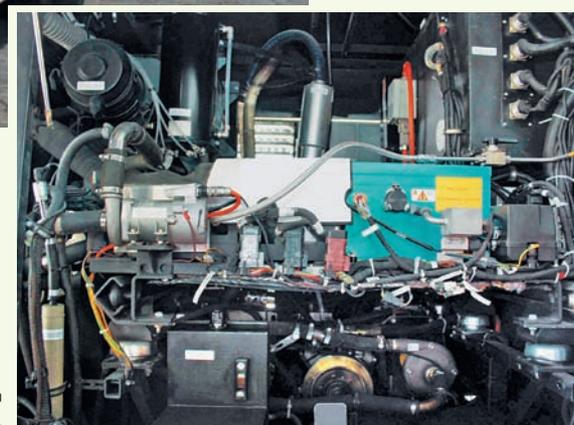
Enfim, a grande dificuldade reside nas próprias baterias elétricas. No estágio atual de desenvolvimento tecnológico, um carro elétrico equipado com baterias de chumbo teria custo relativamente alto (em torno de 100 mil dólares) e seria “pesado” demais (pois necessitaria de 500 kg de baterias). Aliás, devemos nos lembrar de que **uma bateria com 15 kg de chumbo armazena a mesma quantidade de energia que 60 mL de gasolina**. Além disso, o carro elétrico teria aceleração fraca e desenvolveria velocidade máxima de 100 km/h em estrada plana, com pouca potência em subidas. E, o que é pior, **percorreria apenas de 150 a 200 km** e já seria necessário recarregar suas baterias, operação que **poderia demorar de 1 a 8 h** (contra uns 3 ou 4 min para reabastecer um carro convencional a gasolina ou a álcool).

Devido a todos esses inconvenientes, o uso de bateria de chumbo tem-se limitado apenas à movimentação de empilhadeiras elétricas, cadeiras de roda, carrinhos de golfe etc.

Há, sem dúvida, muitas pesquisas buscando novos tipos de bateria, usando outros metais ou compostos químicos. Não é fácil, porém, reunir as qualidades do que seria uma bateria ideal — relativamente leve, de baixo custo e com capacidade para armazenar bastante energia e suportar milhares de cargas e descargas.



Primeiro ônibus movido a célula de combustível hidrogênio da América Latina. (São Bernardo do Campo, SP, 2009.)



Sistema de propulsão do ônibus movido a célula de combustível hidrogênio.

Um caminho bastante promissor para os carros elétricos é o uso das chamadas **pilhas ou células de combustível**. Ao contrário das baterias comuns, que **armazenam** energia elétrica, as células de combustível **produzem** eletricidade de forma contínua, por meio da reação de combustão (oxidação) do hidrogênio (ou de outro combustível apropriado).

De todos os combustíveis, o único que realmente não causa poluição é o **hidrogênio** (H_2), pois reage com o oxigênio do ar segundo a reação: $2 H_2 + O_2 \longrightarrow 2 H_2O$. Assim, usando-se o hidrogênio, somente vapor de água sairia do escapamento de um automóvel. No entanto, um dos grandes problemas no uso do hidrogênio é a sua armazenagem: armazená-lo no estado gasoso, em pressões elevadas, exige tanques resistentes e “pesados”; armazená-lo no estado líquido exige temperaturas baixíssimas (o H_2 se liquefaz a $-253\text{ }^\circ\text{C}$) e, portanto, impraticáveis. Uma possibilidade é, também, “guardar” o hidrogênio na forma de um hidreto metálico (por exemplo, hidreto de ferro ou de titânio), do qual o H_2 pode ser recuperado por meio de um leve aquecimento; todavia, a massa desses hidretos dificulta o seu uso nos automóveis comuns.

Novas pesquisas vêm procurando desenvolver tecnologias que possam resolver problemas como os de armazenamento e segurança do hidrogênio. Mesmo assim, acredita-se que carros movidos a células de combustível só estejam em uso comum por volta de 2020.

Uma alternativa que está nos projetos dos fabricantes de automóveis é o aperfeiçoamento dos chamados **carros híbridos**, que usariam dois motores: um motor de explosão (flex) usando gasolina, etanol, *diesel* ou gás natural e um motor elétrico alimentado por baterias. Em baixas velocidades (como nos “congestionamentos”), funcionaria apenas o motor elétrico; em altas velocidades (como nas estradas), funcionaria o motor de explosão (que estaria também recarregando as baterias); e o computador de bordo faria a “transferência” de um motor para outro, conforme as necessidades.

Tudo o que acabamos de expor envolve, ainda, a necessidade de se produzirem veículos que poluam cada vez menos o meio ambiente — este é o sonho do chamado **carro verde**. Sem dúvida, isso envolve uma quantidade enorme de pesquisas científicas e tecnológicas, grandes investimentos financeiros, além de uma nova consciência dos consumidores.



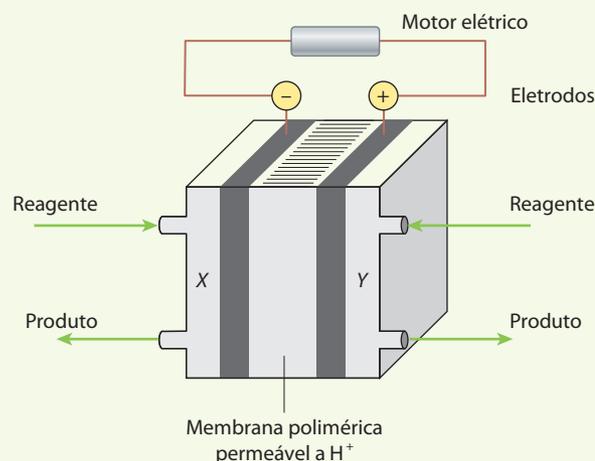
Carro híbrido. (San Jose, Califórnia, 2008.)



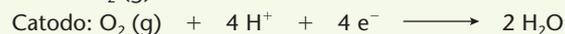
▶ **Questões sobre a leitura** ▶ Registre as respostas em seu caderno

91. Quais são as dificuldades do uso de baterias de chumbo para movimentar veículos em geral?
92. Qual é a reação fundamental de funcionamento de uma célula de combustível movida a hidrogênio?
93. Quais são as principais dificuldades do armazenamento do hidrogênio, a ser usado nas células de combustível?
94. Discuta com seus colegas quais seriam as vantagens da substituição dos veículos usados atualmente pelos veículos elétricos.
95. (Unicamp-SP) Há quem afirme que as grandes questões da humanidade simplesmente se restringem às necessidades e à disponibilidade de energia. Temos de concordar que o aumento da demanda de energia é uma das principais preocupações atuais. O uso de motores de combustão possibilitou grandes mudanças, porém seus dias estão contados. Os problemas ambientais pelos quais esses motores podem ser responsabilizados, além de seu baixo rendimento, têm levado à busca de outras tecnologias.

Uma alternativa promissora para os motores de combustão são as celas de combustível, que permitem, entre outras coisas, rendimentos de até 50% e operação em silêncio. Uma das mais promissoras celas de combustível é a de hidrogênio, mostrada no esquema abaixo.



Nessa cela, um dos compartimentos é alimentado por hidrogênio gasoso e o outro, por oxigênio gasoso. As semirreações que ocorrem nos eletrodos são dadas pelas equações:



- a) Por que se pode afirmar, do ponto de vista químico, que essa cela de combustível é “não poluente”?
- b) Qual dos gases deve alimentar o compartimento X? Justifique.
- c) Que proporção de massa entre os gases você usaria para alimentar a cela de combustível? Justifique.

10 Eletroquímica – Eletrólise

Reações químicas produzem energia elétrica. E o inverso é verdadeiro: aplicando-se energia elétrica produzem-se reações químicas (eletrólise). É possível, ainda, calcular a proporção entre a quantidade de energia consumida na reação e as quantidades dos produtos finais obtidos.

+ TÓPICOS DO CAPÍTULO

- 1 INTRODUÇÃO
- 2 ELETRÓLISE ÍGNEA
- 3 ELETRÓLISE EM SOLUÇÃO AQUOSA COM ELETRODOS INERTES
- 4 PRIORIDADE DE DESCARGA DOS ÍONS
- 5 ELETRÓLISE EM SOLUÇÃO AQUOSA COM ELETRODOS ATIVOS (OU REATIVOS)
- 6 COMPARANDO O FUNCIONAMENTO DAS PILHAS COM A ELETRÓLISE
- 7 APLICAÇÕES DA ELETRÓLISE
- 8 A ESTEQUIOMETRIA DAS PILHAS E DA ELETRÓLISE

LEITURA: A HISTÓRIA DO ALUMÍNIO

ILUSTRAÇÕES: MARCUS PENNA

358

O que entra e o que sobra

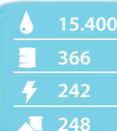
Reciclar diminui a poluição e o consumo de energia elétrica e de matérias-primas. Por exemplo, na produção do alumínio, a energia elétrica consumida no processo de eletrólise representa cerca de 95% do custo total.

Produzir uma tonelada de alumínio primário requer 5,3 toneladas de bauxita, muita energia elétrica, dezenas de toneladas de água, combustíveis e outros insumos, gerando, entre outros poluentes, quase 10 toneladas de CO₂.

Veja quanta matéria e energia é consumida, e quantos resíduos são descartados, em cada etapa de produção desse metal.

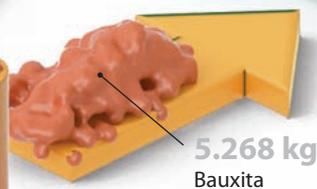
② Refino

O minério de alumínio, a alumina, é separado das impurezas, que são eliminadas com cal e soda cáustica, formando um resíduo tóxico chamado lama vermelha.



① Mineração

A mineração exige a remoção da vegetação e do solo de áreas enormes. Depois disso, muita água e combustíveis são usados para escavar, triturar, lavar e secar o minério.



Legenda

O QUE ENTRA

- água (litros)
- combustíveis (kg)
- eletricidade (kWh)
- materiais diversos (kg)

O QUE SOBRA

- CO₂ (kg)
- gases e poeira (kg)
- líquidos (litros)
- sólidos (kg)

5 Manufatura

Toda indústria usa eletricidade, combustíveis, óleos, água e outros materiais, e tudo tem influência na emissão de resíduos.

6 Reciclagem

Sujeira, vernizes e tintas são eliminados do metal picotado para se obter o alumínio puro, gerando resíduos. Sempre há perdas. De 70 latinhas recicladas obtemos alumínio para fabricar apenas 62 novas.

886 kg
Alumínio reciclado

1.000 kg
Alumínio em lingotes, placas etc.

4 Fundição

O alumínio vai para um forno; quando misturado a outros elementos, forma ligas com diferentes propriedades, dependendo do uso a que se destina.

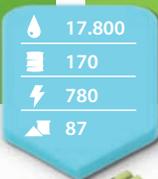
Equivale ao consumo de energia elétrica mensal de cerca de 150 famílias brasileiras.

1.000 kg
Alumínio primário líquido

1.923 kg
Alumina - Al_2O_3

3 Redução

Em uma mistura fundida, a alumina é decomposta, por uma corrente elétrica, em oxigênio (que forma CO e CO_2) e alumínio líquido.



REFLETINDO

- 1 Quantos quilowatts-hora são necessários para produzir 1 kg de alumínio a partir do minério? E a partir da reciclagem?
- 2 A economia gerada na reciclagem de 1 kg de alumínio equivale a quantos banhos quentes de 10 minutos, sabendo-se que um chuveiro elétrico consome 4,0 kWh?

ILUSTRAÇÕES: MARCUS PENNA

1 >>> Introdução

A humanidade tem desenvolvido processos e aparelhos que **invertem** os fatos espontâneos que ocorrem na natureza (mas sempre com **gasto de energia**):

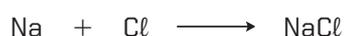
- espontaneamente, um objeto tende a cair, mas um motor faz um elevador subir;
- espontaneamente, a água desce por um cano, mas uma bomba hidráulica a faz subir;
- espontaneamente, o calor “invade” uma sala, mas um aparelho de ar-condicionado faz a temperatura cair;
- espontaneamente, reações de oxirredução em pilhas produzem corrente elétrica, mas vamos estudar agora o fenômeno inverso: a **corrente elétrica provocando reações de oxirredução**.

Trata-se do fenômeno da **eletrólise** – termo que, ao pé da letra, significa **decomposição pela corrente elétrica** (ou **energia elétrica**). A palavra eletrólise vem do grego: *elektron* – “âmbar amarelo”, “eletricidade” pela propriedade elétrica dessa substância; *lúsis* – “decomposição”.

Eletrólise é a reação de oxirredução provocada pela corrente elétrica.

A eletrólise tem muitas aplicações práticas. Dentre as mais importantes, citamos: a produção de metais, como Na, K, Mg, Al etc., de não metais, como Cl₂ e F₂, e de outras substâncias úteis, como o NaOH, e a deposição de finas películas de metais sobre peças metálicas ou plásticas. Essa técnica tem o nome genérico de **galvanização**, e os casos mais comuns são os de deposição de cromo (cromagem), de níquel (niquelagem) ou de prata (prateação). Com isso, as peças tornam-se mais brilhantes, bonitas e valiosas, além de resistirem melhor à corrosão.

Para entendermos melhor o processo de eletrólise, vamos considerar, por exemplo, a seguinte reação:



Trata-se de uma reação **espontânea**, extremamente fácil e violenta, pois permite ao sódio e ao cloro atingirem a configuração eletrônica estável:



Como sempre, o fenômeno poderá também ser traduzido por duas semirreações:

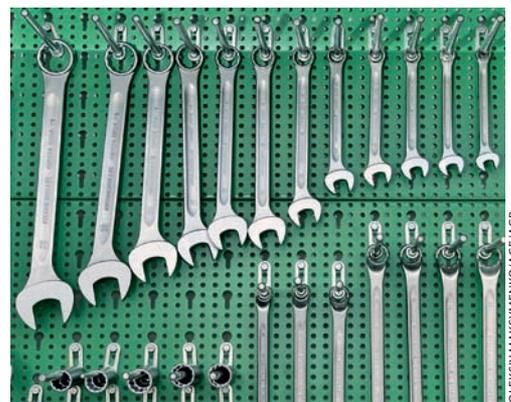
- o sódio perde um elétron $\left\{ \text{Na} \longrightarrow \text{Na}^+ + e^- \right.$ (oxidação do Na);
- o cloro ganha esse elétron $\left\{ \text{Cl} + e^- \longrightarrow \text{Cl}^- \right.$ (redução do Cl).

A espontaneidade dessa reação pode ser confirmada pelo cálculo de sua força eletromotriz, com o auxílio da tabela dos potenciais-padrão de eletrodo: $\Delta E^0 = 4,07 \text{ V}$.

Evidentemente, a reação inversa **não será espontânea**:



A **reação inversa** só irá ocorrer “à força”, gastando-se energia para “arrancar” um elétron do Cl⁻ e levá-lo “de volta” ao Na⁺; isso significa forçar o elétron a “subir” na tabela dos potenciais (página 327),



Jogo de ferramentas metálicas.

OLEKSIY MAKSYMENKO/AGE/AGB

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

desde o cloro até o sódio, o que evidentemente exigirá uma voltagem superior a 4,07 V; é o que está esquematizado na figura abaixo.



E como podemos fazer essa eletrólise?

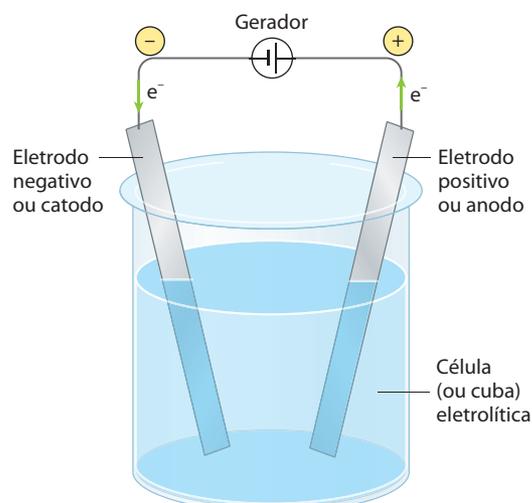
Com o auxílio de um circuito elétrico, composto de um gerador elétrico, que fornecerá a energia, e um recipiente denominado **célula** (ou **cuba**) **eletrolítica**.

É importante notar que o **gerador não pode criar nem destruir elétrons**; ele apenas “injeta” elétrons no circuito por seu polo negativo e “aspira” igual número de elétrons por seu polo positivo. Desse modo:

- se na célula não existir um eletrólito, a corrente elétrica não irá passar;
- pelo contrário, existindo um eletrólito, cada um de seus íons migrará para o eletrodo de sinal contrário ao seu e lá irá perder ou ganhar elétrons; esse fato causará:
 - passagem de corrente elétrica;
 - alterações químicas nos íons.

Para que tudo isso aconteça, é importante que:

- a **corrente elétrica** seja **contínua** e a **voltagem suficiente** para provocar a eletrólise;
- os íons tenham “liberdade de movimento”:
 - seja por fusão (**eletrólise ígnea**);
 - seja por dissolução em um “solvente ionizante”, que, em geral, é a água (**eletrólise em solução**).



[Representação esquemática sem escala; cores-fantasia.]

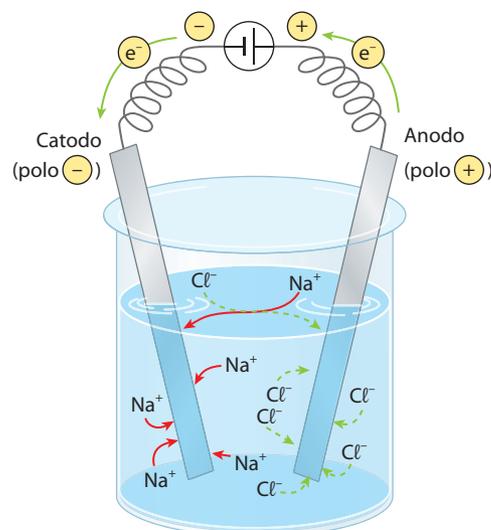
2 >>> Eletrólise ígnea

Chama-se **eletrólise ígnea** aquela que é realizada com o **eletrólito fundido**. Voltemos ao exemplo do NaCl. Aquecendo-o a 808 °C, ele se funde e, no estado líquido, os íons Na⁺ e Cl⁻ passam a ter liberdade de movimento. Passando corrente elétrica contínua através da célula eletrolítica, é fácil perceber o que acontece.

Os cátions Na⁺ são atraídos pelo polo negativo (catodo); chegando a esse polo, eles ganham elétrons e são descarregados, de acordo com a seguinte semirreação:



O cátion sempre vai para o catodo.



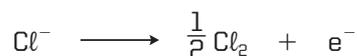
[Representação esquemática sem escala; cores-fantasia.]

Ao contrário, os ânions Cl^- são atraídos pelo polo positivo (anodo), no qual perdem elétrons e se descarregam:

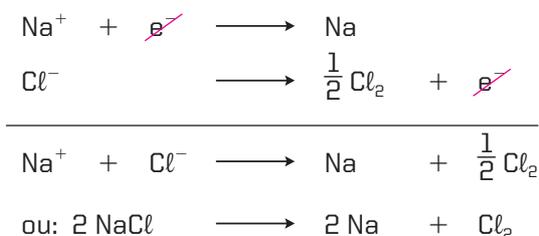


O ânion sempre vai para o anodo.

Evidentemente, os átomos de cloro formados na última reação se agrupam, formando as moléculas de Cl_2 . Desse modo, a melhor forma de escrever a última equação seria:



Somando as duas semirreações, teremos a equação global da eletrólise (para o balanceamento correto, é indispensável cancelar os elétrons):



Tome cuidado com os **nomes** e os **sinais** dos eletrodos:

	Catodo	Anodo
Nas pilhas	É o polo \oplus (aqui ocorrem reduções)	É o polo \ominus (aqui ocorrem oxidações)
Na eletrólise	É o polo \ominus (aqui ocorrem reduções)	É o polo \oplus (aqui ocorrem oxidações)

Observe que os sinais \oplus e \ominus , atribuídos respectivamente ao catodo e ao anodo das pilhas, são invertidos na eletrólise, visto que, nas pilhas, ocorrem **reações inversas** às que ocorrem na eletrólise. Um aspecto, porém, permanece inalterado:

- no **catodo** sempre ocorrem **reduções**;
- no **anodo** sempre ocorrem **oxidações**.

Voltando ao exemplo da eletrólise ígnea do NaCl , é claro que ela só ocorrerá se o gerador fornecer uma voltagem superior a 4,07 V, isto é, maior do que o ΔE^0 calculado por meio da tabela dos potenciais-padrão, apresentada na página 327:

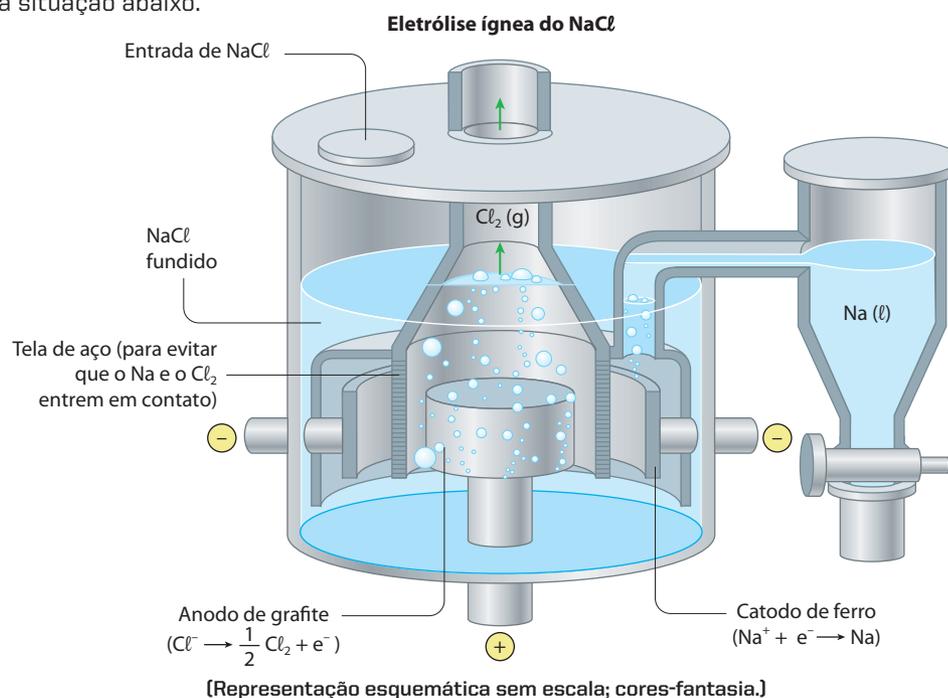
$$\Delta E^0 = E_{\text{Cl}}^0 - E_{\text{Na}}^0 = +1,36 \text{ V} - (-2,71 \text{ V}) \Rightarrow \Delta E^0 = 4,07 \text{ V}$$

Na prática, a voltagem deve ser superior a 4,07 V para vencer as resistências elétricas do circuito; não deve ser, contudo, muito superior a esse valor, para não produzir correntes elétricas muito intensas, que gerariam grande dissipação de energia em forma de calor (efeito Joule).

OBSERVAÇÕES

1ª Os eletrodos usados devem apresentar grande resistência ao calor, aos eletrólitos presentes e à passagem da corrente elétrica. Um eletrodo que, nessas condições, não sofre alteração alguma é chamado de **eletrodo inerte**; os eletrodos inertes mais comuns são a **grafite** e a **platina**. Caso contrário, temos um **eletrodo ativo** ou **reativo**.

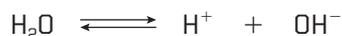
2ª É muito comum ocorrerem **reações secundárias** logo após a eletrólise. No exemplo anterior, o sódio poderá pegar fogo se exposto ao ar; o sódio e o cloro poderiam recombinar-se etc. Isso nos obriga a construir células eletrolíticas com desenhos apropriados a cada caso; no exemplo citado, da eletrólise ígnea do NaCl, temos a situação abaixo.



ADILSON SECCO

3 >>> Eletrólise em solução aquosa com eletrodos inertes

Vamos estudar agora a eletrólise do NaCl em solução aquosa. O resultado é totalmente diferente daquele que ocorre na eletrólise ígnea, pois a água da própria solução se ioniza segundo a equação:

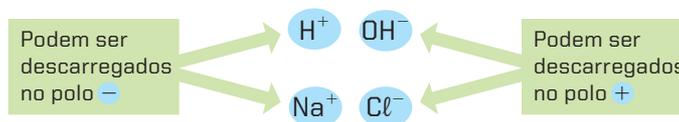


É verdade que essa ionização é extremamente fraca; sabemos que a água pura praticamente não conduz a corrente elétrica. Vimos também, no capítulo 7 (Equilíbrios iônicos em soluções aquosas), que na água pura, a 25 °C, $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}$, e isso significa que, em cada 555 milhões de moléculas de H_2O , apenas uma se ioniza.

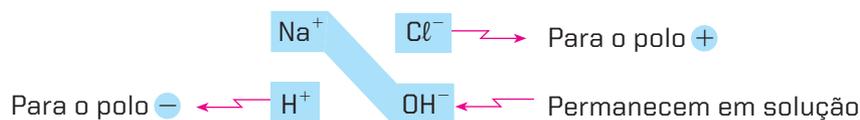
Apesar de muito fraca, a ionização irá “competir” com a dissociação do NaCl:



Desse modo, estamos diante da seguinte situação:

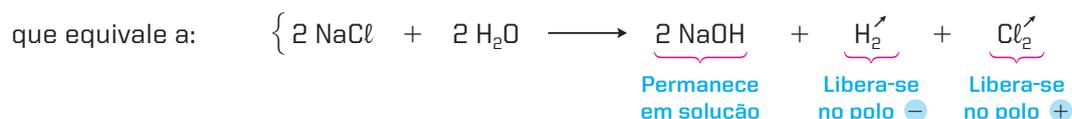
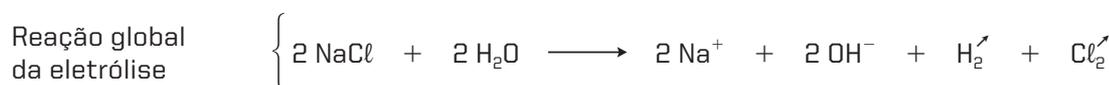
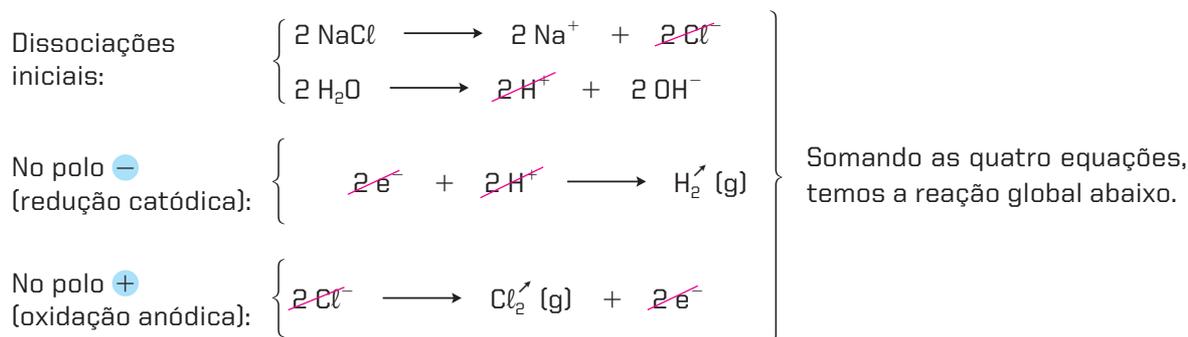


O que **sempre** vai acontecer, nesse tipo de eletrólise, é o seguinte: o polo $-$ descarrega, em primeiro lugar, o cátion de **descarga (redução) mais fácil** (nesse caso, o H^+). Analogamente, o polo $+$ descarrega, em primeiro lugar, o ânion de **descarga (oxidação) mais fácil** (nesse caso, o Cl^-). Resumidamente, teremos:



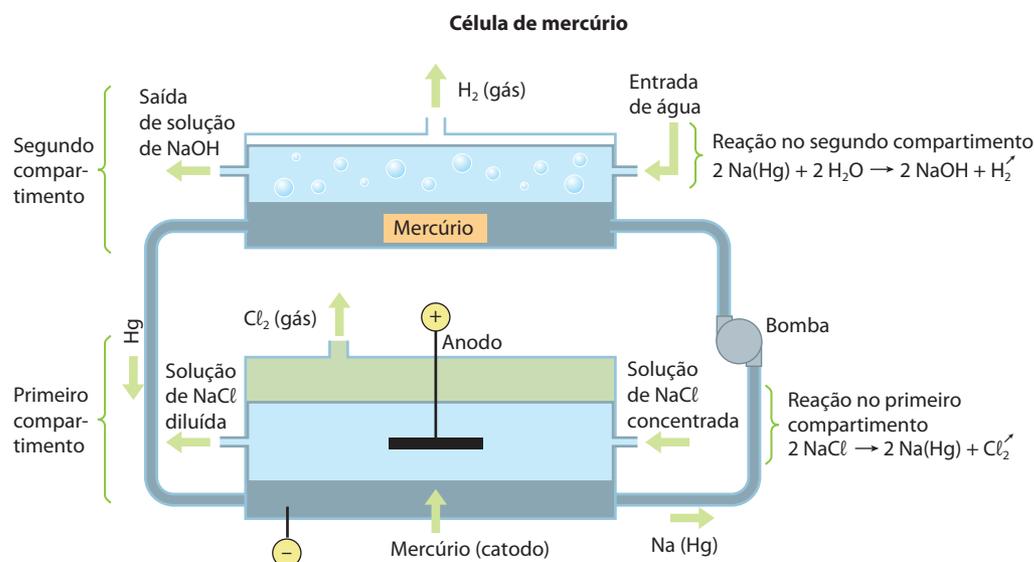
Como veremos no próximo item, essa “preferência” ou “prioridade” de descarga dos íons é dada pela própria tabela dos potenciais-padrão de eletrodo, que por esse motivo é também chamada de **fila das tensões eletrolíticas**.

Podemos então escrever as seguintes equações (lembre-se de que para o balanceamento correto é indispensável **cancelar os elétrons**):



Essa eletrólise tem, atualmente, grande importância industrial, pois, a partir de uma substância abundante e barata, que é o NaCl extraído da água do mar, ela nos permite produzir três substâncias de grande valor comercial: NaOH e os gases H₂ e Cl₂.

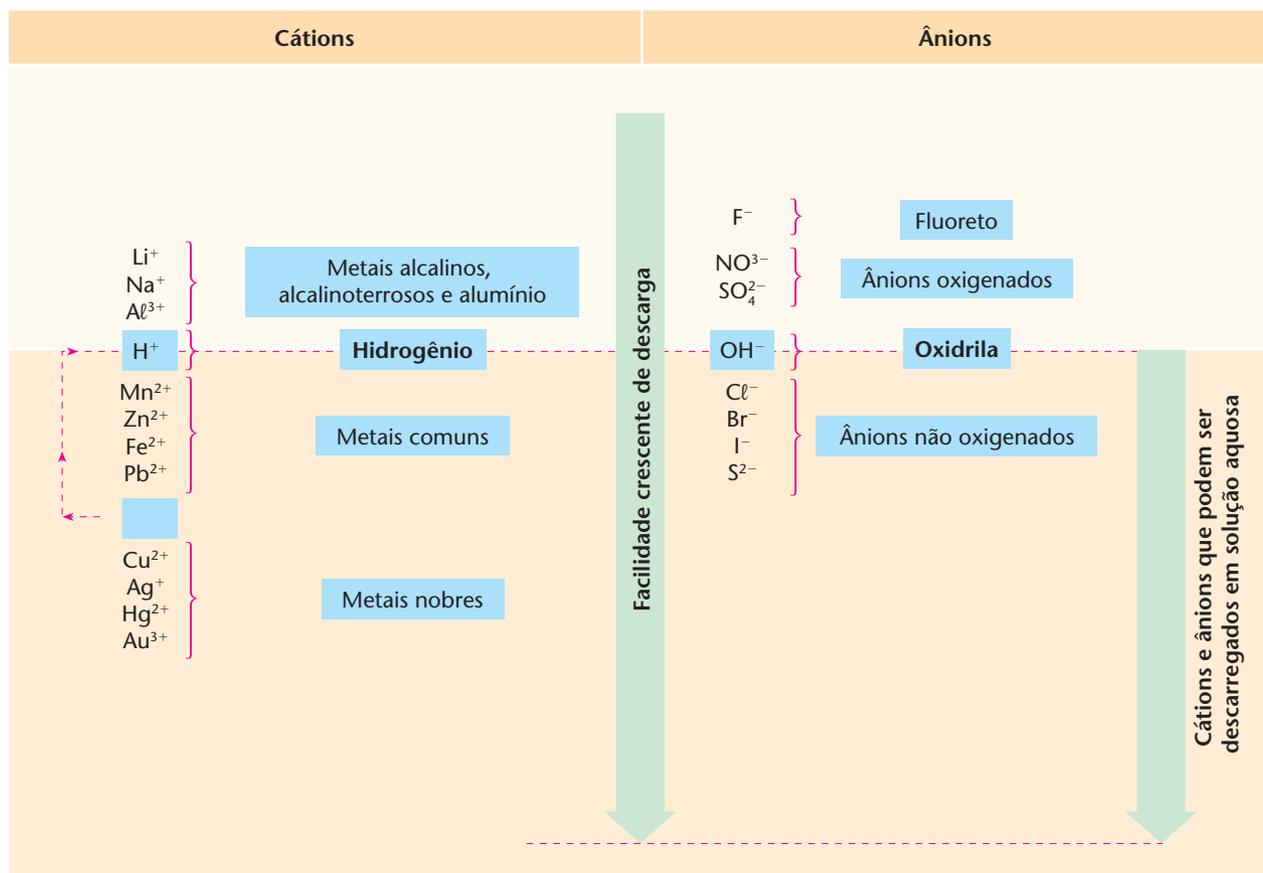
A célula eletrolítica deve ter uma estrutura especial, para evitar que os produtos formados venham a reagir entre si. Uma célula muito utilizada é a **célula de mercúrio**, dividida em dois compartimentos: no primeiro ocorre a eletrólise, com o mercúrio funcionando como catodo; aí, o sódio liberado fica amalgamado com o mercúrio – Na(Hg) –, enquanto o cloro é liberado; simultaneamente, o amálgama – Na(Hg) – é bombeado para o segundo compartimento, no qual entra em contato com a água, produzindo NaOH e H₂. Por fim, o mercúrio retorna ao primeiro compartimento, e o ciclo é retomado.



4 >>> Prioridade de descarga dos íons

A principal dúvida que surge na explicação anterior é a seguinte: **como vamos saber qual será o cátion e qual será o ânion de descarga mais fácil?**

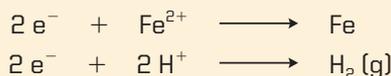
A resposta está na própria tabela dos potenciais-padrão de eletrodo, já vista na página 327, pois ela nos mostra quais são as oxidações (ou as reduções) mais fáceis e quais são as mais difíceis. A seguir, temos um esquema simplificado da tabela que muito irá nos ajudar na **previsão** das eletrólises. Nesse esquema, apenas o hidrogênio mudou de lugar, porque, sendo gasoso, o H_2 exige uma sobrevoltagem para se descarregar uma célula eletrolítica.



Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Antes de aplicar o esquema anterior a alguns exemplos, convém destacar aspectos importantes acerca da descarga dos íons, durante a eletrólise:

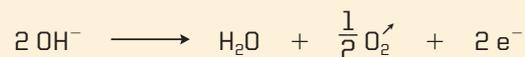
- A descarga de um cátion produz o metal correspondente ou o hidrogênio gasoso:



- A descarga de um ânion simples libera o próprio elemento:



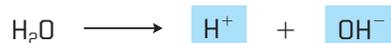
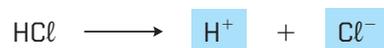
- A descarga da oxidrila libera água e oxigênio gasoso:



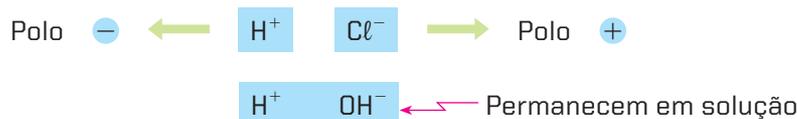
Vejamos agora dois exemplos em que aplicaremos a tabela anterior.

1º exemplo – eletrólise de HCl em solução aquosa diluída, com eletrodos inertes

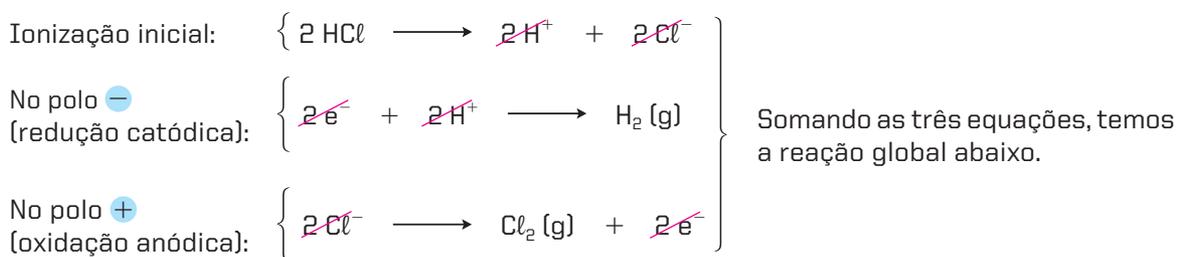
Nesse caso, temos duas ionizações:



Dos íons formados (H^+ , Cl^- , OH^-), quais serão descarregados durante a eletrólise? Essa resposta é dada pelo esquema anterior, que podemos então resumir do seguinte modo:



Portanto, nesse caso, apenas o HCl sofrerá eletrólise:



Havendo eletrólise apenas do HCl, a solução vai se tornando cada vez mais diluída em HCl e, portanto, cada vez menos ácida (o pH aumenta).

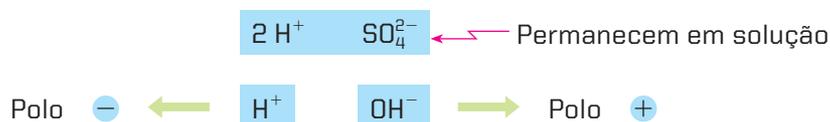
No exemplo que acabamos de expor, há eletrólise apenas do soluto.

2º exemplo – eletrólise de H_2SO_4 em solução aquosa diluída, com eletrodos inertes

Temos agora as seguintes ionizações:

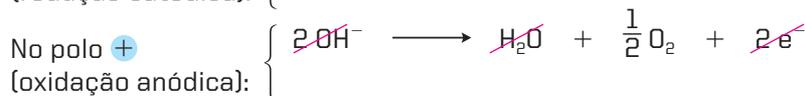
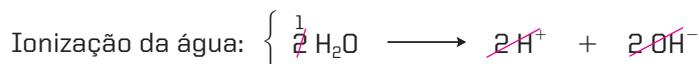


Os íons formados (H^+ , SO_4^{2-} , OH^-) serão descarregados na sequência do esquema da página anterior; podemos então resumir:

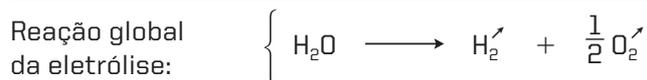


Evidentemente, o polo negativo não pode distinguir os H^+ provenientes do H_2SO_4 daqueles que provêm do H_2O , uma vez que todos os H^+ são iguais entre si. Isso não tem importância; o que importa é respeitar o balanceamento dos elétrons no processo global.

Nesse caso, apenas a água sofrerá a eletrólise:



Somando as três equações, temos a reação global abaixo.



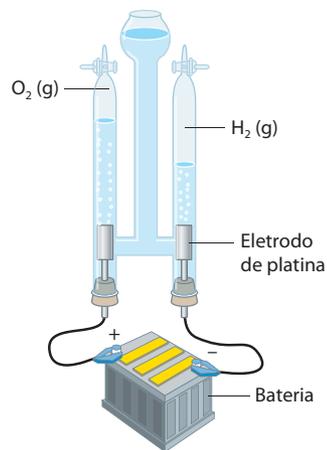
Havendo eletrólise apenas da água, a solução vai se concentrando e, portanto, tornando-se cada vez mais ácida (o pH diminui).

No exemplo que acabamos de expor, há eletrólise apenas do solvente.

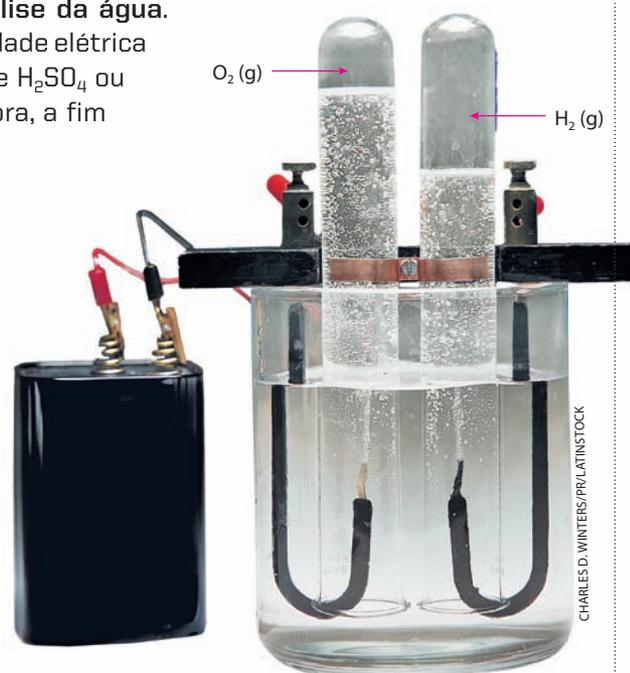
Esse é um caso particular importante – a **eletrólise da água**. A água pura não pode ser eletrolisada, pois sua condutividade elétrica é muito baixa; basta, porém, adicionarmos um pouco de H_2SO_4 ou de NaOH à água para torná-la suficientemente condutora, a fim de sofrer a eletrólise.

ADILSON SECCO

Esquema e foto de um eudiômetro, aparelho em que se realiza a eletrólise de água acidulada com H_2SO_4 . Esse experimento mostra que o volume de H_2 (g) liberado corresponde ao dobro do volume de O_2 (g).



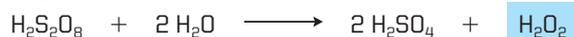
(Representação esquemática sem escala.)



CHARLES D. WINTERS/PRLATINSTOCK

OBSERVAÇÃO

Em soluções aquosas concentradas de H_2SO_4 (cerca de 50% de H_2SO_4), o anodo irá oxidar o H_2SO_4 a $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8$, o qual, por hidrólise, produzirá H_2O_2 :



Esse é, aliás, um processo industrial de produção de água oxigenada.

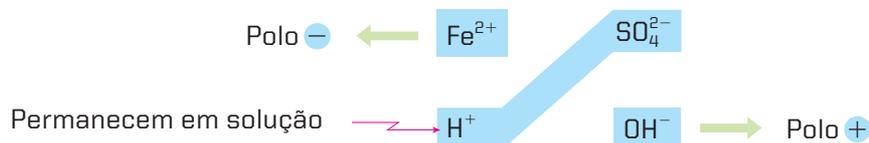
3º exemplo – eletrólise de FeSO_4 em solução aquosa diluída, com eletrodos inertes

Temos as seguintes ionizações:

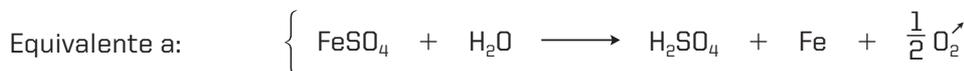
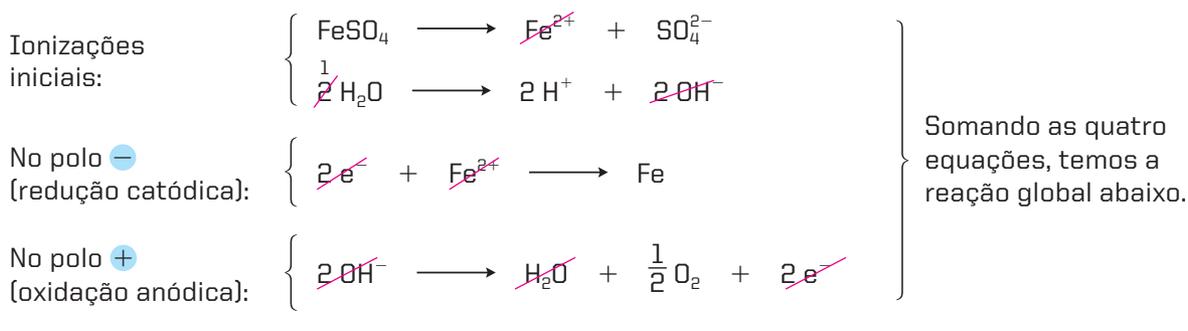


Os íons formados (Fe^{2+} , SO_4^{2-} , H^+ , OH^-) serão descarregados na ordem que obedeça ao esquema da facilidade de descarga (página 365).

Em resumo:



As reações serão:



Nesse exemplo, sofrem eletrólise **em parte o soluto e em parte o solvente**; além disso, a solução vai se tornando cada vez mais ácida devido à formação de H_2SO_4 .

Conclusão

Pelos três exemplos vistos, podemos concluir que, dependendo da solução, **pode haver eletrólise só do soluto, só do solvente (água) ou de ambos**.

Analisando a reação final, podemos prever se a solução sofre diluição ou concentração; se vai se tornando ácida ou básica etc.



Questões

Registre as respostas em seu caderno

- a) A produção industrial de cloro, soda cáustica, hidrogênio, ácido clorídrico e hipoclorito de sódio envolve a eletrólise aquosa do cloreto de sódio. Em seu caderno, responda qual é:
- a equação de dissociação do eletrólito;
 - a reação de autoionização da água;
 - a semirreação do catodo;
 - a semirreação do anodo;
 - a reação global.
- b) Para a fabricação do ácido clorídrico, reage-se o cloro com o hidrogênio obtidos na eletrólise, formando o gás clorídrico, que é, então, borbulhado em água, originando o ácido clorídrico. Quais são as equações citadas neste texto?
- c) Para a fabricação de hipoclorito de sódio, borbulha-se gás cloro em solução de hidróxido de sódio. Qual é a equação química que representa o processo citado?
- d) Das equações:
- $$2 \text{NaCl} + 2 \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{Cl}_2 + 2 \text{NaOH} + \text{H}_2$$
- $$\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \longrightarrow 2 \text{HCl}$$
- $$\text{Cl}_2 + 2 \text{NaOH} \longrightarrow \text{NaClO} + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$$
- quais são espontâneas e quais não são?



Pesquisa

Registre as respostas em seu caderno

O que são piscinas salinizadas?
Quando o uso de cloro para desinfecção de piscinas pode ser prejudicial?
Utilização de cloro em tratamento de piscinas:
<http://www.clorosur.org/>
Acesso em: mar. 2010.



Atividade prática

Registre as respostas em seu caderno

ATENÇÃO

- Não cheire nem experimente substâncias desconhecidas.
- Cuidado com as substâncias tóxicas e/ou inflamáveis.
- Cuidado para que não respinguem na pele e nos olhos.

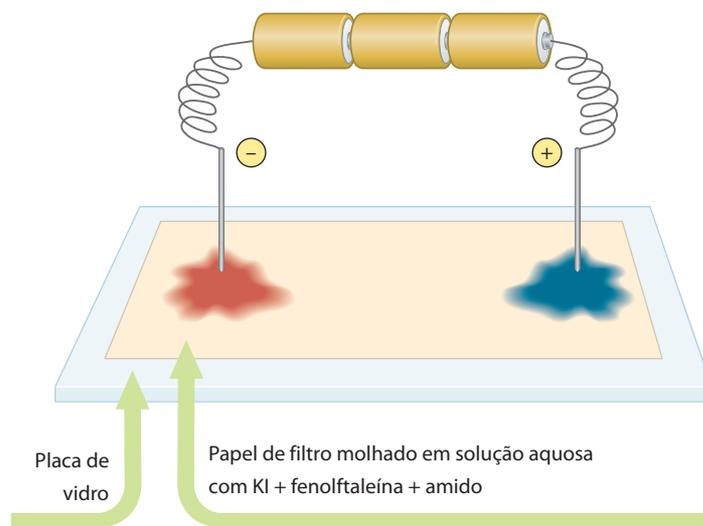
Eletrólise em solução aquosa

Material

- Uma placa de vidro (cerca de 20 cm × 15 cm) limpa e desengordurada.
- Um pedaço de papel de filtro.
- Uma solução diluída de iodeto de potássio (KI), fenolftaleína e amido.
- Três pilhas elétricas comuns.
- Fios de cobre.

Procedimento

- Monte um dispositivo como o esquematizado abaixo.
- Certifique-se de que há bom contato elétrico das pilhas, dos fios de ligação e dos terminais com o papel de filtro.
- Aguarde até aparecerem cores perceptíveis, no papel de filtro, no local de contato com os fios.
- Anote as cores observadas.



[Representação esquemática sem escala; cores-fantasia.]

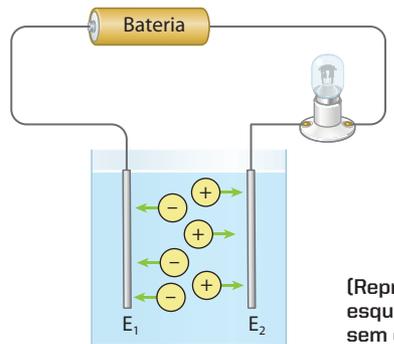
Perguntas:

- Quais foram as semirreações ocorridas?
- Qual foi a reação global dessa eletrólise?
- Quais foram as cores observadas? A que elas são devidas?

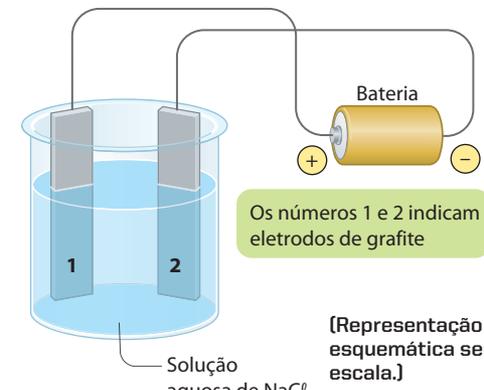
Exercícios básicos

Registre as respostas em seu caderno

Exemplos de eletrólise

- (PUC-SP) Para obter potássio e cloro a partir de KCl sólido, deve-se fazer uma eletrólise com eletrodos inertes. Identifique a alternativa incorreta.
 - Para que a eletrólise ocorra, é preciso fundir a amostra de KCl .
 - O ânion Cl^- será oxidado no anodo.
 - O cátion K^+ será reduzido no catodo.
 - O potássio obtido deverá ser recolhido em recipiente contendo água, para evitar o seu contato com o ar.
 - Se os eletrodos fossem de cobre, o cloro formado reagiria com ele.
- (UEM-PR) Nos líquidos, a corrente elétrica é constituída por íons positivos e por íons negativos que se movem. Considere a montagem abaixo, que mostra uma bateria ligada em série com uma lâmpada e com duas placas metálicas (E_1 e E_2 , denominadas eletrodos) imersas em um recipiente contendo uma solução líquida. Qual é a alternativa **incorreta**?
 

ADILSON SECCO

- E_1 está ligado ao polo positivo da bateria.
 - Se a solução líquida for constituída de açúcar (sacarose) dissolvido na água, a lâmpada acenderá.
 - Se a solução líquida for o sulfato de cobre ($CuSO_4$) dissolvido na água, os íons Cu^{2+} e SO_4^{2-} tornam-se praticamente livres no líquido.
 - Se a solução líquida for o cloreto de sódio ($NaCl$) dissolvido na água, os íons Na^+ e Cl^- tornam-se praticamente livres no líquido.
 - A solução condutora é denominada eletrólito.
- (UFRGS-RS) Um estudante apresentou um experimento sobre eletrólise na feira de ciências de sua escola. O esquema do experimento foi representado pelo estudante em um cartaz como o reproduzido abaixo.
 

ADILSON SECCO

Em outro cartaz, o aluno listou três observações que realizou e que estão transcritas abaixo.

- Houve liberação de gás cloro no eletrodo 1.
 - Formou-se uma coloração rosada na solução próxima ao eletrodo 2, quando se adicionaram gotas de solução de fenolftaleína.
 - Ocorreu uma reação de redução do cloro no eletrodo 1.
- Quais observações são corretas?
- Apenas I.
 - Apenas II.
 - Apenas III.
 - Apenas I e II.
 - I, II e III.

- (FEI-SP) Em relação à eletrólise de uma solução aquosa concentrada de $CuCl_2$, qual a afirmativa errada?
 - Há deposição de cobre metálico no eletrodo negativo.
 - Há formação de cloro gasoso no eletrodo positivo.
 - Os íons Cu^{2+} são reduzidos.
 - Os íons Cl^- são oxidados.
 - A reação que se passa na eletrólise pode ser representada pela equação:

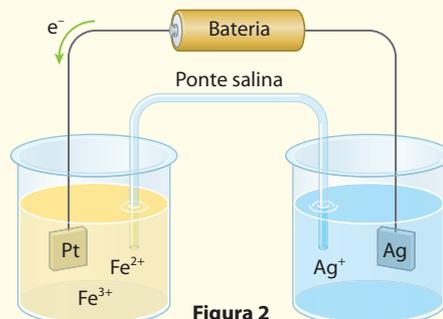
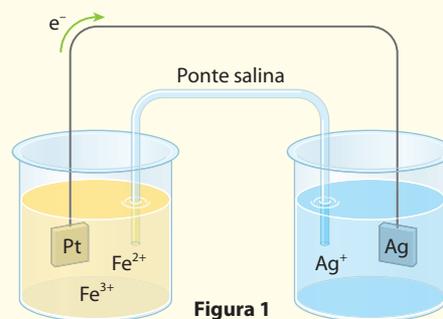
$$Cu(s) + Cl_2(g) \rightleftharpoons Cu^{2+}(aq) + 2Cl^-(aq)$$

Comparando pilhas e eletrólise — o problema da recarga das baterias

Exercício resolvido

- (UFC-CE) Observe o sistema eletroquímico indicado na figura 1, em que ocorre a reação espontânea:

$$Fe^{+2}(aq) + Ag^+(aq) \longrightarrow Ag(s) + Fe^{+3}(aq)$$
 $E^0 = +0,028 V$
 - Explique o que acontece após instalar uma fonte externa de potencial elétrico maior que 0,028 V (figura 2).
 - Na reação espontânea, quem é o agente oxidante e por quê?



[Representações esquemáticas sem escala.]

ADILSON SECCO

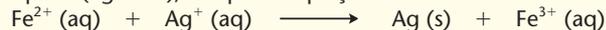
Resolução

a) A fonte externa, de potencial elétrico maior que 0,028 V, irá **inverter** o fluxo de elétrons, invertendo, como decorrência, a equação dada no enunciado.

Assim, na figura 2, teremos:

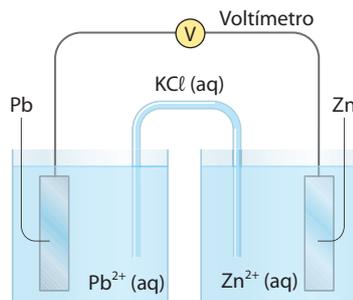


b) A reação espontânea é a da pilha (figura 1), na qual a equação:

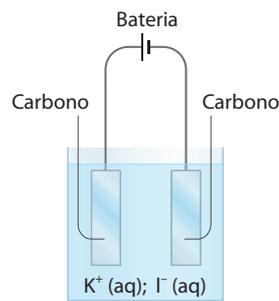


indica que o agente oxidante é o Ag^+ , que recebe elétrons e oxida o $\text{Fe}^{2+} (\text{aq})$ a $\text{Fe}^{3+} (\text{aq})$.

6. (UFF-RJ) Os esquemas I e II ilustram transformações químicas:



Esquema I



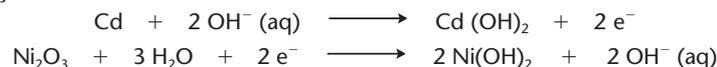
Esquema II

(Representações esquemáticas sem escala.)

Observando-se os esquemas, pode-se assegurar que:

- no esquema I, ocorre uma reação não espontânea de oxirredução.
- no esquema I, a energia elétrica é convertida em energia química.
- no esquema II, os eletrodos de carbono servem para manter o equilíbrio iônico.
- no esquema II, a energia elétrica é convertida em energia química.
- no esquema II, ocorre uma reação espontânea de oxirredução.

7. (U. São Judas-SP) As baterias alcalinas de Ni-Cd usadas em celulares, filmadoras, calculadoras, relógios, telefones sem fio e *flashes* apresentam uma voltagem (diferença de potencial) sempre constante. Elas são seqüências de células de polos negativos de cádmio e polos positivos de óxido de níquel (III), com solução de hidróxido de potássio, KOH, como eletrólito. Nelas, ocorrem as seguintes reações:



As baterias param de funcionar quando os hidróxidos insolúveis se depositam nos eletrodos. Para que elas voltem a funcionar, devemos fornecer energia elétrica de uma fonte externa, fazendo com que:

- a reação ocorra no sentido dos produtos, acumulando corrente elétrica.
- a reação ocorra no sentido dos reagentes, reduzindo o anodo.
- a reação ocorra no sentido dos produtos, oxidando o catodo.
- a reação ocorra no sentido dos reagentes, reduzindo o catodo.
- a reação ocorra no sentido dos reagentes, oxidando o anodo.



Exercícios complementares

Registre as respostas em seu caderno

8. (Unifor-CE) Considerando-se que:

- na autoionização da água $[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14}$;
- quando um eletrólito tal como AgNO_3 é colocado na água, a condutibilidade elétrica do conjunto de íons (H^+ , OH^- , Ag^+ , NO_3^-) é apreciável;
- o potencial de redução do Ag é maior do que o do H;
- o potencial de oxidação do OH^- é maior do que o do NO_3^- ;

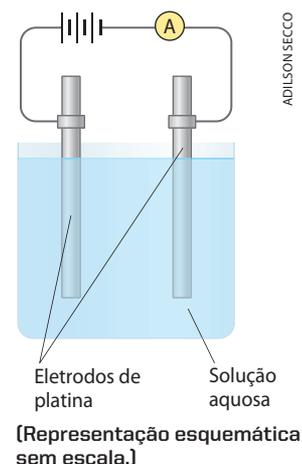
ao passar corrente elétrica contínua numa solução aquosa de AgNO_3 (eletrólise) deve ocorrer, além de produção de prata, liberação de:

- hidrogênio, H_2 , resultando uma solução ácida.
- hidrogênio, H_2 , resultando uma solução básica.
- hidrogênio, H_2 , no anodo e de oxigênio, O_2 , no catodo.
- oxigênio, O_2 , resultando uma solução ácida.
- oxigênio, O_2 , resultando uma solução básica.

9. (UFPR) Um estudante montou um arranjo experimental para investigar a condutividade de algumas soluções aquosas. Para isso, ele usou água destilada, uma fonte de tensão (—| | |—) e um amperímetro (A), conforme esquematizado ao lado:

Os resultados experimentais foram apresentados na seguinte tabela:

Experimento	Soluto	Corrente medida	Observações visuais
A	Açúcar	zero	Não houve alteração perceptível
B	Ácido sulfúrico	0,5 A	Houve evolução de gases em ambos os eletrodos
C	Sulfato de cobre	0,5 A	Houve evolução de gás em um eletrodo e houve deposição de cobre no outro eletrodo



ADILSON SECCO

Responda:

- a) Por que o amperímetro não registrou corrente no experimento A e registrou nos experimentos B e C?
 b) Quais foram os gases liberados no experimento B no eletrodo positivo? E no eletrodo negativo?
 c) Qual foi o gás liberado no experimento C? Em qual eletrodo (anodo ou catodo) houve deposição de cobre?
10. (EEM-SP) Uma solução aquosa diluída de cloreto de sódio é eletrólise. No início, o gás produzido, no anodo, é esverdeado; depois, a mistura gasosa torna-se cada vez mais clara e, por fim, após exaustiva eletrólise, o produto gasoso é incolor. Explique o que ocorre e dê nomes aos gases formados em cada etapa.
11. (Vunesp) "Piscina sem Química" é um anúncio envolvendo tratamento de água. Sabe-se, no entanto, que o tratamento consiste na adição de cloreto de sódio na água e na passagem dessa água por um recipiente dotado de eletrodos de cobre e de platina ligados a uma bateria de chumbo de automóvel.
- a) Com base nessas informações, discutir se a mensagem do anúncio é correta.
 b) Considerando os eletrodos inertes, escrever as equações das reações envolvidas que justificam a resposta anterior.

5 >>> Eletrólise em solução aquosa com eletrodos ativos (ou reativos)

Eletrodo ativo (ou reativo) é o que participa das reações de eletrólise, sofrendo em geral um desgaste ou corrosão.

Em qualquer eletrólise, os eletrodos devem, evidentemente, ser bons condutores de eletricidade; isso nos obriga a utilizar eletrodos metálicos ou de grafite. Entretanto, o eletrodo pode sofrer corrosão devido à passagem da corrente elétrica ou devido às substâncias formadas na eletrólise.

O eletrodo de grafite, por exemplo, resiste a quase tudo, exceto ao oxigênio, pois, sendo uma variedade de carbono, ele sofre oxidação na presença de oxigênio:



Os eletrodos metálicos funcionam bem na posição de catodo. **Na posição de anodo**, porém, o metal pode ser rapidamente corroído, ou melhor, pode participar da própria eletrólise, uma vez que:

- o anodo é um oxidante poderoso;
- os metais (*Me*) têm uma tendência natural de perder elétrons (oxidação):



Chega-se então a uma situação extrema, na qual o **anodo ou polo positivo "prefere" retirar elétrons do próprio metal que o constitui em vez de descarregar os ânions existentes em solução**; desse modo, o próprio anodo vai sendo desgastado ou corroído.

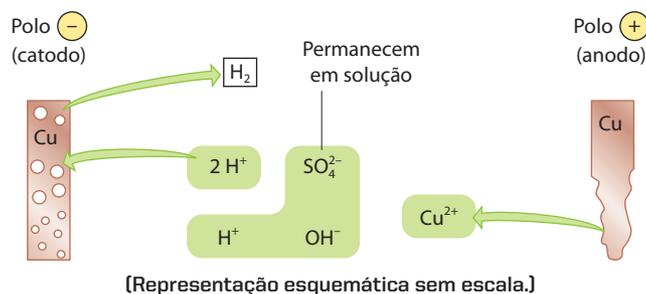
Aliás, essa situação é bastante comum; **praticamente todos os metais acima do cobre** ($E^0 = +0,34 \text{ V}$) na tabela dos potenciais-padrão de eletrodo **irão sofrer oxidação eletrolítica** se forem colocados como anodo em uma célula eletrolítica. Nesses casos, dizemos que o eletrodo é **ativo** (ou **reativo**), uma vez que está tomando parte na reação de eletrólise.

1º exemplo – eletrólise de H_2SO_4 em solução aquosa diluída, com eletrodos de cobre

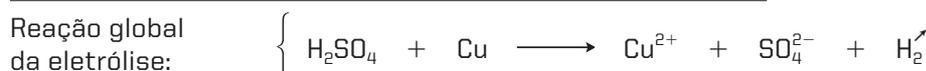
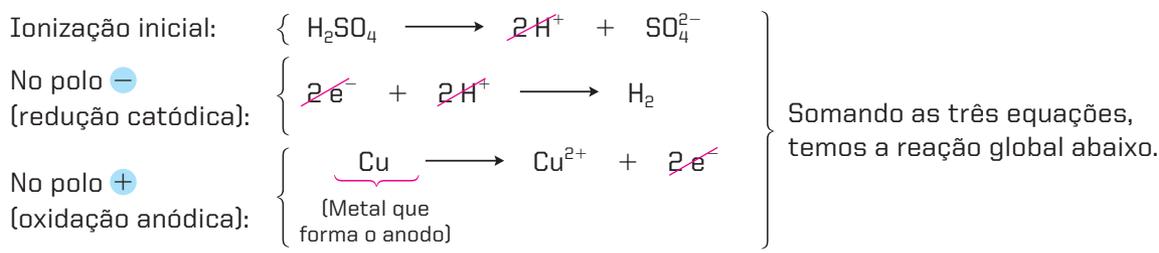
Na solução aquosa, temos as seguintes ionizações:



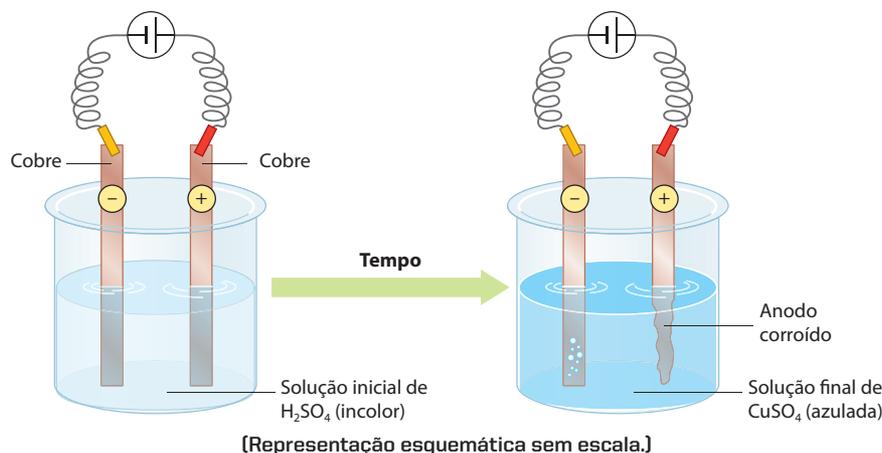
O polo $-$ tem, como única opção, a descarga do H^+ . O polo $+$, porém, poderia optar por retirar elétrons do SO_4^{2-} ou do OH^- ou, agora, do próprio anodo (que é o metal cobre), segundo a equação $\text{Cu}^0 \longrightarrow \text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^-$. Como essa última oxidação é mais fácil, ela será, sem dúvida, a preferida. Teremos, então, o esquema:



Reações da eletrólise:



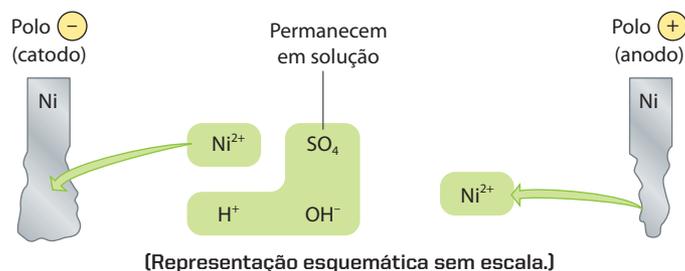
Esquematicamente:



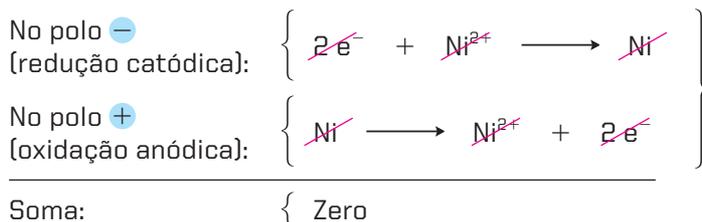
É interessante notar que a reação $\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{CuSO}_4 + \text{H}_2$ não é espontânea. O Cu, estando abaixo do H na tabela de potenciais-padrão de eletrodo, não pode deslocar o H^+ dos ácidos; no entanto, aqui a reação se efetuou, pois foi forçada a isso pela passagem da corrente elétrica.

2º exemplo – eletrólise de NiSO_4 em solução aquosa diluída, com anodo de níquel

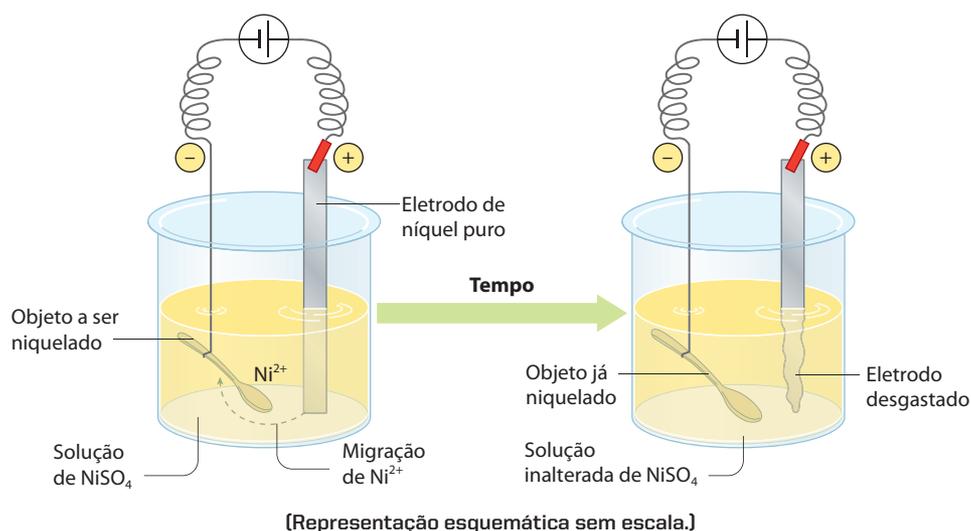
Vamos raciocinar como no exemplo anterior. Lembrando que agora o polo \ominus tem duas opções (descarregar o H^+ ou o Ni^{2+}), concluímos, pela tabela de potenciais-padrão, que a descarga do Ni^{2+} é a mais fácil, e chegamos ao esquema:



Reações da eletrólise:



Nesse caso, a soma é zero, porque a eletrólise não altera a solução; a corrente elétrica apenas transporta o níquel do anodo para o catodo. Esquematicamente:



Processos de galvanização

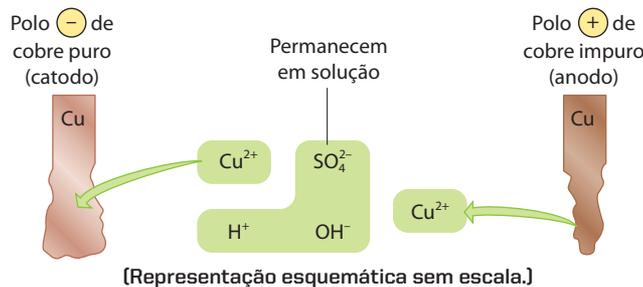
Como pudemos ver no exemplo anterior, se o catodo for um objeto metálico, ligado ao polo \ominus , ele será recoberto com níquel metálico; esse é o processo usual de **niquelação**. De modo idêntico podem ser feitas a **cromagem**, a **prateação** ou a **douração** eletrolítica dos objetos metálicos; esses processos recebem o nome genérico de **galvanização** ou **eletrólise**.

Outro exemplo semelhante é a fabricação eletrolítica da folha de flandres ou lata comum (para a fabricação de latas de óleos, de conservas, de doces etc.); nesse caso, uma chapa de aço recebe um depósito eletrolítico de estanho.

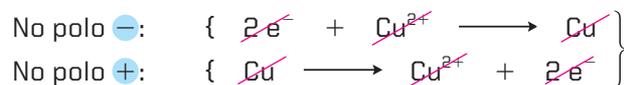
Para uma galvanização ser perfeita, resultando em uma película metálica uniforme e bem aderida ao objeto, muitos cuidados são necessários: a composição da solução deve ser mais complexa; devem-se controlar a concentração, o pH e a temperatura da solução, bem como a intensidade da corrente elétrica. Caso contrário, o metal não adere bem ao objeto, isto é, a película metálica acaba se soltando. Em casos extremos, o metal nem chega a aderir ao objeto, caindo no fundo da célula eletrolítica, sob forma de pó metálico (note que esse resultado interessa na fabricação eletrolítica de **metais em pó**).

3º exemplo – eletrólise de CuSO_4 em solução aquosa, com anodo de cobre impuro e catodo de cobre puro

No que diz respeito às reações, esse exemplo é idêntico ao anterior:

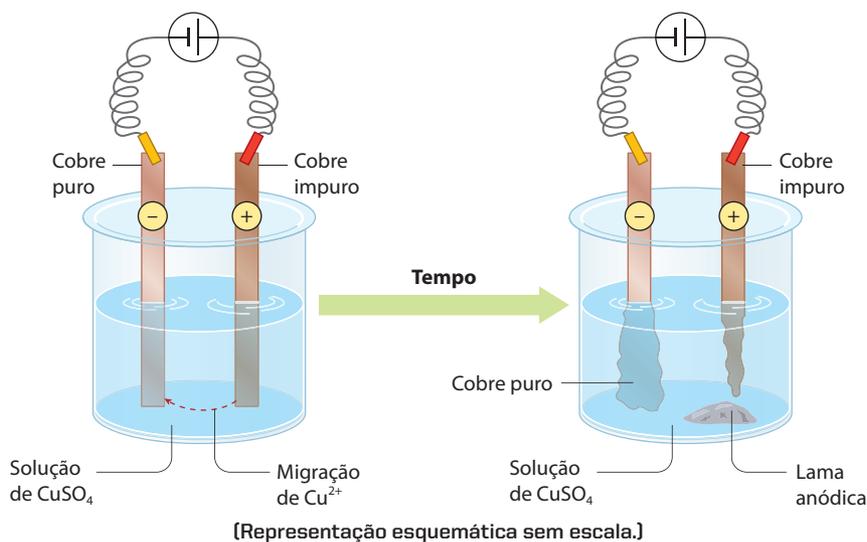


Reações da eletrólise:



Soma: { Zero

Esquema:



Eletrometalurgia

No exemplo acima, a corrente elétrica apenas transporta cobre **puro** do anodo para o catodo; as impurezas existentes no anodo ou ficam em solução, ou precipitam, formando a chamada **lama anódica**. Esse processo é chamado **refino eletrolítico** e permite obter cobre com pureza da ordem de 99,9%, que é chamado de **cobre eletrolítico**, indispensável à fabricação de fios elétricos (as impurezas diminuem exageradamente a condutividade elétrica dos metais).

Embora dispendioso, o refino eletrolítico é o melhor método de purificação dos metais. Além do cobre, também o zinco, o chumbo e outros metais são, atualmente, purificados por esse processo.

6 >>> Comparando o funcionamento das pilhas com a eletrólise

Pilhas e eletrólise são processos opostos. Abaixo apresentamos as representações esquemáticas (sem escala) desses processos.

No tocante ao funcionamento e às reações

NA PILHA { Funcionamento espontâneo

Fluxo espontâneo de elétrons

Reação espontânea

$$\text{Zn} + \text{Cu}^{2+} \longrightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{Cu}$$

Polo $-$ = Anodo \Rightarrow Oxidação
 Polo $+$ = Catodo \Rightarrow Redução

NA ELETRÓLISE { Funcionamento forçado

Fluxo de elétrons forçado pelo gerador

Reação forçada

$$\text{Zn} + \text{Cu}^{2+} \longleftarrow \text{Zn}^{2+} + \text{Cu}$$

Polo $+$ = Anodo \Rightarrow Oxidação
 Polo $-$ = Catodo \Rightarrow Redução

Observe os dois casos: no anodo ocorre uma oxidação e no catodo uma redução; os sinais $+$ e $-$, contudo, são invertidos.

No tocante à tabela dos potenciais-padrão de eletrodo

Zn ($E^0 = -0,76 \text{ V}$)

Os elétrons descem espontaneamente do Zn ao Cu^{2+} , resultando daí:

Cu^{2+} ($E^0 = +0,34 \text{ V}$) $\Delta E^0 = 1,10 \text{ V}$

Zn^{2+}

Os elétrons sobem do Cu para o Zn^{2+} “empurrados” pelo gerador, que deve ter fem $> 1,10 \text{ V}$.

Cu

Questões

Registre as respostas em seu caderno

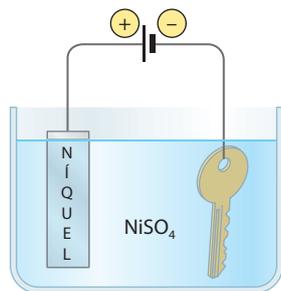
- O que pode ocorrer, durante uma eletrólise, com um eletrodo reativo? Qual é a semirreação que indica esse processo?
- Em linhas gerais, qual a posição dos metais reativos na tabela dos potenciais de eletrodo?
- O que é galvanização?
- Como se processa a purificação de metais por eletrometalurgia?
- Qual é a diferença fundamental entre o funcionamento de uma pilha e o processo de eletrólise?

Exercícios básicos

Registre as respostas em seu caderno

- 12.** (UFRGS-RS) A galvanoplastia é uma técnica utilizada para revestir peças com um determinado metal por meio da eletrólise. Para cromar um chaveiro de ferro foram realizados os procedimentos a seguir:
- Colocou-se o chaveiro de ferro como catodo (eletrodo negativo).
 - Colocou-se um pedaço de cromo metálico como anodo (eletrodo positivo).
 - Utilizou-se uma solução aquosa que continha sais de ferro.
- Quais estão corretos?
- Apenas I.
 - Apenas II.
 - Apenas III.
 - Apenas I e II.
 - I, II e III.

- 13.** (UFV-MG) O processo de galvanização consiste no revestimento metálico de peças condutoras que são colocadas como eletrodos negativos em um circuito de eletrólise (observe o esquema abaixo).

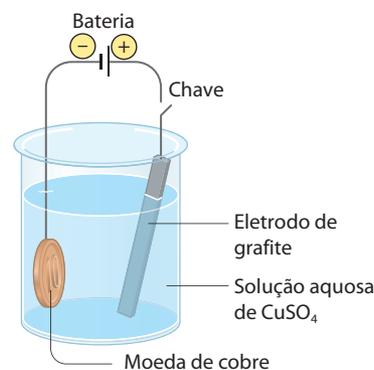


[Representação esquemática sem escala.]

Considere as seguintes afirmativas:

- Na chave, ocorre a reação:
$$\text{Ni}^{2+} + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{Ni}^0$$
 - No polo positivo, ocorre oxidação do níquel.
 - No polo positivo, ocorre a reação:
$$\text{Ni}^0 \longrightarrow \text{Ni}^{2+} + 2 \text{e}^-$$
 - O eletrodo positivo sofre corrosão durante a eletrólise.
 - A chave é corroída durante o processo.
- A alternativa que contém apenas as afirmativas corretas é:
- I, II, III, IV e V.
 - I, II, III e IV.
 - I, II e III.
 - II e III.
 - I, II, III e V.

- 14.** (UFMG) A figura a seguir mostra um esquema utilizado para recuperar moedas de cobre antigas, parcialmente oxidadas.



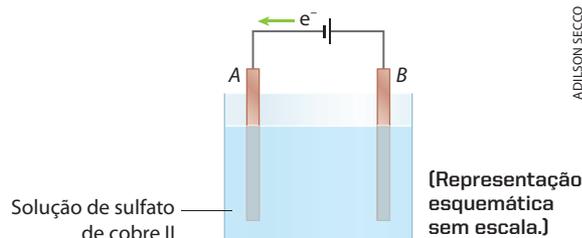
[Representação esquemática sem escala.]

Qual é o processo que ocorre na superfície da moeda?

- $\text{Cu}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{Cu} (\text{s})$
- $\text{Cu} (\text{s}) \longrightarrow \text{Cu}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{e}^-$
- $2 \text{H}_2\text{O} (\text{l}) \longrightarrow \text{O}_2 (\text{g}) + 4 \text{H}^+ (\text{aq}) + 4 \text{e}^-$
- $4 \text{OH}^- (\text{aq}) \longrightarrow \text{O}_2 (\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O} (\text{l}) + 4 \text{e}^-$
- $\text{O}_2 (\text{g}) + 4 \text{H}^+ (\text{aq}) + 4 \text{e}^- \longrightarrow 2 \text{H}_2\text{O} (\text{l})$

- 15.** (Unicamp-SP) Um processo de purificação de cobre metálico consiste em passar uma corrente elétrica por uma solução aquosa de sulfato de cobre II, de cor azul, durante determinado intervalo de tempo. Nessa solução são mergulhados dois eletrodos de cobre metálico, sendo um de cobre impuro. No transcorrer do processo, o cobre metálico vai se depositando sobre um dos eletrodos, ficando livre das impurezas.

O desenho abaixo mostra esquematicamente a situação no início do processo.



- Em qual dos eletrodos, A ou B, se depositará cobre metálico purificado? Justifique.
- A intensidade da cor azul é diretamente proporcional à concentração de Cu^{2+} na solução. Com base nessa informação e no processo de purificação acima descrito, responda se ao final do experimento a intensidade da cor azul terá aumentado, permanecido igual ou diminuído em relação à cor inicial. Justifique.

16. (UFBA) A bateria chumbo/ácido, utilizada na geração de energia elétrica para automóveis, pode ser recarregada pelo próprio dínamo do veículo.

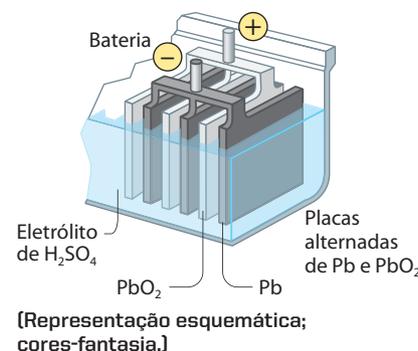
Semirreação	Potencial-padrão de redução E^0 (V)
$\text{PbO}_2(\text{s}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) + 4\text{H}^+(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{PbSO}_4(\text{s}) + 2\text{H}_2\text{O}(\ell)$	-0,36
$\text{PbSO}_4(\text{s}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Pb}(\text{s}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$	+1,69

Associando-se as informações da tabela e da figura, é correto afirmar:

- (01) O eletrodo de óxido de chumbo é o ânodo da bateria.
 (02) A diferença de potencial de 6 pilhas associadas em série é 12,30 V.
 (04) Uma semirreação que ocorre na bateria é:

$$\text{Pb}(\text{s}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) \longrightarrow \text{PbSO}_4(\text{s}) + 2\text{e}^-$$

 (08) No processo de recarga, a placa de chumbo é o anodo da bateria.
 (16) Quando ocorre a descarga da bateria, a densidade da solução diminui, devido ao consumo de íons sulfato e à formação de água.
 (32) Durante o processo de descarga da bateria, são envolvidos 4 elétrons.
 Dê como resposta a soma dos números das proposições corretas.



ADILSON SECCO

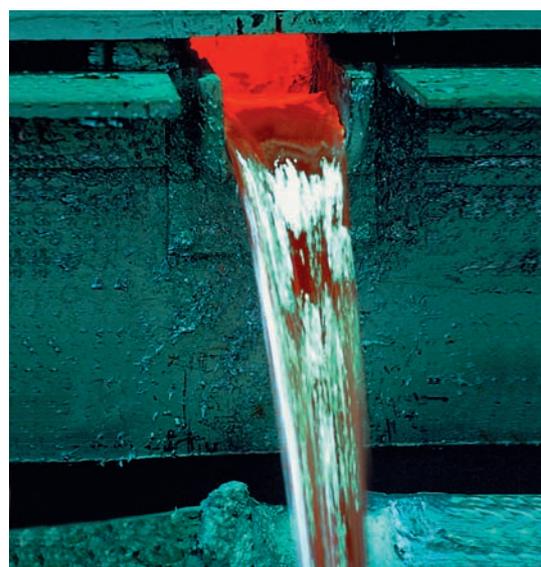
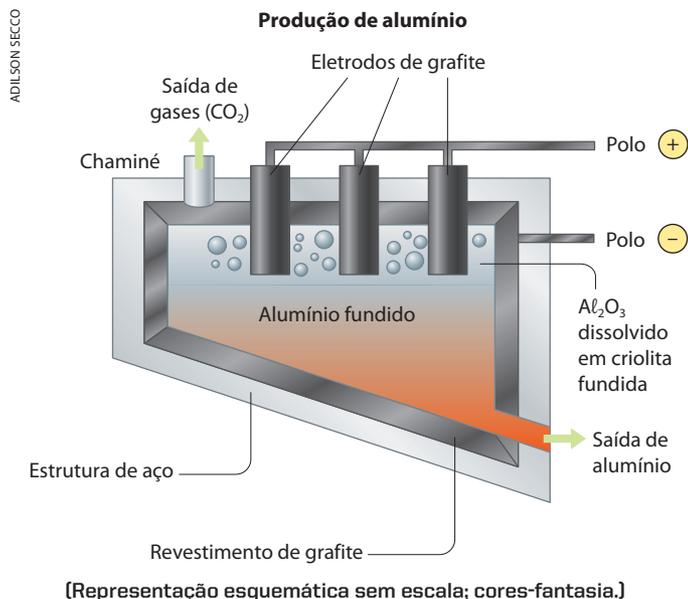
7 >>> Aplicações da eletrólise

Os processos de eletrólise são amplamente utilizados, tanto em laboratórios como nas indústrias químicas. Em laboratórios, é comum o uso de eletrólises em processos de **análise química** – por exemplo, quando avaliamos a quantidade de certo cátion existente em uma solução, eletrolisando-o e “pesando” o metal resultante que fica depositado no catodo.

As aplicações industriais dos processos eletroquímicos são também muito importantes, apesar do grande problema representado pelo alto consumo de energia elétrica. Podemos então citar:

- 1ª) A **produção de substâncias simples** de alta reatividade – que, por isso mesmo, não podem ser obtidos por reações químicas comuns –, tais como metais alcalinos (Na e K), metais alcalinoterrosos (Ca e Mg), alumínio, halogênios (F_2 e Cl_2) etc.

A eletrólise ígnea do Al_2O_3 , por exemplo, é uma das mais importantes atualmente; nessa reação, o Al_2O_3 é fundido com auxílio da criolita ($3\text{NaF} \cdot \text{AlF}_3$) e produz **alumínio metálico**, segundo a reação $2\text{Al}_2\text{O}_3 \longrightarrow 4\text{Al} + 3\text{O}_2$, no forno esquematizado abaixo.



Alumínio fundido escorrendo de forno industrial. (São Paulo, SP, 1998.)

CARLOS TERRANA/KINO

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Com base no exemplo da produção do alumínio, é interessante ressaltar que quase todos os metais, usados em nosso dia a dia, aparecem “oxidados” na natureza, principalmente na forma de óxidos ou sulfetos. Sendo assim, a maior parte dos processos metalúrgicos deve “reduzir” o metal, libertando-o em sua forma metálica. Com metais menos reativos que o alumínio ($E^0 > -1,66 \text{ V}$), a redução é feita, em geral, com carvão ou CO, que são **redutores baratos**. É o que acontece na produção do ferro ($\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3 \text{ CO} \longrightarrow 2 \text{ Fe} + 3 \text{ CO}_2$). Com metais mais reativos que o alumínio, porém, devemos dispor de um agente redutor mais energético – é aí que entra o poder redutor do polo negativo (catodo) das células eletrolíticas.



SEAN GALLUP/GETTY IMAGES NEWS

Interior de indústria de alumínio, na área de produção de rodas para ônibus. (Szekesfehervar, Hungria, 2006.)

- 2ª) A produção de compostos químicos de grande importância comercial, como NaOH (página 364), H_2O_2 etc.
- 3ª) A purificação ou refino eletrolítico de vários metais, como o cobre (página 373), o zinco, o chumbo etc.
- 4ª) Os processos de **eletrodeposição de metais (galvanização)**, como a niquelação, a cromagem, a prateação, a douração etc. (é interessante notar que, atualmente, não só peças metálicas mas também peças de plástico podem ser cromadas, sendo usadas como grades, emblemas e calotas em automóveis, como peças de geladeiras e aparelhos de som etc.).

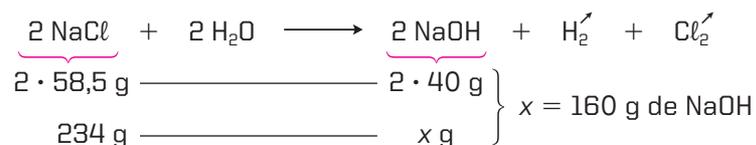


FERNANDO FAVORETTO/FATO COMUNICAÇÃO

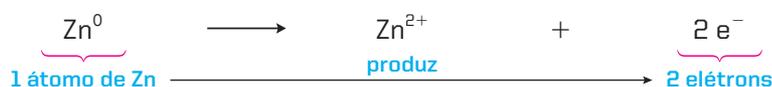
Bandejas sendo prateadas.

8 A estequiometria das pilhas e da eletrólise

Passemos agora ao estudo quantitativo das reações que ocorrem nas pilhas e nas eletrólises. Considerando que essas são reações como outras quaisquer, podemos concluir que elas obedecem a todos os critérios já vistos no cálculo estequiométrico. Assim, por exemplo, vamos supor que fosse perguntado: “qual é a massa, em gramas, de NaOH produzida pela eletrólise de 234 g de NaCl, em solução aquosa?”. Escrita e balanceada a equação (veja página 364), resolveríamos o problema pelo cálculo estequiométrico e teríamos:



No entanto, é muito importante relacionar a **quantidade da substância** transformada com a **quantidade de eletricidade** associada a essa transformação. Assim, por exemplo, na oxidação que ocorre no anodo de uma pilha de Daniell, teríamos:



Portanto: 1 mol de átomos de Zn ————— 2 mols de elétrons

Ou ainda: massa molar (65,3 g) de Zn ————— Quantidade de eletricidade?

Como podemos resolver esse problema e chegar à quantidade de eletricidade mencionada na relação acima?

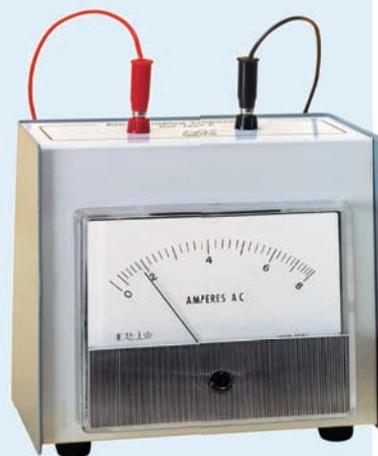
UM POUCO DE FÍSICA

Na eletricidade, a **quantidade de elétrons** que passa por um circuito elétrico corresponde à ideia de **quantidade de eletricidade (Q)** e é medida em **coulombs** (símbolo: *C*).

A **intensidade da corrente elétrica (i)** é o quociente entre a quantidade de eletricidade (*Q*) que passou por um circuito e o intervalo de tempo (Δt) correspondente a essa passagem. Temos, pois:

$$i = \frac{Q}{\Delta t} \quad \text{ou} \quad Q = i \cdot \Delta t$$

A intensidade de corrente elétrica é medida em **ampères (A)** – 1 ampère corresponde à passagem de 1 coulomb por segundo, em um dado ponto do circuito elétrico. Na prática, a intensidade de corrente elétrica é medida com o auxílio de um **amperímetro** (veja a foto ao lado).



Voltando ao problema de se relacionar a **quantidade de matéria** transformada numa pilha (ou na eletrólise) com a **quantidade de eletricidade** produzida na pilha (ou necessária na eletrólise), podemos dizer que o **primeiro passo** para sua resolução foi dado por Faraday, em 1834, quando verificou experimentalmente que, nas eletrólises:

A massa da substância eletrolisada é **diretamente proporcional** à quantidade de eletricidade que atravessa a solução.

Essa conclusão é chamada de **Lei de Faraday** para a eletrólise e pode ser comprovada facilmente com uma célula eletrolítica, como mostramos ao lado.

Medimos a intensidade de corrente (i) no amperímetro, o intervalo de tempo (Δt) de passagem da corrente com um cronômetro e determinamos o aumento da massa (m) sofrido pelo catodo, devido à deposição de prata durante a eletrólise. Verificamos, então, que à proporção que aumentam i e Δt , aumenta também a massa m .

Um segundo passo importante para a estequiometria dos processos eletroquímicos foi dado por Millikan, em 1913, quando determinou a **carga de 1 elétron**, encontrando o valor de $1,6023 \cdot 10^{-19}$ coulomb. Com esse valor e com a constante de Avogadro ($6,023 \cdot 10^{23}$), podemos calcular a **carga elétrica de 1 mol de elétrons**:

$$\begin{array}{l}
 1 \text{ elétron} \text{ ————— } 1,6023 \cdot 10^{-19} \text{ coulomb} \\
 1 \text{ mol de elétrons} = 6,023 \cdot 10^{23} \text{ elétrons} \text{ ————— } x \text{ coulomb}
 \end{array}
 \left. \vphantom{\begin{array}{l} 1 \text{ elétron} \\ 1 \text{ mol de elétrons} \end{array}} \right\} x = 96.506 \text{ coulomb/mol}$$

Esse valor, que iremos usar como aproximadamente 96.500 coulomb/mol, é a chamada **constante de Faraday**.

Constante de Faraday é a carga elétrica de **1 mol** de elétrons e vale 96.500 coulomb/mol.

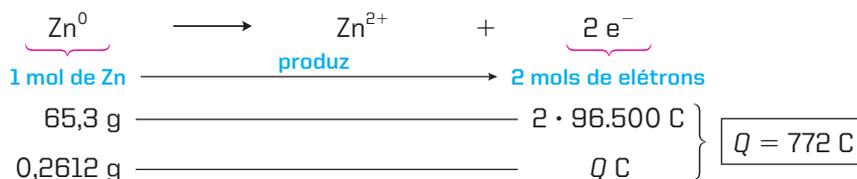
Aplicando os conceitos anteriores, podemos exemplificar dois tipos de cálculos de grande importância na Eletroquímica.

1º exemplo

Qual é a quantidade de eletricidade obtida em uma pilha de Daniell pela oxidação de 0,2612 g de zinco? (Massa atômica do Zn = 65,3.) E qual é a intensidade da corrente produzida, sabendo-se que a pilha funcionou durante 25 minutos e 44 segundos?

Resolução:

Este é um problema de **estequiometria das pilhas**, no qual retomamos a questão que ficou incompleta na página 380. Nesse caso, teremos o seguinte cálculo da quantidade de eletricidade:



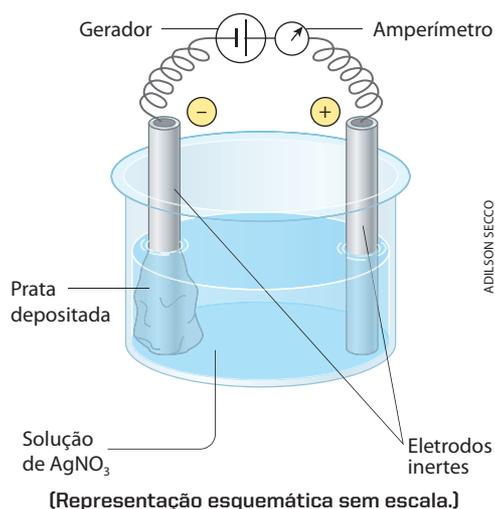
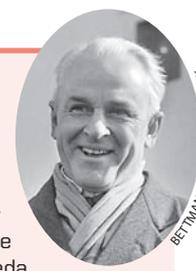
Michael Faraday

Físico e químico inglês (ao lado, retratado por Thomas Phillips, em 1842), nasceu em 1791 e faleceu em 1867. Muitas pesquisas de Faraday foram importantes para o desenvolvimento da Física e da Química. Descobriu várias substâncias e isolou o benzeno. Na Física, foi um dos pioneiros da eletricidade e do eletromagnetismo, tendo descoberto a indução eletromagnética, o Princípio da Blindagem Eletrostática (gaiola de Faraday) e a Lei da Eletrólise.



Robert Andrews Millikan

Físico estadunidense (ao lado, retratado em 1933), nasceu em 1868 e faleceu em 1953. Realizou importantes pesquisas no campo da Mecânica Quântica e sobre os raios cósmicos. Durante cinco anos, efetuou medições cuidadosas para determinar a carga do elétron, em experimentos que consistiam em retardar (ou impedir) a queda de gotículas de óleo eletrizadas pela ação de um campo eletrostático. Por seus trabalhos, Millikan recebeu o Prêmio Nobel de Física de 1923.



Lembrando que o intervalo de tempo dado (25 minutos e 44 segundos) corresponde a:

$$\Delta t = 25 \cdot 60 + 44 = 1.544 \text{ s}$$

calculamos a intensidade da corrente que foi pedida:

$$i = \frac{Q}{\Delta t} = \frac{772 \text{ C}}{1.544 \text{ s}} \Rightarrow \boxed{i = 0,5 \text{ A}}$$

2º exemplo

Calcule a massa de cobre metálico depositada por uma corrente elétrica de 1,93 A que atravessa uma solução de sulfato cúprico durante 10 minutos (massa atômica do Cu = 63,5).

Resolução:

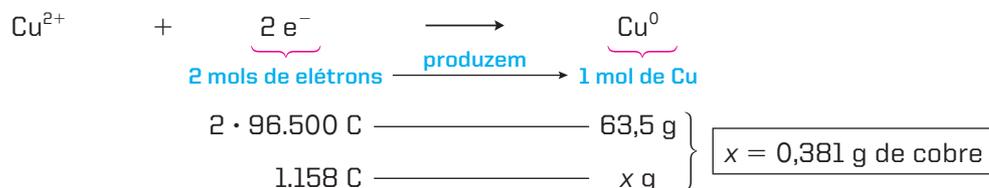
Agora, o problema é de **estequiometria de uma eletrólise**; sua resolução é, porém, idêntica à do exemplo anterior.

$$\text{São dados no enunciado: } \begin{cases} i = 1,93 \text{ A} \\ \Delta t = 10 \text{ min} = 10 \cdot 60 \text{ s} \Rightarrow \Delta t = 600 \text{ s} \end{cases}$$

Portanto:

$$Q = i \cdot \Delta t = 1,93 \text{ A} \cdot 600 \text{ s} \Rightarrow Q = 1.158 \text{ C}$$

Na eletrólise do sulfato de cobre (CuSO_4), teremos deposição de cobre no catodo, segundo a equação:



Questões

Registre as respostas em seu caderno

- Os metais são frequentemente encontrados em seus minérios com número de oxidação positivo. Para que se possa obter o metal a partir de seu minério, é necessário que ele sofra redução. Pode-se afirmar que o processo de obtenção de um metal, a partir de seu minério, é o mesmo que o processo da corrosão?
- A obtenção do estanho é feita a partir da redução da cassiterita (SnO_2) com monóxido de carbono. Qual é a equação que representa a obtenção do estanho?
- A obtenção do zinco é feita por meio do aquecimento da blenda (ZnS) na presença de oxigênio, transformando o sulfeto em óxido, e posterior redução com monóxido de carbono. Quais são as equações envolvidas?



Pesquisa

Registre as respostas em seu caderno

O alumínio (e outros metais) são usados como matéria-prima na produção de diversos produtos. Explique os seguintes processos de produção:

- processo de laminação;
- processo de estampagem;
- processo de extrusão;
- processo de forjamento;
- processo de usinagem.

Referência:

Em <http://www.abal.org.br> entre em "o alumínio", depois em "processos de produção".

Acesso em: mar. 2010.

Exercícios básicos

Registre as respostas em seu caderno

O processo de eletrólise

17. (Fuvest-SP) O alumínio é produzido a partir do minério bauxita, do qual é separado o óxido de alumínio, que, em seguida, junto a um fundente, é submetido à eletrólise. A bauxita contém cerca de 50%, em massa, de óxido de alumínio. De modo geral, desde que o custo de energia elétrica seja o mesmo, perto de onde as indústrias de alumínio procuram se estabelecer?
- Zonas litorâneas, pela necessidade de grandes quantidades de salmoura para a eletrólise.
 - Centros consumidores de alumínio, para evitar o transporte de material muito dúctil e maleável e, portanto, facilmente deformável.
 - Grandes reservatórios de água, necessária para separar o óxido de alumínio da bauxita.
 - Zonas rurais, onde a chuva ácida, que corrói o alumínio, é menos frequente.
 - Jazidas de bauxita, para não se ter de transportar a parte do minério (mais de 50%) que não resulta em alumínio.
18. (Enem-MEC) O alumínio se funde a 666 °C e é obtido à custa de energia elétrica, por eletrólise — transformação realizada a partir do óxido de alumínio a cerca de 1.000 °C.

A produção brasileira de alumínio, no ano de 1985, foi da ordem de 550.000 toneladas, tendo sido consumidos cerca de 20 kWh de energia elétrica por quilograma do metal. Nesse mesmo ano, estimou-se a produção de resíduos sólidos urbanos brasileiros formados por metais ferrosos e não ferrosos em 3.700 t/dia, das quais 1,5% estima-se corresponder ao alumínio.

(Dados adaptados de FIGUEIREDO, P. J. M. *A sociedade do lixo: resíduos, a questão energética e a crise ambiental*. Piracicaba: Unimep, 1994.)

Suponha que uma residência tenha objetos de alumínio em uso cuja massa total seja de 10 kg (painéis, janelas, latas etc.). O consumo de energia elétrica mensal dessa residência é de 100 kWh. Sendo assim, na produção desses objetos utilizou-se uma quantidade de energia elétrica que poderia abastecer essa residência por um período de:

- 1 mês.
- 2 meses.
- 3 meses.
- 4 meses.
- 5 meses.

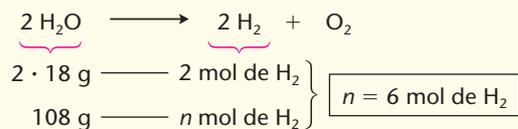
A estequiometria da eletrólise

Exercício resolvido

19. (Fuvest-SP) Quantos mols de hidrogênio se obtêm por eletrólise de 108 g de água?
- 1
 - 2
 - 3
 - 4
 - 6
 - 8

Resolução

Já dissemos que a eletrólise é uma reação química como outra qualquer, de modo que os cálculos estequiométricos correspondentes seguem os esquemas habituais. Nesta questão, por exemplo, é necessário apenas um cálculo estequiométrico direto. Da equação da eletrólise, temos:



Alternativa d

20. (Vunesp) Um químico quer extrair todo o ouro contido em 68,50 g de cloreto de ouro (III) di-hidratado, $\text{AuCl}_3 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$, através da eletrólise de solução aquosa do sal. Indique a massa de ouro obtida após redução de todo o metal. (Dados: massas molares: $\text{AuCl}_3 \cdot 2 \text{H}_2\text{O} = 342,5 \text{ g/mol}$; $\text{Au} = 200,0 \text{ g/mol}$.)
- 34,25 g
 - 40,00 g
 - 44,70 g
 - 68,50 g
 - 100,0 g
21. (PUC-PR) Na eletrólise aquosa, com eletrodos inertes, de uma base de metal alcalino obtêm-se 8,00 g de O_2 (g) no anodo. Qual é o volume de H_2 (g), medido nas CNTP, liberado no catodo? (Dados: $M_{\text{H}} = 1,00 \text{ g/mol}$; $M_{\text{O}} = 16,00 \text{ g/mol}$; volume molar = 22,4 L.)
- 22,4 L
 - 5,6 L
 - 11,2 L
 - 33,6 L
 - 7,50 L

Exercício resolvido

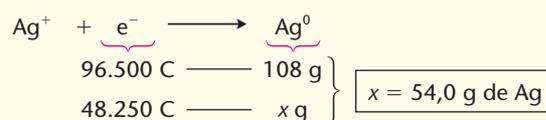
22. (UFS-SE) Numa célula eletrolítica contendo solução aquosa de nitrato de prata flui uma corrente elétrica de 5,0 A durante 9.650 s. Nessa experiência, quantos gramas de prata metálica são obtidos?
- 108
 - 100
 - 54,0
 - 50,0
 - 10,0

Resolução

A quantidade de eletricidade que fluiu pela célula foi:

$$Q = i \cdot \Delta t = 5,0 \text{ A} \cdot 9.650 \text{ s} = 48.250 \text{ C}$$

Pela equação de redução da prata, temos:



Alternativa c

Exercício resolvido

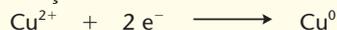
- 31.** (Unesp) 0,5 g de cobre comercial foi “dissolvido” em ácido nítrico, e a solução resultante foi eletrolisada até deposição total do cobre, com uma corrente de 4,0 A em 5 min. Qual a pureza desse cobre comercial?

Resolução

Este é um exemplo de cálculo estequiométrico envolvendo a pureza da amostra inicial. Dizer que o cobre comercial foi “dissolvido” em ácido nítrico significa dizer que o cobre **reagiu** com o ácido nítrico, segundo a equação:



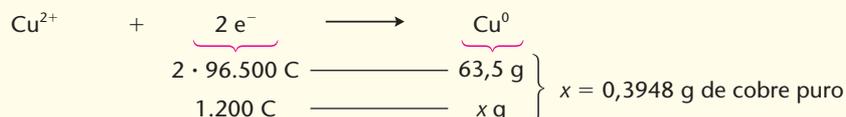
Em seguida, devido à eletrólise, ocorre a redução:



- Cálculo da quantidade de eletricidade usada na eletrólise:

$$Q = i \cdot \Delta t \Rightarrow Q = 4,0 \text{ A} \cdot 5 \cdot 60 \text{ s} \Rightarrow Q = 1.200 \text{ C}$$

- Cálculo da massa de cobre puro depositada pela eletrólise:



- Cálculo da porcentagem de pureza do cobre comercial:

$$\begin{array}{rcl} 0,5 \text{ g de cobre comercial} & \xrightarrow{\quad} & 100\% \\ 0,3948 \text{ g de cobre puro} & \xrightarrow{\quad} & P\% \end{array} \left. \vphantom{\begin{array}{rcl} 0,5 \text{ g de cobre comercial} & \xrightarrow{\quad} & 100\% \\ 0,3948 \text{ g de cobre puro} & \xrightarrow{\quad} & P\% \end{array}} \right\} P = 78,96\% \text{ de pureza}$$

- 32.** (PUC-RJ) A massa de uma barra de cobre contendo impurezas é de 100 g. Para separar tais impurezas do cobre metálico, utilizou-se a seguinte célula eletrolítica:



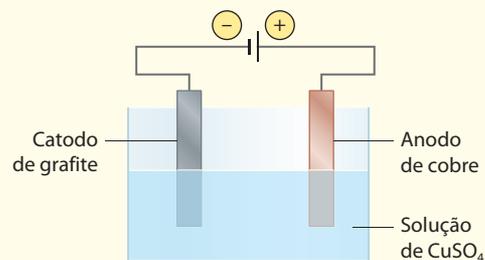
Após cerca de 5 h 22 min (19.320 s) sob corrente de 10 A, todo o cobre havia sido purificado. Qual a massa correspondente às impurezas que havia na barra não tratada?

Exercício resolvido

- 33.** (Uerj) Considere a célula eletrolítica ao lado.

Eletrolisando-se, durante 5 minutos, a solução de CuSO_4 com uma corrente elétrica de 1,93 A, verificou-se que a massa de cobre metálico depositada no catodo foi de 0,18 g. Em função dos valores apresentados acima, o rendimento do processo foi igual a:

- 94,5%.
- 96,3%.
- 97,2%.
- 98,5%.



Resolução

Este é um exemplo de cálculo estequiométrico envolvendo o rendimento da reação.

- Cálculo da quantidade de eletricidade usada na eletrólise:

$$Q = i \cdot \Delta t \Rightarrow Q = 1,93 \text{ A} \cdot 5 \cdot 60 \text{ s} \Rightarrow Q = 579 \text{ C}$$

- Cálculo da massa de cobre que seria depositada no catodo se o rendimento da eletrólise fosse total (100%), o que equivaleria a ter uma eletrólise sem qualquer perda:



- Considerando que, no catodo, foram depositados apenas 0,18 g de cobre (dado do problema), concluímos que:

$$\begin{array}{rcl} \text{com } 0,1905 \text{ g de Cu} & \xrightarrow{\quad} & 100\% \\ \text{com } 0,18 \text{ g de Cu} & \xrightarrow{\quad} & R\% \end{array} \left. \vphantom{\begin{array}{rcl} \text{com } 0,1905 \text{ g de Cu} & \xrightarrow{\quad} & 100\% \\ \text{com } 0,18 \text{ g de Cu} & \xrightarrow{\quad} & R\% \end{array}} \right\} R = 94,48\% \approx 94,5\%$$

Alternativa a

34. (Ufes) Uma célula eletrolítica industrial, para produzir alumínio, utiliza uma corrente de 19.300 A. Admitindo uma eficiência de 90% no processo industrial, pode-se afirmar que em um dia são produzidos aproximadamente:
- a) 420 kg. b) 500 kg. c) 210 kg. d) 350 kg. e) 140 kg.

A concentração das soluções nas questões de eletrólise

Exercício resolvido

35. (Cesgranrio-RJ) Em uma cuba eletrolítica, utilizou-se uma corrente de 3 A para depositar toda a prata existente em 400 mL de uma solução 0,1 M de AgNO_3 (dados: $1 \text{ F} = 96.500 \text{ C}$; massas atômicas: $\text{Ag} = 108$; $\text{N} = 14$; $\text{O} = 16$). Com base nesses dados, podemos afirmar que o tempo necessário para realizar a operação foi próximo de:
- a) 21 min. b) 10 min. c) 5 min. d) 3 min. e) 2 min.

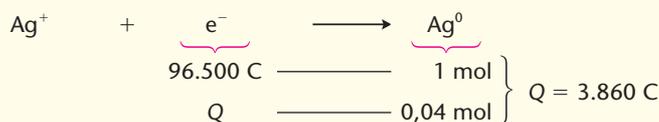
Resolução

- Cálculo da quantidade de AgNO_3 (e de Ag) existente na solução:

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ L (1.000 mL) de solução} \longrightarrow 0,1 \text{ mol de } \text{AgNO}_3 \\ 400 \text{ mL de solução} \longrightarrow n \text{ mol de } \text{AgNO}_3 \end{array} \right\} n = 0,04 \text{ mol de } \text{AgNO}_3$$

Consequentemente, 0,04 mol de AgNO_3 encerram 0,04 mol de Ag .

- Cálculo da quantidade de eletricidade necessária para depositar esse 0,04 mol de Ag :



- Cálculo do tempo necessário para essa eletrólise:

$$Q = i \cdot \Delta t \Rightarrow 3.860 \text{ C} = 3 \text{ A} \cdot \Delta t \Rightarrow t = 1.286,66 \text{ s}$$

Esse último valor, dividido por 60 segundos, nos dá 21,44 minutos, que é aproximadamente 21 minutos.

Alternativa a

36. (UFSCar-SP) Para decompor totalmente o NaCl presente em 0,2 L de uma solução, usando uma corrente de 6 A, o tempo necessário foi de 2 h 40 min 50 s. Qual a molaridade da solução?
37. Através de 100 mL de uma solução contendo 2,841 g de $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ fizeram-se passar 965 coulombs. Qual é a concentração mol/L de Zn^{2+} , na solução, após a eletrólise? (Dados: massas atômicas: $\text{N} = 14$; $\text{O} = 16$; $\text{Zn} = 65,4$.)

Células eletrolíticas ligadas em série

Exercício resolvido

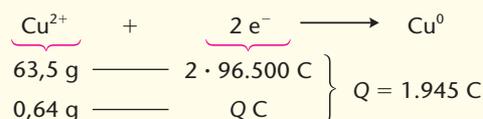
38. (ITA-SP) Uma cuba eletrolítica com eletrodos de cobre e contendo solução aquosa de $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ é ligada em série com outra provida de eletrodos de prata e contendo solução aquosa de AgNO_3 . Esse conjunto de cubas em série é ligado a uma fonte durante certo intervalo de tempo. Nesse 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:
- a) 0,32 g. b) 0,54 g. c) 0,64 g. d) 1,08 g. e) 2,16 g.

Resolução

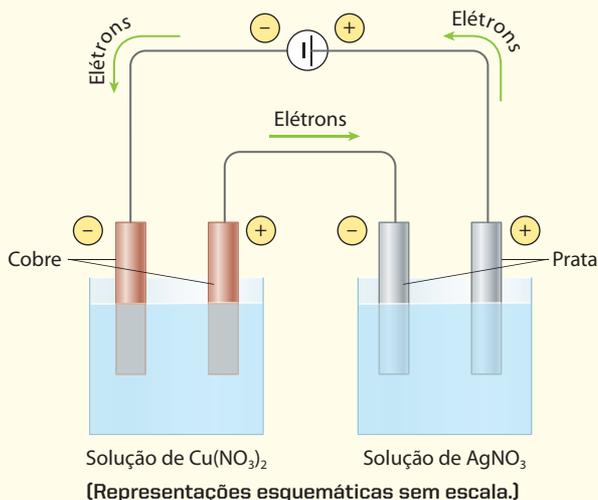
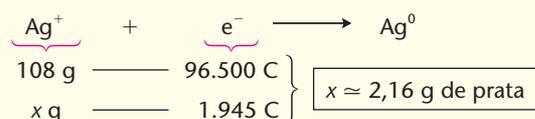
As células ou cubas eletrolíticas estão **ligadas em série**. Consequentemente, serão percorridas pela **mesma quantidade de eletricidade**, como mostramos ao lado.

Seja então Q a quantidade de eletricidade que passa pelas duas cubas. Temos, então:

- na 1ª cuba:



- na 2ª cuba (por onde também passarão os 1.945 coulombs):



- 39.** (FEI-SP) Duas cubas eletrolíticas dotadas de eletrodos inertes, ligados em série, contêm respectivamente solução aquosa de AgNO_3 e solução aquosa de KI . Certa quantidade de eletricidade acarreta a deposição de 108 g de prata na primeira cuba (massas atômicas: $\text{H} = 1$; $\text{I} = 127$; $\text{Ag} = 108$; $\text{N} = 14$; $\text{O} = 16$; $\text{K} = 39$). Em relação às quantidades e à natureza das substâncias liberadas, respectivamente, no catodo e no anodo da segunda, pode-se dizer:
- 11,2 L (CNPT) H_2 e 5,6 L (CNPT) O_2 .
 - 5,6 L (CNPT) O_2 e 63,5 g de I_2 .
 - 11,2 L (CNPT) H_2 e 127 g de I_2 .
 - 5,6 L (CNPT) O_2 e 127 g de I_2 .
 - 11,2 L (CNPT) H_2 e 63,5 g de I_2 .
- 40.** (EEM-SP) Uma corrente elétrica de intensidade constante circula por duas cubas eletrolíticas contendo: solução de cloreto cuproso em uma; e cloreto cúprico na outra. Após certo tempo, interrompe-se a corrente. Justifique em qual das cubas foi obtida maior massa de cobre metálico (dado: massa atômica do $\text{Cu} = 63,4$).
- 41.** (UEL-PR) Considere duas soluções aquosas, uma de nitrato de prata (AgNO_3) e outra de um sal de um metal X , cuja carga catiônica não é conhecida. Quando a mesma quantidade de eletricidade passa através das duas soluções, 1,08 g de prata e 0,657 g de X são depositados (massas molares: $\text{Ag} = 108 \text{ g/mol}$; $X = 197 \text{ g/mol}$). Com base nessas informações, é correto afirmar que a carga iônica de X é:
- 1.
 - +1.
 - +2.
 - +3.
 - +4.

A estequiometria das pilhas elétricas

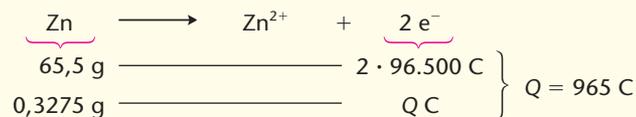
Exercício resolvido

- 42.** (EEM-SP) Um rádio de pilha ficou ligado durante a partida de um jogo de futebol. Nesse período sua cápsula de zinco sofreu um desgaste de 0,3275 g, tendo originado uma corrente de 0,3216 A. Qual foi a duração da narração do jogo, em minutos? (Dados: massa atômica do $\text{Zn} = 65,5$; $1 \text{ F} = 96.500 \text{ C}$.)

Resolução

Não há nenhuma diferença entre a estequiometria das pilhas elétricas e a estequiometria dos processos eletrolíticos, uma vez que as duas se baseiam no mesmo princípio, que são as reações de oxirredução. Sendo assim, teremos:

- Cálculo da quantidade de eletricidade gerada pela pilha:



- Cálculo do tempo de funcionamento da pilha (isto é, a duração do jogo):

$$Q = i \cdot \Delta t \Rightarrow 965 \text{ C} = 0,3216 \text{ A} \cdot \Delta t \Rightarrow t = 3.000 \text{ s ou } \boxed{t = 50 \text{ min}}$$

- 43.** (Cesgranrio-RJ) A reação que ocorre no anodo da bateria do automóvel é representada pela equação:



Ou seja:



Verifica-se que 0,207 g de chumbo no anodo são convertidos em PbSO_4 , quando a bateria é ligada por 1 s. Qual a corrente fornecida pela bateria?

- 48,3 A
 - 193 A
 - 193.000 A
 - 96,5 A
 - 96.500 A
- 44.** (Fatec-SP) A reação que ocorre no catodo de uma pilha seca (pilha de lanterna) é:
- $$2 \text{MnO}_2 \text{ (s)} + 2 \text{NH}_4^+ \text{ (aq)} + 2 \text{e}^- \longrightarrow 2 \text{MnO(OH)} \text{ (s)} + 2 \text{NH}_3 \text{ (aq)}$$
- Se um catodo contiver 4,35 g de MnO_2 e a pilha fornecer uma corrente de 2 mA, durante quanto tempo ela funcionará até que se esgotem seus reativos? (Dados: massa molar do $\text{MnO}_2 = 87 \text{ g/mol}$; $1 \text{ F} = 96.500 \text{ C}$; $1 \text{ A} = 10^3 \text{ mA}$.)
- 45.** (UCS-RS) Alguns tipos de telefones celulares utilizam pilhas de níquel-cádmio. Nessas pilhas, ocorrem reações de oxirredução. A reação química mais provável presente nesse tipo de pilha é descrita a seguir:



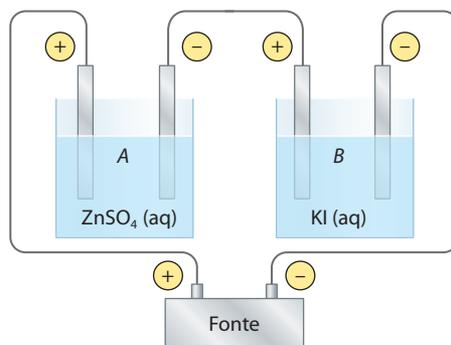
O número de mols de elétrons produzidos por mol de cádmio consumido nessa reação é igual a:

- 3.
- 2.
- 4.
- 0.
- 1.

Exercícios complementares

Registre as respostas em seu caderno

46. (PUC-SP) A eletrólise em série de uma solução aquosa de sulfato de zinco e de uma solução aquosa de iodeto de potássio é esquematizada abaixo.



[Representação esquemática sem escala.]

A respeito deste sistema, foram feitas as seguintes afirmações:

- I. Nos anodos (polos +) formam-se zinco metálico e gás hidrogênio.
- II. O volume de gás oxigênio (O_2) formado no frasco A é a metade do volume de gás hidrogênio (H_2) formado no frasco B.
- III. A massa de zinco formada no frasco A é igual à massa de iodo formada no frasco B.
- IV. A solução resultante no frasco B apresenta $pH > 7$.

Estão corretas as afirmações:

- a) I e III. b) II e IV. c) I, II e IV. d) I, II e III. e) III e IV.

47. (UEL-PR)

A vantagem principal do magnésio como material de construção é a sua leveza ($1,74 \text{ g/cm}^3$) quando comparado com o alumínio ($2,7 \text{ g/cm}^3$) e o aço inoxidável ($7,8 \text{ g/cm}^3$). É usado em ligas leves e fortes, não só na indústria espacial e aeronáutica, mas também em aparelhos óticos e equipamentos. As ligas de magnésio podem ser extraordinariamente resistentes, sendo empregadas na fabricação de motores e fuselagens de aviões. Anualmente, são produzidas mais de 300.000 toneladas de magnésio, sendo a maior parte pela eletrólise do $MgCl_2$, presente em grandes quantidades na água do mar.

Fonte: Garritz, A & Chamizo, J. A. *Química*. Tradução de Giovanni S. Crisi. São Paulo: Prentice Hall, 2002. p. 565.

(Dado: $F = 96.500 \text{ C}$.)

Com base no texto e nos conhecimentos sobre o tema, é correto afirmar:

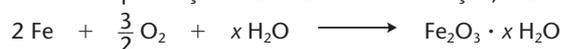
- a) A eletrólise é uma reação química conduzida sempre em sua direção espontânea pela aplicação de uma corrente elétrica.
 - b) Na eletrólise do $MgCl_2$ fundido, a oxidação do Cl_2 para cloreto ocorre no catodo e a semirreação que ocorre no anodo é $Mg^{2+} + 2e^- \longrightarrow Mg^0$.
 - c) Se forem passados 50.000 C através do $MgCl_2$ fundido, as massas de Mg e de Cl_2 produzidas serão, respectivamente, de 6,29 g e 18,4 g.
 - d) A quantidade de Mg depositado na célula eletroquímica é proporcional ao seu número atômico.
 - e) Neste processo de eletrólise, o íon cloreto é reduzido mais facilmente que o magnésio porque este último é mais eletro-negativo que o cloro.
48. (UCB-DF-Adaptado) A deposição eletrolítica é um processo eletroquímico de revestimento de superfícies metálicas com outros metais. Industrialmente, a cromação e a prateação são realizadas por esse processo. O prateamento de uma placa de cobre pode ser feito por meio de uma eletrólise de um sal de prata; ligando a placa de cobre ao catodo, o anodo da célula pode ser inerte.

Dados:



Analise as afirmativas seguintes, julgando-as verdadeiras ou falsas.

- a) A reação observada no processo de prateamento é espontânea, ou seja, $\Delta E^0 < 0$, onde a prata sofre oxidação.
- b) Com relação à reação $2 Ag^+ + Cu^0 \longrightarrow Cu^{+2} + 2 Ag^0$, a diferença entre os potenciais-padrão de suas semi-pilhas é igual a $-1,14 \text{ V}$.
- c) Um F equivale a 96.500 coulombs, o que corresponde à carga de $6,02 \cdot 10^{23}$ elétrons, ou seja, 1 mol de elétrons.
- d) Quando uma placa de Zn metálico é mergulhada numa solução contendo íons Cu^{+2} ocorre deposição de cobre metálico sobre o zinco.
- e) O ferro na presença de ar úmido sofre oxidação, transformando-se em ferrugem através da reação:



ADILSON SECCO

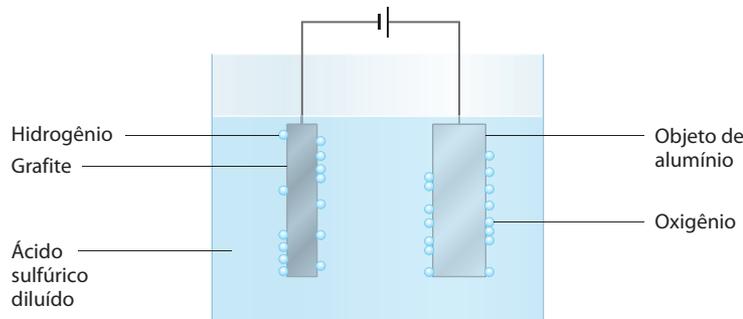
Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

- 49.** (Mackenzie-SP) Uma indústria que obtém o alumínio por eletrólise ígnea do óxido de alumínio utiliza 150 cubas por onde circula uma corrente de 965 A em cada uma. Após 30 dias, funcionando ininterruptamente, qual, aproximadamente, a massa de alumínio obtida?

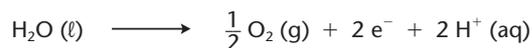
(Dado: massa molar do Al = 27 g/mol.)

- a) 35,0 toneladas. c) 14,0 toneladas. e) 25,0 toneladas.
b) 1,2 tonelada. d) 6,0 toneladas.

- 50.** (UFMG) O alumínio é o segundo metal mais utilizado no mundo. Sua resistência à corrosão é devida à camada aderente e impermeável de óxido que se forma sobre a superfície do metal. Essa camada protetora pode ser tornada mais espessa através de um processo denominado anodização (figura abaixo).



Nesse processo, oxigênio é gerado por eletrólise, segundo a semirreação:



O oxigênio reage, em seguida, com o alumínio, formando o óxido correspondente.

Com referência ao exposto, qual a afirmativa falsa?

- a) A anodização aumenta a resistência do alumínio à corrosão.
b) O fluxo de elétrons, pelo circuito externo, ocorre na direção do objeto de alumínio.
c) O objeto de alumínio constitui o anodo da célula eletroquímica.
d) O processo de anodização consome energia elétrica.
- 51.** (Univali-SC) Em um processo eletrolítico, 10 pilhas são necessárias para depositar 0,025 mol de cobre metálico, a partir de uma solução de Cu^{+2} . Qual é o número de mols de elétrons que uma pilha é capaz de fornecer antes de se esgotar?

- a) $5,0 \cdot 10^{-2}$ c) $5,0 \cdot 10^{-3}$ e) $5,0 \cdot 10^{-4}$
b) $2,5 \cdot 10^{-2}$ d) $2,5 \cdot 10^{-4}$

- 52.** (Uerj-Modificado) 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 $0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ em CuSO_4 , totalmente dissociado.



- a) Quais são a equação química que representa a dissociação do sulfato de cobre II e a concentração dos íons sulfato, em $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$, na solução inicial?
b) Determine o tempo necessário para a deposição de todo o cobre existente na solução, considerando $1 \text{ F} = 96.500 \text{ C}$.

- 53.** (EEM-SP) Numa solução aquosa de $\text{Me}(\text{NO}_3)_3$ circula, durante 30 min, uma corrente de 1,072 A, depositando 1,400 g do metal. Qual a massa atômica desse metal?

(Dado: 1 faraday = 96.500 C.)

- 54.** (PUC-SP) Passando-se $2,4 \cdot 10^{20}$ elétrons através da célula eletrolítica contendo sal cúprico, a massa do metal liberada será, aproximadamente, igual a:

- a) 6,3 mg. c) 25,4 mg. e) 63,5 mg.
b) 12,7 mg. d) 31,7 mg.

- 55.** (Uespi) Na eletrólise de um certo composto de alumínio (AlX_n), as reações nos eletrodos foram:



Eletrolisando-se uma certa massa de AlX_n , encontraram-se no catodo 5,4 gramas de alumínio e no anodo 0,6 mol do elemento X (dado: massa atômica do Al = 27).

Qual deve ser o valor de n?

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

A HISTÓRIA DO ALUMÍNIO

Os quatro elementos químicos mais abundantes (em massa) na crosta terrestre são: o oxigênio (46,45%), o silício (27,96%), o alumínio (8,28%) e o ferro (5,63%). O alumínio é o mais abundante dentre os metais, superando inclusive o ferro. No entanto, o ferro vem sendo produzido pela humanidade desde os primórdios da civilização, enquanto o alumínio foi obtido, pela primeira vez, somente em 1825 — e continuou sendo um metal raro por mais de 60 anos. De fato, 1 kg de alumínio custava US\$ 1.200,00 em 1852, tendo sido exposto como metal raro na Exposição Internacional de Paris de 1855 e usado em talheres finos, ao lado do ouro, nos banquetes de Napoleão III.

Atualmente, o alumínio custa aproximadamente US\$ 1,50 o quilograma e dele são produzidos milhares de toneladas, anualmente, no mundo todo. Devido às suas excelentes propriedades (baixa densidade, brilho acentuado, resistência à corrosão, boa condutividade térmica e elétrica etc.), o alumínio é largamente empregado em utensílios domésticos, na construção civil, na fabricação de bicicletas, automóveis e aviões, na fabricação de latas de refrigerantes e cervejas, como condutor de eletricidade, como papel-alumínio para embalagens de alimentos etc. As ligas do alumínio com outros metais (como Mg, Cu, Mn etc.) são também muito utilizadas, reunindo-se assim a baixa densidade do alumínio com a maior resistência dos outros metais.

A solução para uma obtenção mais econômica do alumínio somente foi encontrada em 1886 pelo químico estadunidense Charles Hall (1863-1914) e pelo químico francês Paul Héroult (1863-1914). Ambos tinham apenas 22 anos de idade naquela ocasião, e trabalharam de modo totalmente independente.

O ponto de partida foi o minério de alumínio chamado **bauxita** ($Al_2O_3 \cdot xH_2O$), muito abundante em várias regiões do mundo (no Brasil, a bauxita é encontrada nos estados do Pará, Amapá, Amazonas e Minas Gerais). Tanto Hall como Héroult partiram da ideia de retirar o alumínio desse minério, por processos eletroquímicos. Em solução aquosa essa extração não é possível, pois o H^+ da água seria eletrolisado antes do íon Al^{3+} . A única saída, portanto, era a eletrólise ígnea. No entanto, o Al_2O_3 só se funde em temperaturas muito altas (2.015 °C), o que torna o processo inviável economicamente. A questão foi solucionada com a eletrólise ígnea de uma mistura com 10% de Al_2O_3 e 90% de criolita ($3 NaF \cdot AlF_3$ ou Na_3AlF_6), que se funde por volta de 700 °C. É o que é feito até hoje, em fornos apropriados, como mostramos na página 378. Charles Hall foi quem mais enriqueceu com o processo, fundando uma empresa de produção de alumínio que deu origem à Alcoa (Aluminum Company of America), existente até hoje. Desse modo, o alumínio — uma raridade no século XIX — passou a ser um dos metais mais empregados no século XX.

O grande problema na produção do alumínio reside no elevado consumo de energia elétrica durante a eletrólise. Vejamos alguns exemplos: a produção de 1 kg de alumínio consome 15 vezes mais energia que a de 1 kg de aço; o consumo mensal de energia elétrica de uma residência de tamanho médio seria suficiente para produzir apenas 6 ou 7 kg de alumínio; cerca de 5% de toda a energia elétrica produzida nos Estados Unidos são usados na produção do alumínio; e assim por diante. É interessante lembrar que, no século XIX, a produção eletrolítica do alumínio somente deslançou depois da invenção do dínamo elétrico, por Siemens, em 1870 (esse é um exemplo claro da interdependência que existe entre os vários ramos da Ciência e da tecnologia — nesse caso, um invento no campo da Física facilitou enormemente o desenvolvimento de um processo químico).



Latas de alumínio e rolo de papel-alumínio.

EDUARDO SANTALÍESTRA/CID



Bicicleta de alumínio.

DAVE KENICORING/KINDERSLEY



Charles Hall

BETTMANN/CORBIS/LATINSTOCK



Paul Héroult

AKG/LATINSTOCK

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

É devido a esse alto consumo de energia elétrica que se torna muito importante a **reciclagem do alumínio**. De fato, reaproveitando-se o alumínio usado, gastam-se apenas 5% da energia que seria necessária para produzi-lo a partir de seus minérios.

O Brasil é um dos países que mais consomem latinhas de alumínio. É também um dos países que mais reciclam o alumínio. Cerca de 500.000 catadores de latinhas de alumínio tornam esse trabalho seu meio de subsistência.



Pátio de estocagem de lingotes de alumínio. (Barcarena, PA, 2002.)

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

▶ **Questões sobre a leitura** ▶ Registre as respostas em seu caderno

- 56.** Explique por que, do ponto de vista ambiental, é muito vantajoso reciclar o alumínio.
- 57.** Quais são as propriedades que fazem do alumínio um dos metais mais utilizados pelo ser humano?
- 58.** Faça uma lista de objetos da sua casa que são feitos de alumínio.
- 59.** (Cefet-PR) No dia 23 de fevereiro de 1886, Charles Martin Hall, um jovem de 22 anos de idade que morava em Ohio (EUA), conseguiu pela primeira vez na história obter alumínio metálico utilizando-se da eletricidade. Até aqueles dias o alumínio era obtido por via química, normalmente por aquecimento do cloreto de alumínio com sódio e potássio metálicos, e por isso o alumínio era considerado um metal semiprecioso. Após várias tentativas de aquecer a bauxita (óxido de alumínio natural), que possui ponto de fusão muito alto, aproximadamente 2.000 °C, tentou uma mistura com criolita (um mineral que contém alumínio), cuja mistura funde a aproximadamente 1.000 °C. Após ligar a fonte, Hall viu formar-se instantaneamente alumínio metálico ao redor do eletrodo negativo. Neste dia nasceu o primeiro processo eletrolítico de obtenção do alumínio.

Sabendo-se que a alumina é composta basicamente de Al_2O_3 e considerando-se que a fonte de corrente contínua utilizada por Hall tenha operado por 30 h a corrente constante e obtido 0,135 kg de alumínio, pode-se afirmar que a corrente elétrica que atravessou o circuito foi aproximadamente de:

(Dados: $M(Al_2O_3) = 102 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$;
 $M(O) = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.)

- a) 16.083 mA. d) 13,4 A.
 b) 4,5 mA. e) 0,134 mA.
 c) 4.500 A.

- 60.** (UEL-PR) O município de Poços de Caldas, localizado no sul do estado de Minas Gerais, é um importante centro turístico, mas tem, na produção do alumínio, extraído do mineral bauxita, outro suporte econômico. A paisagem faz parte dos atrativos turísticos da região, embora afetada atualmente pela mineração que deixa o solo descoberto. Quando isso ocorre em floresta nativa, o desafio do retorno da paisagem é muito complicado.

O alumínio é obtido pela eletrólise ígnea de uma solução de óxido de alumínio puro (Al_2O_3), obtido da bauxita purificada, em criolita (Na_3AlF_6) fundida, mantendo a temperatura em aproximadamente 1.000 °C. Nessas condições, o óxido de alumínio se dissolve e a solução é boa condutora de eletricidade. Durante a eletrólise, os elétrons migram do íon oxigênio para o íon alumínio.

Em relação ao método de obtenção do alumínio, são feitas as afirmações:

- I. Na solução, o Al_2O_3 está totalmente na forma não dissociada.
 II. Na solução, o Al_2O_3 é o soluto e o Na_3AlF_6 é o solvente.
 III. O alumínio é depositado no catodo.
 IV. A reação que ocorre no anodo é a oxidação do O^{2-} .

Qual é a alternativa que contém todas as afirmativas corretas?

- a) I e II. c) II e III. e) II, III e IV.
 b) I e IV. d) I, III e IV.

Na busca por conhecer e explicar a matéria, os cientistas descobriram um intrigante fato: os núcleos abrigam, em seu interior, várias partículas e uma imensa quantidade de energia.

+ TÓPICOS DO CAPÍTULO

- 1 INTRODUÇÃO
- 2 O INÍCIO DA ERA NUCLEAR – A DESCOBERTA DA RADIOATIVIDADE
- 3 OS EFEITOS DAS EMISSÕES RADIOATIVAS
- 4 RECORDANDO ALGUNS CONCEITOS SOBRE A ESTRUTURA ATÔMICA
- 5 A NATUREZA DAS RADIAÇÕES E SUAS LEIS
- 6 CINÉTICA DAS DESINTEGRAÇÕES RADIOATIVAS
- 7 FAMÍLIAS RADIOATIVAS NATURAIS
- 8 REAÇÕES ARTIFICIAIS DE TRANSMUTAÇÃO
- 9 FISSÃO NUCLEAR
- 10 FUSÃO NUCLEAR
- 11 APLICAÇÕES DAS REAÇÕES NUCLEARES
- 12 PERIGOS E ACIDENTES NUCLEARES

LEITURA: OS REJEITOS RADIOATIVOS

Banho de radiação

Podemos ver por toda parte equipamentos que emitem energia na forma de ondas eletromagnéticas, originadas pelo movimento dos elétrons na eletrosfera dos átomos.

O núcleo do átomo emite não só ondas eletromagnéticas, mas também partículas materiais. Existem elementos na natureza que têm essa propriedade específica.

Ondas de rádio

Datação radioativa

Radioterapia

Raios X

(Este infográfico representa uma situação fictícia.)

Radiação infravermelha

Radiação ultravioleta

Luz elétrica

Urânio com 90% de U-235

Nessa concentração, meio quilograma de urânio tem o poder de 100 toneladas de dinamite, capaz de destruir cerca de mil prédios.

Raio laser

Urânio com 20% de U-235

Usado para mover submarinos, meio quilograma de urânio nessa concentração tem a energia de 3,8 milhões de litros de gasolina.

Urânio com 3% a 5% de U-235

Meio quilograma de urânio levemente enriquecido gera energia equivalente a 50 toneladas de carvão.

REFLETINDO

Dentre as diversas formas de radiação, algumas têm origem nas reações atômicas. Descubra na figura onde estão representadas essas reações nucleares e suas respectivas radiações.

1 >>> Introdução

A era nuclear teve início nos últimos anos do século XIX, com a descoberta dos primeiros **fenômenos radioativos**, e assustou a humanidade com as explosões de duas bombas atômicas sobre as cidades japonesas de Hiroshima e Nagasaki em agosto de 1945, já no final da Segunda Guerra Mundial.

Com a descoberta da radioatividade, começou uma nova fase da compreensão da matéria. O átomo, que até o final do século XIX era considerado indivisível, mostrou-se formado por partículas ainda menores. Enfim, o átomo mostrou-se divisível. Atingiu-se o próprio núcleo dos átomos, conseguindo-se transformar um elemento químico em outro (antigo sonho dos alquimistas).

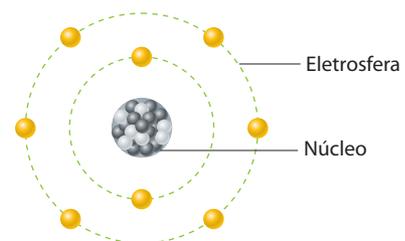
As reações nucleares dão origem à forma mais rica de energia que conseguimos obter, possibilitando a construção de usinas elétricas, a propulsão de porta-aviões e submarinos nucleares etc.

Apesar dos muitos benefícios trazidos pelas reações nucleares, seu uso é sempre acompanhado de desconfiança, principalmente no tocante aos acidentes e ao descarte dos rejeitos nucleares.

2 >>> O início da era nuclear – A descoberta da radioatividade

O final do século XIX e o início do XX foram muito produtivos no que diz respeito às descobertas que envolveram a estrutura atômica. Sabemos que no início do século XIX surgiu o **modelo de Dalton** – o átomo imaginado como uma bolinha maciça e indivisível. Já no início do século XX, após a descoberta das partículas subatômicas – elétron, próton e nêutron –, consagrou-se o **modelo atômico de Rutherford-Bohr**. Apesar de atualmente existirem modelos atômicos mais sofisticados, o modelo de Rutherford-Bohr é suficiente para as explicações mais simples do comportamento químico do átomo.

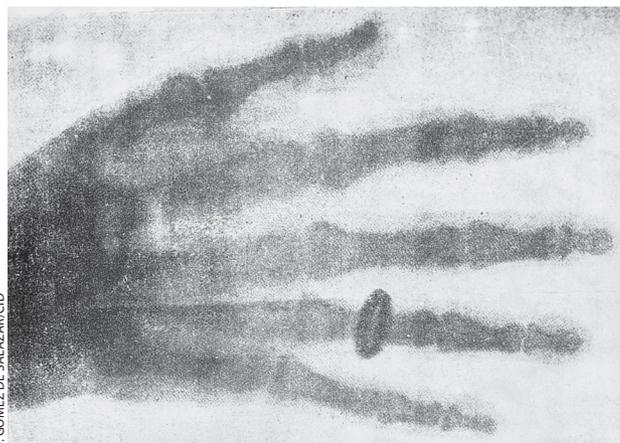
No desenvolvimento histórico das explicações sobre a estrutura atômica, é importante destacar que, em 1875, o químico e físico inglês William Crookes (1832-1919) fez experiências com descargas elétricas em gases, a pressões baixíssimas, e descobriu os chamados **raios catódicos**, que levaram à descoberta dos elétrons. Em 1895, o físico alemão Wilhelm Konrad Roentgen (1845-1923) introduziu modificações na ampola de Crookes e conseguiu produzir os **raios X** (assim chamados porque eram de natureza desconhecida). Roentgen verificou também que os raios X tornavam fluorescentes ou fosforescentes certas substâncias. Por suas descobertas, Roentgen foi agraciado, em 1901, com o primeiro Prêmio Nobel de Física.



O átomo de Rutherford-Bohr.
(Representação esquemática sem escala; cores-fantasia.)

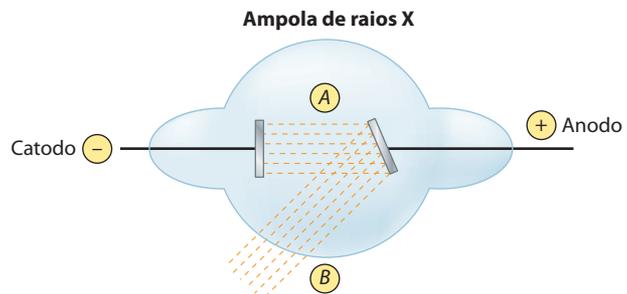
ADILSON SECCO

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.



Radiografia da mão de Roentgen, a primeira radiografia da história, em 1898.

J. GÓMEZ DE SALAZARCID



Um forte feixe de elétrons (A) sai do cátodo e choca-se contra o anodo, produzindo um feixe de raios X (B).
(Representação esquemática sem escala; cores-fantasia.)

ADILSON SECCO

Em 1896, o químico francês Henri Antoine Becquerel (1852-1908) procurou estudar o caminho inverso àquele observado por Roentgen, isto é, se as substâncias fluorescentes ou fosforescentes seriam também capazes de emitir, por si próprias, os raios X. Ao usar o sulfato duplo de potássio e urânio, $K_2(UO_2)(SO_4)_2$, Becquerel verificou que, ainda que permanecesse no escuro por muitos dias (e, portanto, sem receber energia externa), essa substância conseguia emitir radiações capazes de impressionar chapas fotográficas mesmo quando envolvidas em papel preto. Sem dúvida, alguma emissão desconhecida estava saindo daquele sulfato, atravessando o papel e chegando até a chapa fotográfica. Essas emissões foram chamadas inicialmente de **raios de Becquerel** e, posteriormente, de **emissões radioativas** ou **radioatividade**.

Pouco tempo depois, o casal Marie e Pierre Curie verificou que **todos os sais de urânio apresentavam a propriedade de impressionar chapas fotográficas**; concluiu-se, então, que o responsável pelas emissões era o próprio urânio.

Extraindo e purificando o urânio do minério **pechblenda** (U_3O_8), proveniente da antiga Tchecoslováquia, o casal Curie verificou que as impurezas eram mais radioativas que o próprio urânio; dessas impurezas, eles separaram, em 1898, um novo elemento químico – o **polônio**, 400 vezes mais radioativo que o urânio.

Novas separações e purificações feitas por Marie Curie levaram à descoberta do elemento químico **rádio**, 900 vezes mais radioativo que o urânio. Por sua forte radioatividade, o metal rádio apresenta uma temperatura ligeiramente superior à do ambiente e também se torna luminescente (azulado) quando no escuro; além disso, o rádio torna fluorescentes várias substâncias, como ZnS, BaS etc.

Pierre Curie e Marie Sklodowska Curie

Pierre Curie nasceu em Paris, em 1859, e aí faleceu em 1906, vítima de um atropelamento. Foi pesquisador nas áreas da cristalografia e de magnetismo. Em 1895, casou-se com Marie Sklodowska (nascida na Polônia, em 1867), que se tornou conhecida como Madame Curie. Trabalhando num galpão pobre e com poucos recursos, o casal Curie estudou a radioatividade dos sais de urânio e conseguiu isolar, em 1898, um novo elemento químico, que foi denominado **polônio**, em homenagem à terra natal de Marie Curie. Por esses trabalhos, o casal Curie recebeu, juntamente com Becquerel, o Prêmio Nobel de Física de 1903. Após a morte de Pierre, Marie Curie conseguiu isolar o elemento **rádio**, o que lhe valeu o Prêmio Nobel de Química de 1911. Marie Curie morreu na Suíça, em 1934, praticamente cega e com anemia profunda, vitimada pela radioatividade acumulada em seu organismo durante 34 anos de pesquisa.



O casal Curie, em foto de 1903.

3 Os efeitos das emissões radioativas

Os principais efeitos provocados pelas emissões radioativas são os seguintes:

a) Efeitos químicos

Um exemplo é a decomposição dos sais de prata, existentes nas chapas fotográficas.

b) Efeitos térmicos

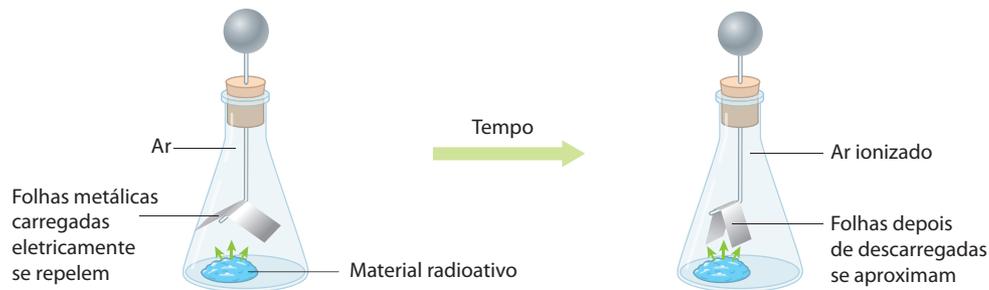
Por exemplo, 1 g de rádio libera cerca de 577 J/h.

c) Efeitos luminosos

Muitos elementos radioativos são fosforescentes ou provocam a fosforescência em outras substâncias; esse fenômeno é aproveitado, por exemplo, para fazer com que números e ponteiros de relógio se tornem visíveis em ambientes escuros.

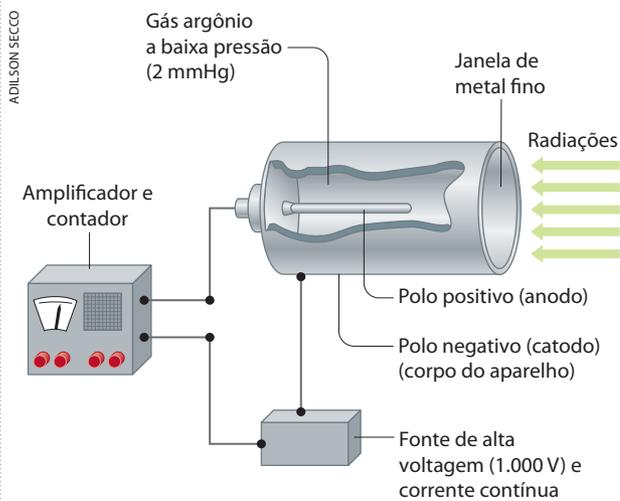
d) Efeitos elétricos

As emissões radioativas ionizam o ar e também todos os gases, aumentando suas condutividades elétricas. Esse fato pode ser constatado por meio de um eletroscópio, como ilustrado abaixo.



ADILSON SECCO

Uma aplicação importante da ionização dos gases pelas emissões radioativas são os chamados **contadores de radioatividade**, aparelhos utilizados na contagem do número de emissões radioativas. Atualmente, o mais comum é o **contador Geiger-Müller**, cujo esquema é apresentado a seguir.



[Representação esquemática sem escala; cores-fantasia.]



O contador Geiger é utilizado para detectar a radioatividade absorvida pelas pessoas. (Treinamento na Escola Naval de Angra dos Reis, Rj, 2005.)

FABIO MOTTI/AGÊNCIA ESTADO

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

As emissões radioativas atravessam a janela metálica, ionizam o gás argônio existente no interior do tubo e permitem uma descarga elétrica entre o fio central (ânodo) e o cilindro metálico (catodo); essa descarga é amplificada por um sistema eletrônico semelhante ao de um rádio comum, de modo que a pessoa ouça um ruído ou veja o deslocamento de um ponteiro, sobre uma escala já graduada em **número de impulsos por segundo**. O contador Geiger-Müller é muito empregado na procura de minerais radioativos.

e) Efeitos fisiológicos

São muito variáveis, podendo provocar tonturas, ulcerações na pele e até mesmo a morte. Tudo irá depender do tipo, do tempo de exposição e da intensidade da radiação absorvida pela pessoa.

Outro fato importante a considerar é que, além dos danos causados ao próprio indivíduo, as radiações podem ocasionar danos genéticos, que poderão determinar mutações nas gerações futuras.

Considerando todos esses motivos, é fácil compreender por que os laboratórios e indústrias que usam materiais radioativos tomam tantas **medidas de segurança**. Todo material radioativo (ou área radioativa) é indicado pelo símbolo ao lado, em geral de cor púrpura.



ADILSON SECCO

Procura-se sempre **aumentar a distância** entre a pessoa e o material radioativo, **diminuir o tempo de exposição** e criar uma série de **barreiras ou blindagens** para bloquear as emissões radioativas. Essas blindagens são grossas paredes de concreto, aço ou chumbo. Em certos casos, antes de entrar em contato com material radioativo, as pessoas vestem roupas ou escafandros especiais, que são imediatamente desvestidos e lavados quando elas saem da área radioativa. O material fortemente radioativo é manipulado por garras mecânicas, às vezes sob as vistas de um circuito fechado de televisão. De qualquer maneira, toda pessoa que trabalha em lugares radioativos deve prender à sua roupa um **dosímetro**, que é uma pequena placa com uma substância que escurece sob a ação das radiações, servindo assim como um sistema de alerta.

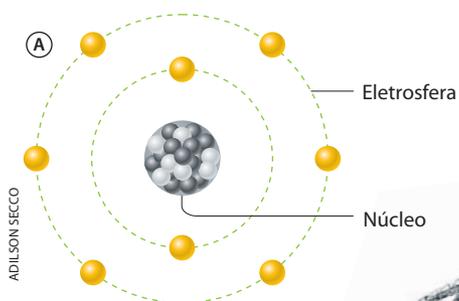


BELMONTE/BSIP/AGB

Dosímetro usado por operadores de material radioativo. É um alerta contra exposições perigosas.

4 Recordando alguns conceitos sobre a estrutura atômica

Vamos agora recordar algumas ideias fundamentais para a compreensão dos fenômenos radioativos. Em linhas gerais, podemos dizer que o átomo é formado por um **núcleo** e uma eletrosfera.



(A) Átomo, com destaque para o núcleo e a eletrosfera. (Representação esquemática sem escala; cores-fantasia.)



(B) Para efeito de comparação, podemos imaginar o núcleo atômico como uma bola de pingue-pongue no centro do estádio e a eletrosfera como o anel externo do estádio. (Na foto, vista aérea do estádio Cícero Pompeu de Toledo, em São Paulo, SP, 2008.)

O diâmetro do núcleo é cerca de 10.000 a 100.000 vezes menor que o da eletrosfera. Nele estão os **prótons** e os **nêutrons**. As cargas e massas **relativas** das três partículas fundamentais formadoras dos átomos são:

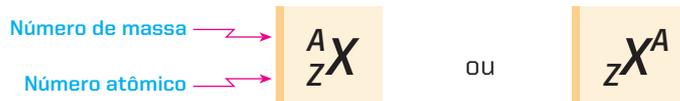
Partícula	Carga elétrica relativa	Massa aproximada em relação à unidade (u) de massa atômica
Próton	+1	1
Nêutron	0	1
Elétron	-1	$\frac{1}{1.836}$

Outros conceitos importantes que devem ser lembrados são:

- **Número atômico (Z)** é o número de prótons existente no núcleo do átomo.
- **Número de massa (A)** é a soma do número de prótons (Z) com o número de nêutrons (N).

$$A = Z + N$$

- **Nuclídeo** é cada espécie diferente de átomo, definido por um determinado número atômico (Z) e um determinado número de massa (A). A notação usual de um átomo (nuclídeo) X é:



- **Isótopos** são átomos (nuclídeos) cujos **núcleos têm o mesmo número de prótons (Z)** e diferentes números de nêutrons (N); conseqüentemente, eles terão números de massa (A) diferentes. Por exemplo, os isótopos: $^{16}_8\text{O}$, $^{17}_8\text{O}$ e $^{18}_8\text{O}$:

	$^{16}_8\text{O}$	$^{17}_8\text{O}$	$^{18}_8\text{O}$
Z	8	8	8
N	8	9	10
A	16	17	18

Isótopos são átomos do mesmo elemento químico.

- **Isóbaros** são átomos (nuclídeos) cujos **núcleos têm o mesmo número de massa (A)**, embora difiram pelo número de prótons (Z) e de nêutrons (N). Por exemplo, os isóbaros $^{40}_{18}\text{Ar}$, $^{40}_{19}\text{K}$ e $^{40}_{20}\text{Ca}$:

	$^{40}_{18}\text{Ar}$	$^{40}_{19}\text{K}$	$^{40}_{20}\text{Ca}$
Z	18	19	20
N	22	21	20
A	40	40	40

Isóbaros são átomos de elementos químicos diferentes.

- **Isótonos** são átomos (nuclídeos) cujos **núcleos têm o mesmo número de nêutrons (N)**, diferindo nos números de prótons (Z) e conseqüentemente nos números de massa (A). Por exemplo, os isótonos $^{78}_{33}\text{As}$, $^{79}_{34}\text{Se}$ e $^{80}_{35}\text{Br}$:

	$^{78}_{33}\text{As}$	$^{79}_{34}\text{Se}$	$^{80}_{35}\text{Br}$
Z	33	34	35
N	45	45	45
A	78	79	80

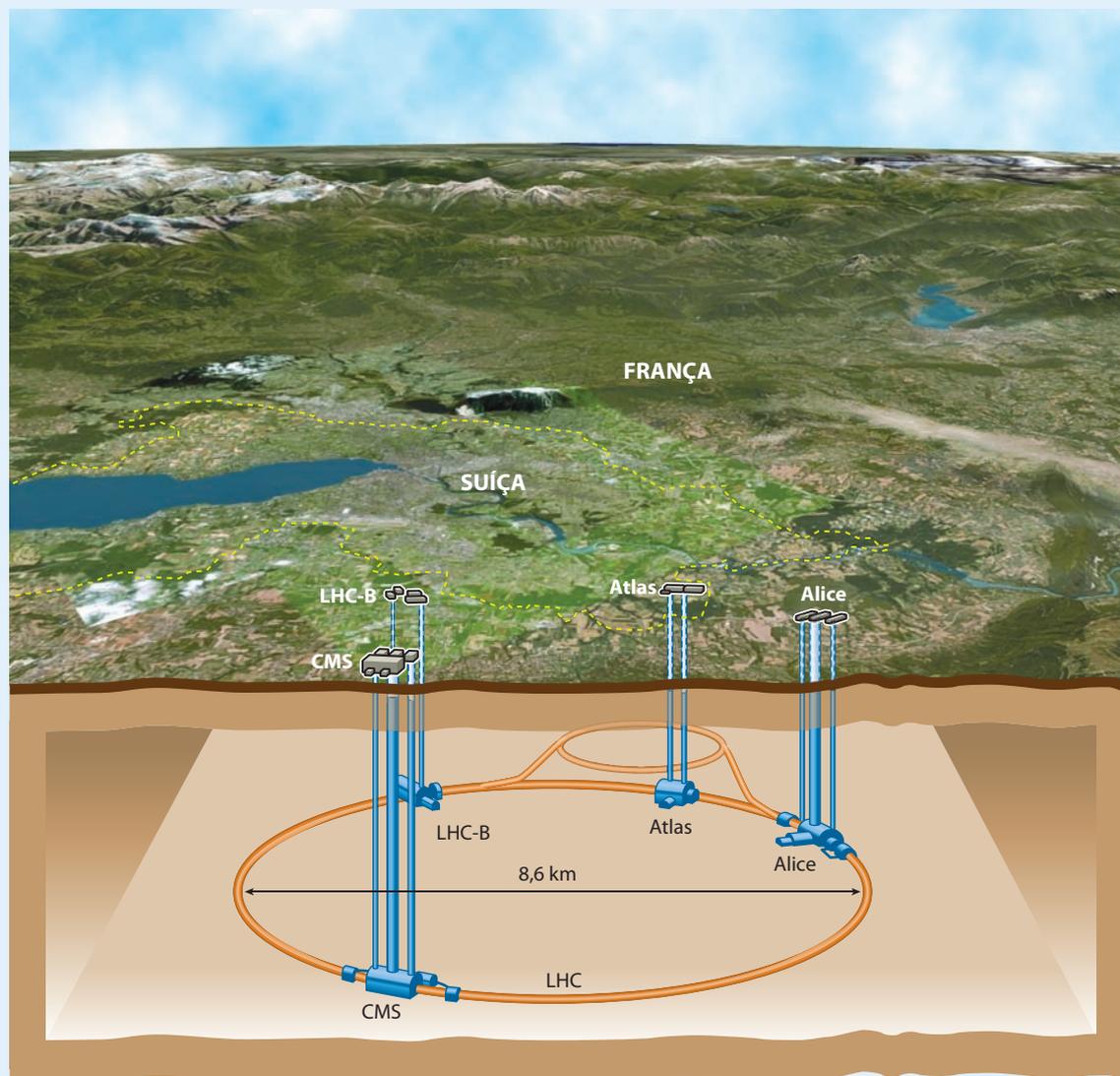
Isótonos são átomos de elementos químicos diferentes.



Uma visão do futuro

A estrutura detalhada do átomo e, especialmente, do núcleo atômico não é bem conhecida até hoje. Para melhor desvendar esse segredo, foi construída a **maior máquina do mundo** para procurar as **menores partículas do mundo**. Trata-se de um acelerador de partículas construído em um túnel circular de 27 km de circunferência, a 100 metros de profundidade, entre as fronteiras da França e da Suíça.

O Grande Colisor de Hádrons



[Representação esquemática sem escala; cores-fantasia.]

O LHC (The Large Hadron Collider ou Grande Colisor de Hádrons) é o maior acelerador de partículas do mundo. Com 27 km de circunferência e 8,6 km de diâmetro, foi construído em um túnel circular com 3,8 m de diâmetro a 100 m de profundidade, abaixo dos territórios da Suíça e da França.

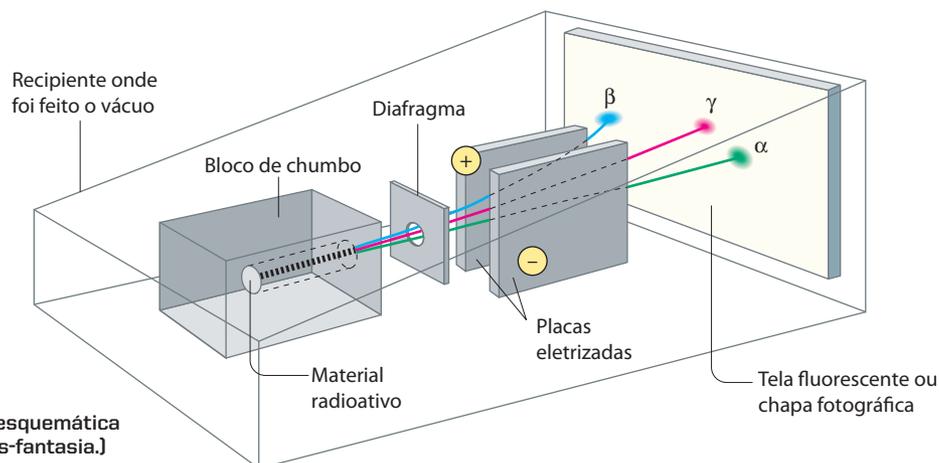
Enormes ímãs supercondutores, refrigerados a $-271\text{ }^{\circ}\text{C}$ com hélio líquido, aceleram prótons contidos em dois tubos independentes em sentidos contrários, com quatro possíveis pontos de intersecção: CMS, LHC-B, Atlas e Alice. Acelerando e fazendo colidir partículas umas contra as outras, os cientistas podem identificar seus componentes e criar novas partículas, revelando a natureza de suas interações.

Com o LHC será possível entender melhor a origem e a evolução do Universo. Os cientistas pretendem, por exemplo, detectar partículas elementares nunca antes observadas. O LHC já é aclamado como uma “máquina de revoluções”.

Fonte: <<http://lhc.web.cern.ch/lhc>>. Acesso em: mar. 2010.

5 A natureza das radiações e suas leis

Quando submetemos as emissões radioativas naturais (por exemplo, do polônio ou do rádio) a um campo elétrico ou magnético, notamos sua subdivisão em três tipos bem distintos. Esse fato pode ser constatado por meio da aparelhagem esquematizada abaixo:



[Representação esquemática sem escala; cores-fantasia.]

ADILSON SECCO

O material radioativo é colocado em um furo feito num bloco de chumbo; o chumbo detém as emissões radioativas, que, por sua natureza, saem em todas as direções. Desse modo, além de a pessoa que manipula o aparelho ficar protegida, obtém-se um feixe de radiações na direção do furo.

Quando o **feixe radioativo** passa entre as duas placas fortemente eletrizadas, ele se subdivide em três partes, como pode ser constatado por meio de uma tela fluorescente ou uma chapa fotográfica colocada em sua trajetória:

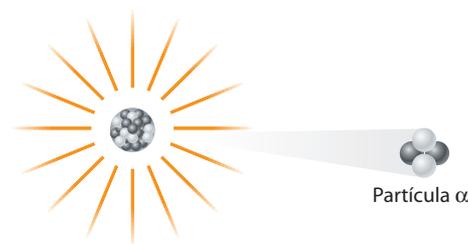
- a emissão que sofre um **pequeno desvio** para o lado da **placa negativa** foi denominada **emissão α (alfa)**;
- a que sofre um **desvio maior** para o lado da **placa positiva** foi denominada **emissão β (beta)**;
- a que **não sofre desvio** foi denominada **emissão γ (gama)**.

Note que toda a experiência é realizada no **vácuo**, pois o ar poderia absorver parte das emissões.

5.1. As emissões α (alfa)

O físico Ernest Rutherford (1871-1937) verificou que as emissões α são **partículas** formadas por **2 prótons e 2 nêutrons**, que são “atirados”, em alta velocidade, para fora de um núcleo relativamente grande e instável.

Sendo formadas por 2 prótons e 2 nêutrons, as **partículas α têm carga elétrica igual a +2 e número de massa igual a 4**. A carga positiva explica por que elas são atraídas por uma placa eletricamente negativa; a massa elevada (maior inércia) explica por que o desvio é pequeno na aparelhagem acima.



[Representação esquemática sem escala; cores-fantasia.]

ADILSON SECCO

Uma decorrência da emissão α é a chamada **Primeira Lei da Radioatividade** ou **Lei de Soddy**:

Quando um núcleo emite uma partícula α, seu número atômico diminui duas unidades e seu número de massa diminui quatro unidades.

Por exemplo:



OBSERVAÇÕES

- 1ª As equações nucleares obedecem a um **balanço dos números de massa e das cargas elétricas nucleares**. Tomando-se o exemplo anterior, tem-se:
 - soma dos números de massa (expoentes): $235 = 4 + 231$;
 - soma das cargas elétricas nucleares (índices): $92 = 2 + 90$.
- 2ª A partícula α é igual ao núcleo do gás nobre hélio (por isso alguns autores chamam a partícula α de “hélium”). Consequentemente, quando a partícula α “captura” 2 elétrons do meio ambiente, ela se transforma num átomo de hélio.

5.2. As emissões β (beta)

As emissões β são elétrons “atirados”, em altíssima velocidade, para fora de um núcleo instável.

Sendo **partículas negativas**, elas são atraídas pela placa positiva quando submetidas a um campo elétrico ou magnético; a massa (inércia) extremamente pequena do elétron explica por que seu desvio é maior que o das partículas α .

A velocidade, o poder de penetração e, portanto, os efeitos fisiológicos das partículas β são bem mais acentuados que os das partículas α ; tendo carga elétrica menor, as partículas β são **menos ionizantes** que as α .

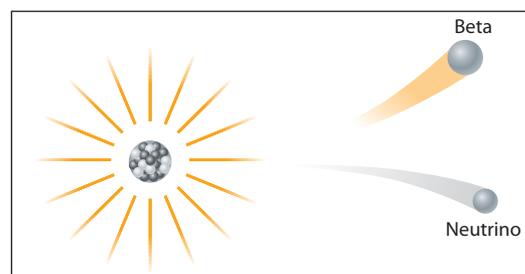
A esta altura, você deve estar intrigado com o seguinte: se os núcleos são formados por prótons e nêutrons, como pode um elétron sair do núcleo?

Na verdade, o elétron não existe no núcleo; **ele se forma a partir de um nêutron (em núcleos instáveis) de acordo com a “reação”** (representação esquemática sem escala; cores-fantasia):



O **próton permanece no núcleo**; o elétron é “atirado” para fora do núcleo como partícula β ; o neutrino também é “atirado” para fora do núcleo; como o neutrino é eletricamente neutro e tem massa desprezível, ele nem chega a ser percebido na aparelhagem da página anterior.

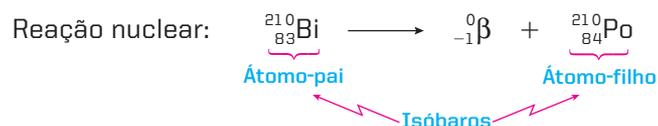
Pelo que foi exposto, torna-se evidente a **Segunda Lei da Radioatividade** ou **Lei de Soddy-Fajans-Russel**:



(Representação esquemática sem escala; cores-fantasia.)

Quando um núcleo emite uma partícula β , seu número atômico aumenta uma unidade e seu número de massa não se altera.

É claro que a saída de um elétron (de massa desprezível) não irá afetar a massa do núcleo; no entanto, tendo carga -1 , a saída do elétron aumentará a carga positiva do núcleo em uma unidade. Por exemplo:



OBSERVAÇÃO

Confira neste último exemplo o **balanço dos números de massa e das cargas elétricas nucleares**:

- soma dos números de massa (expoentes): $210 = 0 + 210$;
- soma das cargas elétricas nucleares (índices): $83 = -1 + 84$.

5.3. As emissões γ (gama)

As emissões γ não são partículas, mas ondas eletromagnéticas semelhantes à luz, porém de comprimento de onda muitíssimo menor ($\lambda = 0,01$ a $0,001 \text{ \AA}$) e, portanto, de energia muito mais elevada (superando até mesmo os raios X).

Não possuindo massa nem carga elétrica, **as emissões γ não sofrem desvio ao atravessar um campo elétrico ou magnético.**

Embora dependam do átomo emissor, as emissões γ têm sempre um **poder de penetração** bem maior que as partículas α e β ; normalmente, uma emissão γ atravessa 20 cm no aço ou 5 cm no chumbo (quanto mais denso é o metal, mais ele detém as radiações). Por esse motivo, as emissões γ representam o perigo máximo do ponto de vista fisiológico.

Por outro lado, o poder de ionização (que depende de carga elétrica) das emissões γ é menor que o das α e β .

Evidentemente, uma emissão γ não altera nem o número atômico nem o número de massa do elemento; sendo assim, **não se costuma escrever a emissão γ nas equações nucleares.**



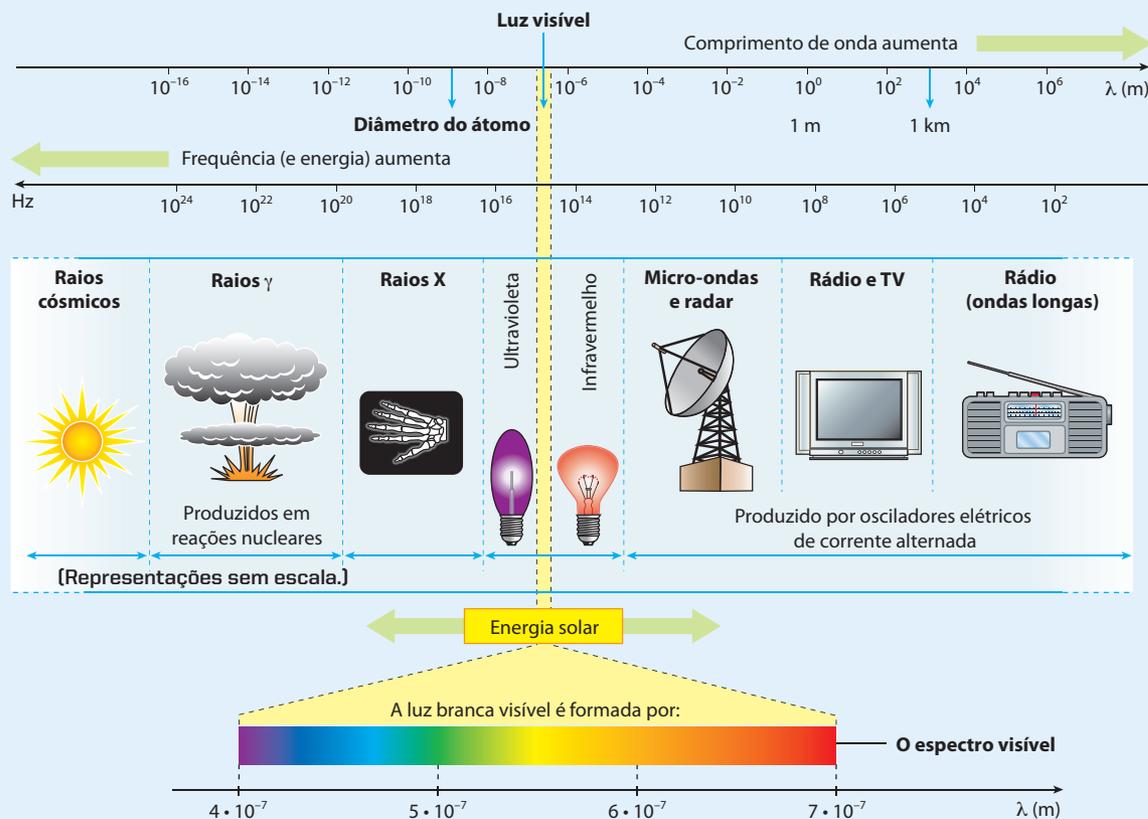
(Representação esquemática sem escala; cores-fantasia.)

ADILSON SECCO



O espectro eletromagnético

Apresentamos abaixo um esquema geral das radiações eletromagnéticas, destacando a posição das emissões γ (gama).



Fonte: TIPLER, P. A. *Física para cientistas e engenheiros*. Ótica e física moderna. 3. ed. Rio de Janeiro: Guanabara Koogan, 1995, v. 4, p. 15.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

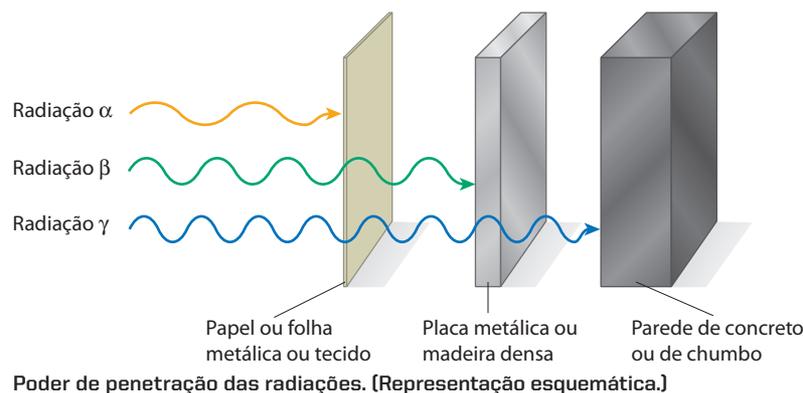
ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

5.4. Conclusões

Radioatividade é a propriedade que os núcleos atômicos instáveis possuem de emitir partículas e radiações eletromagnéticas, para se transformar em outros núcleos mais estáveis. Esse fenômeno espontâneo é chamado **reação de desintegração radioativa** ou **reação de transmutação** ou **reação de decaimento**.

A radioatividade natural ocorre, geralmente, com átomos mais pesados que o chumbo (de número atômico 82). Entretanto, como veremos mais adiante, podem-se, atualmente, produzir **isótopos radioativos** (também chamados **radioisótopos**) de todos os elementos químicos.

Resumindo: das três radiações mencionadas, γ é a mais penetrante (e, em geral, a mais perigosa para o ser humano), β tem penetração média e α é pouco penetrante. É o que ilustramos abaixo:



Poder de penetração das radiações. (Representação esquemática.)

Agora que foram dados os conceitos fundamentais da radioatividade, podemos dizer que:

Reação nuclear é aquela que altera os núcleos atômicos.

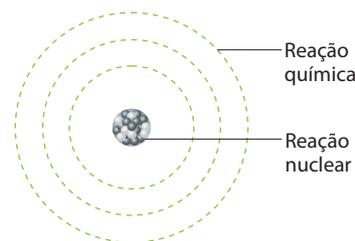
É bom lembrar que uma **reação química** afeta apenas os elétrons periféricos dos átomos.

Por “mexer” com os núcleos dos átomos, as reações nucleares envolvem **muito mais energia** que as reações químicas. Por esse mesmo motivo, são muito mais difíceis de ser executadas e controladas. Nos dois exemplos seguintes, são feitas comparações do ponto de vista energético.

A **reação química** correspondente à queima do carvão ($C + O_2 \longrightarrow CO_2$) libera 94 kcal para cada 12 g de carbono que são queimados. Essa quantidade de calor permite elevar, de 20 para 100 °C, a temperatura de 1.175 g de água (que equivalem a pouco mais de **1 litro** de água).

A **reação nuclear** correspondente à bomba de hidrogênio (${}_1^2H + {}_1^3H \longrightarrow {}_2^4He$) libera $5 \cdot 10^8$ kcal para cada 4 g de hidrogênio que reagem. Essa quantidade de calor permite elevar, de 20 para 100 °C, a temperatura de 6.250 toneladas de água (o que equivale a 52 piscinas de 12 m de comprimento por 5 m de largura e 2 m de profundidade).

Pelos motivos expostos, você já deve ter percebido por que o estudo das reações nucleares extrapola o campo da Química. Para estudá-las, foi necessário criar um novo ramo da Ciência, denominado **Física Nuclear**.



(Representação esquemática sem escala; cores-fantasia.)



Explosão de bomba de hidrogênio durante teste no atol de Bikini, em 21 de maio de 1956.

Questões

Registre as respostas em seu caderno

- Qual é a propriedade que torna alguns elementos radioativos?
- Os seres vivos emitem radiação em pequena quantidade, pois em seus organismos estão presentes átomos radioativos, como o carbono-14, por exemplo. Qual o número de prótons e de nêutrons do carbono-14?
- O carbono-14 desintegra-se por meio de emissão beta. Dê a equação que representa essa emissão.
- Qual o elemento formado na emissão citada anteriormente?

Pesquisa

Registre as respostas em seu caderno

Pesquise no *site* sugerido a seguir ou em outras fontes e responda:

O que são aceleradores nucleares e para que servem?

- Nereide Cerqueira. "Acelerador de partículas ajuda a desvendar as origens do universo". Em: *ComCiência*. Revista Eletrônica de Jornalismo Científico. Disponível em: <http://www.comciencia.br/comciencia/?section=3¬icia=415>. Acesso em: mar. 2010.

Exercícios básicos

Registre as respostas em seu caderno

- Qual é o número de prótons e de nêutrons existentes em cada um dos seguintes núclídeos?
a) ${}^{20}_{9}\text{F}$ b) ${}^{99}_{42}\text{Mo}$ c) ${}^{115}_{47}\text{Ag}$ d) ${}^{238}_{92}\text{U}$
- Identifique quais são os isótopos, os isóbaros e os isótonos, na seguinte sequência:
a) ${}^{27}_{13}\text{Al}$ e) ${}^{26}_{13}\text{Al}$
b) ${}^{14}_{7}\text{N}$ f) ${}^{14}_{6}\text{C}$
c) ${}^{29}_{16}\text{S}$ g) ${}^{24}_{11}\text{Na}$
d) ${}^{12}_{6}\text{C}$ h) ${}^{27}_{14}\text{Si}$
- (PUC-RS) Responder à questão com base na tabela a seguir, que apresenta características de emissões radioativas naturais.

Característica	Carga	Poder de penetração relativo	Descrição teórica
I	+2	1	Núcleo de hélio
II	-1	100	Elétron
III	0	10.000	Energia radiante

As características apresentadas pertencem, respectivamente, às radiações:

- alfa, beta e gama.
 - alfa, gama e beta.
 - beta, alfa e gama.
 - beta, gama e alfa.
 - gama, alfa e beta.
- (UFPE) O núcleo atômico de alguns elementos é bastante instável e sofre processos radioativos para remover sua instabilidade. Sobre os três tipos de radiação α , β e γ , podemos dizer que:

- ao emitir radiação α , um núcleo tem seu número de massa aumentado.
- ao emitir radiação β , um núcleo tem seu número de massa inalterado.
- a radiação α é constituída por núcleos de átomos de hélio.
- ao emitir radiação γ , um núcleo não sofre alteração em sua massa.
- ao emitir radiação β , um núcleo tem seu número atômico aumentado em uma unidade.

- (UFU-MG) Em 6 de julho de 1945, no estado do Novo México, nos Estados Unidos, foi detonada a primeira bomba atômica. Ela continha cerca de 6 kg de plutônio e explodiu com a força de 20.000 toneladas do explosivo TNT (trinitrotolueno). A energia nuclear, no entanto, também é utilizada para fins mais nobres, como curar doenças através de terapias de radiação.

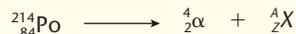
Em relação à energia nuclear, qual é a alternativa **incorreta**?

- Raios α (alfa) possuem uma baixa penetração na matéria, e os núcleos que emitem estas partículas perdem duas unidades de número atômico e quatro unidades de massa.
- Raios α (alfa) são formados por um fluxo de alta energia de núcleos de hélio, combinações de dois prótons e dois nêutrons.
- Raios γ (gama) são uma forma de radiação eletromagnética, que não possuem massa ou carga, sendo, portanto, menos penetrantes que as partículas α (alfa) e β (beta).
- Partículas β (beta) são elétrons ejetados a altas velocidades de um núcleo radioativo e possuem uma massa muito menor que a massa de um átomo.
- Partículas β (beta) são mais penetrantes que as partículas α (alfa), e a perda de uma única dessas partículas produz aumento de uma unidade no número atômico do núcleo que a emitiu.

Exercício resolvido

6. O elemento ${}^{214}_{84}\text{Po}$ emite uma partícula α . Quais são os números atômicos (Z) e de massa (A) do novo elemento químico (X) formado?

Resolução



Para determinar A e Z , basta montar as equações algébricas representativas do balanço dos números de massas e das cargas elétricas:

- balanço das massas:

$$214 = 4 + A \Rightarrow A = 210$$

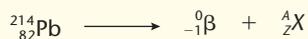
- balanço das cargas elétricas:

$$84 = 2 + Z \Rightarrow Z = 82$$

Exercício resolvido

7. O elemento ${}^{214}_{82}\text{Pb}$ emite uma partícula β . Quais são os números atômicos (Z) e de massa (A) do novo elemento químico (X) formado?

Resolução



Aplicando o mesmo raciocínio do exercício anterior, temos:

- balanço das massas:

$$214 = 0 + A \Rightarrow A = 214$$

- balanço das cargas elétricas:

$$82 = -1 + Z \Rightarrow Z = 83$$

8. (Uepa) O ferro-59 é um isótopo radioativo, utilizado em diagnósticos de anemia. A equação nuclear para o decaimento do ${}^{59}\text{Fe}$, como um emissor beta, é:

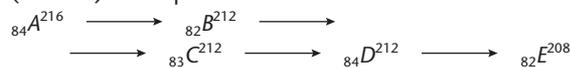
- a) ${}^{59}_{26}\text{Fe} \longrightarrow {}^{55}_{24}\text{Cr} + {}^0_{-1}\text{e}$
 b) ${}^{59}_{26}\text{Fe} \longrightarrow {}^{59}_{25}\text{Mn} + {}^0_{-1}\text{e}$
 c) ${}^{59}_{26}\text{Fe} \longrightarrow {}^{60}_{25}\text{Mn} + {}^0_{-1}\text{e}$
 d) ${}^{59}_{26}\text{Fe} \longrightarrow {}^{60}_{27}\text{Co} + {}^0_{-1}\text{e}$
 e) ${}^{59}_{26}\text{Fe} \longrightarrow {}^{59}_{27}\text{Co} + {}^0_{-1}\text{e}$

9. (Mackenzie-SP) A equação que representa a emissão de uma partícula α é:

- a) ${}^{241}_{94}\text{Pu} \longrightarrow {}^{241}_{95}\text{Am} + x$
 b) ${}^{40}_{19}\text{K} + y \longrightarrow {}^{40}_{18}\text{Ar}$
 c) ${}^{13}_7\text{N} \longrightarrow {}^{13}_6\text{C} + w$



10. (PUC-SP) Na sequência radioativa:



temos, sucessivamente, quais emissões?

- a) $\alpha, \beta, \beta, \alpha$ c) $\alpha, \gamma, \gamma, \alpha$ e) $\alpha, \beta, \gamma, \alpha$
 b) $\beta, \alpha, \alpha, \beta$ d) $\gamma, \beta, \beta, \gamma$

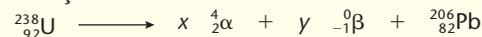
11. (FEI-SP) Um átomo X , de número atômico 92 e número de massa 238, emite uma partícula alfa, transformando-se num átomo Y , o qual emite uma partícula beta, produzindo um átomo Z . Então:

- a) os átomos Y e Z são isótopos.
 b) os átomos X e Z são isótonos.
 c) os átomos X e Y são isóbaros.
 d) o átomo Z possui 143 nêutrons.
 e) o átomo Y possui 92 prótons.

Exercício resolvido

12. Na transformação do ${}^{238}_{92}\text{U}$ em ${}^{206}_{82}\text{Pb}$, quantas partículas α e quantas β são emitidas por átomo de urânio inicial?

Resolução



Fazendo o balanço dos números de massa e das cargas elétricas, temos:

- balanço das massas:

$$238 = 4x + 206 \Rightarrow x = 8 \text{ partículas } \alpha$$

- balanço das cargas elétricas:

Sendo $x = 8$, temos:

$$92 = 2x + (-1)y + 82$$

$$92 = 2 \cdot 8 - y + 82 \Rightarrow$$

$$\Rightarrow y = 6 \text{ partículas } \beta$$

13. (UCB-DF) Ao se desintegrar, o átomo de ${}^{222}_{86}\text{Rn}$ se transforma em ${}^{210}_{84}\text{Po}$. Qual é o número de partículas ${}^4_2\alpha$ e ${}^0_{-1}\beta$ emitidas no processo?

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

14. (UFRRJ) Um elemento radioativo M emite, sucessivamente, sete partículas alfa (α) e 4 partículas beta (β), transformando-se no elemento ${}^{209}_{83}\text{Bi}$.

Pergunta-se:

- a) Quais são os números atômico e de massa do elemento M ?
 b) Qual o nome desse elemento?

Exercícios complementares

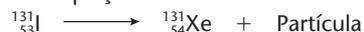
Registre as respostas em seu caderno

15. Usando a Tabela Periódica, responda qual é o número de prótons e nêutrons dos seguintes núclídeos:

- a) oxigênio-17 c) césio-137
 b) zinco-68 d) rádio-226

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

17. (Unifor-CE) Qual a alternativa que contém a partícula que constitui a radiação emitida pelo radioisótopo I-131, de acordo com a equação?



- a) α d) nêutron
 b) β^- e) próton
 c) pósitron

18. (UFMT) As bombas atômicas lançadas sobre o Japão foram: Little Boy na cidade de Hiroshima, no dia 6 de agosto de 1945, e Fat Man, três dias após, na cidade de Nagasaki. Elas eram feitas de urânio e de plutônio, respectivamente. A captura de um nêutron pelo $^{238}_{92}\text{U}$ produz o $^{239}_{92}\text{U}$, elemento que não se fragmenta, mas sofre transformações radioativas espontâneas, emitindo duas partículas beta (elétrons).

Então $^{239}_{92}\text{U}$ se transforma em:

- a) $^{237}_{94}\text{Pu}$. c) $^{239}_{92}\text{U}$. e) $^{239}_{94}\text{Pu}$.
b) $^{238}_{94}\text{Pu}$. d) $^{235}_{92}\text{U}$.

19. Suponha um nuclídeo radioativo de número atômico 90 e cujo número de massa seja 232. Suponha ainda que o referido nuclídeo emita sucessivamente uma partícula α seguida de duas emissões β e novamente uma emissão α . Ao final, o átomo que encerra essa série de emissões terá em seu núcleo:

- a) 136 nêutrons. c) 86 prótons.
b) 138 nêutrons. d) 90 prótons.

20. (UFRJ) Para que o átomo $^{222}_{86}\text{Rn}$ se desintegre espontaneamente e origine um átomo de carga nuclear 82(+), contendo 124 nêutrons, os números de partículas α e β que deverão ser transmitidas, respectivamente, são:

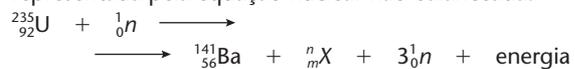
- a) 2 e 2. c) 2 e 1. e) 4 e 2.
b) 1 e 1. d) 4 e 4.

21. (Unifesp) O flúor-18 é um radioisótopo produzido num acelerador ciclotron. Associado à deoxiglicose, esse radioisótopo revela, pela emissão de pósitrons, as áreas do organismo com metabolismo intenso de glicose, como o cérebro, o coração e os tumores ainda em estágio muito inicial. Quando um átomo de flúor-18 emite um pósitron, o átomo resultante será um isótopo do elemento químico:

- a) cloro. c) neônio. e) nitrogênio.
b) flúor. d) oxigênio.

Observação: O **pósitron** ($^0_{+1}\beta$) é uma partícula de massa desprezível e de carga elétrica positiva (equivalente à do elétron).

22. (UFSCar-SP) No dia 6 de agosto de 2005 foram lembrados os 60 anos de uma data triste na história da humanidade. Nesse dia, em 1945, foi lançada uma bomba atômica sobre a cidade de Hiroshima, que causou a morte de milhares de pessoas. Nessa bomba, baseada no isótopo 235 de urânio, uma das reações que pode ocorrer é representada pela equação nuclear não balanceada:



Na equação X, m e n representam, respectivamente:

- a) partícula alfa; 2; 4. d) criptônio; 36; 92.
b) pósitron; 1; 0. e) bário; 56; 141.
c) argônio; 18; 39,9.

6 >>> Cinética das desintegrações radioativas

Sabemos que, entre as pessoas nascidas hoje, algumas terão vida mais curta, e outras, vida mais longa. Com os núcleos radioativos acontece algo semelhante. Em um conjunto de átomos radioativos, pode ocorrer de um átomo estar se desintegrando (deixando de existir) neste instante, um segundo átomo se desintegrar daqui a uma hora, um terceiro daqui a três meses e assim por diante. O urânio-238, por exemplo, desintegra-se tão lentamente que continua existindo desde a formação da Terra; pelo contrário, há elementos produzidos artificialmente cuja radioatividade se esgota em questão de minutos – ou, em alguns casos, em frações de segundo.



Técnico preparando injeção com dose de radioisótopo na unidade de Medicina Nuclear do Hospital Saint Louis, Paris.

Conhecer a rapidez com que um elemento radioativo se desintegra é muito importante na prática. Um primeiro exemplo que podemos mencionar é o da **Medicina Nuclear**: quando um radioisótopo é injetado em uma pessoa para se fazer um exame clínico, é importante saber por quanto tempo haverá radioatividade no organismo do paciente. Outro exemplo é o do armazenamento dos rejeitos nucleares: nesse caso, torna-se necessário saber por quanto tempo esses rejeitos devem permanecer estocados. E muitos outros exemplos poderiam ser citados.

A forma mais usual de medir a rapidez de uma desintegração é dada pela seguinte definição:

Tempo de meia-vida ($t_{1/2}$) ou período de semidesintegração (P) é o tempo necessário para desintegrar a metade dos átomos radioativos existentes em uma dada amostra.

Exemplificando:

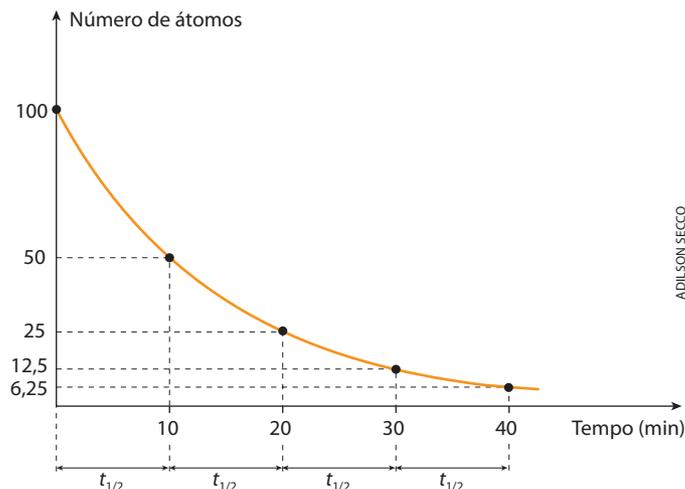


(Representação esquemática sem escala; cores-fantasia.)

Note que diminuí a quantidade de isótopo radioativo (em vermelho) mas não a quantidade total de matéria.

Generalizando, vamos imaginar que uma determinada amostra radioativa forneça os dados abaixo, dando origem ao gráfico correspondente:

Tempo (min)	Quantidade de átomos radioativos presentes
0	100
10	50
20	25
30	12,5
40	6,25
⋮	⋮



Nesse exemplo, temos um tempo de meia-vida ($t_{1/2}$) de 10 minutos. A curva obtida é chamada **curva de decaimento** do elemento radioativo e traduz também a **velocidade de desintegração** (ou **atividade**) do elemento. A velocidade média de desintegração, por sua vez, pode ser entendida como o “número de átomos que se desintegram em uma unidade de tempo”. No SI, a unidade da velocidade de desintegração é o **becquerel (Bq)**, que indica o “número de desintegrações por segundo”.

A tabela ao lado nos mostra que o tempo de meia-vida varia bastante de um radioisótopo para outro.

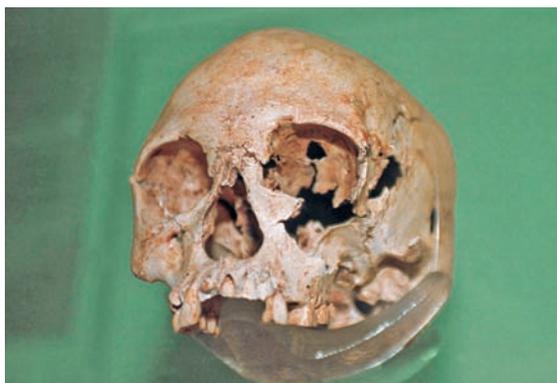
O tempo de meia-vida é uma característica de cada radioisótopo e independe da pressão, da temperatura e do composto químico no qual o radioisótopo esteja presente ou que ele venha a formar (é importante lembrar que radioatividade é uma propriedade dos núcleos dos átomos e não de suas eletrosferas, que são as responsáveis pelas propriedades químicas dos elementos).

Radioisótopo	Tempo de meia-vida
$^{220}_{86}\text{Rn}$	55,6 segundos
$^{218}_{84}\text{Po}$	3,08 minutos
$^{95}_{43}\text{Tc}$	20,0 horas
$^{234}_{90}\text{Th}$	24,1 dias
$^{90}_{38}\text{Sr}$	29,1 anos
$^{14}_6\text{C}$	5.715 anos
$^{10}_4\text{Be}$	1,52 milhão de anos
$^{238}_{92}\text{U}$	4,46 bilhões de anos

Exercícios complementares

Registre as respostas em seu caderno

- 33.** (UFSCar-SP) Em 1999, foi estudada a ossada do habitante considerado mais antigo do Brasil, uma mulher que a equipe responsável pela pesquisa convencionou chamar Luzia.



DELFIN VIEIRA/AGÊNCIA ESTADO/ MUSEU DA QUINTA DA BOA VISTA, RJ

A idade da ossada foi determinada como sendo igual a 11.500 anos. Suponha que, nessa determinação, foi empregado o método de dosagem do isótopo radioativo carbono-14, cujo tempo de meia-vida é 5.730 anos. Pode-se afirmar que a quantidade de carbono-14 encontrada atualmente na ossada, comparada com a contida no corpo de Luzia por ocasião de sua morte, é aproximadamente igual a:

- a) 100% do valor original.
 b) 50% do valor original.
 c) 25% do valor original.
 d) 10% do valor original.
 e) 5% do valor original.
- 34.** (Mackenzie-SP) No diagnóstico de doenças de tireoide, é usado o radioisótopo $^{131}_{53}\text{I}$, cuja meia-vida é de oito dias. Após 48 dias, a fração da concentração inicial de iodo que permanece é igual a:
- a) $\frac{1}{64}$. c) $\frac{1}{8}$. e) $\frac{1}{56}$.
 b) $\frac{1}{6}$. d) $\frac{1}{48}$.
- 35.** (Unesp) O acidente do reator nuclear de Chernobyl, em 1986, lançou para a atmosfera grande quantidade de $^{90}_{38}\text{Sr}$ radioativo, cuja meia-vida é de 28 anos. Supondo ser esse isótopo a única contaminação radioativa e sabendo que o local poderá ser considerado seguro quando a quantidade de $^{90}_{38}\text{Sr}$ se reduzir, por desintegração, a $\frac{1}{16}$ da quantidade inicialmente presente, o local poderá ser habitado novamente a partir do ano de:
- a) 2014. c) 2266. e) 3000.
 b) 2098. d) 2986.
- 36.** (Fuvest-SP) O isótopo radioativo Cu-64 sofre decaimento β , conforme representado:

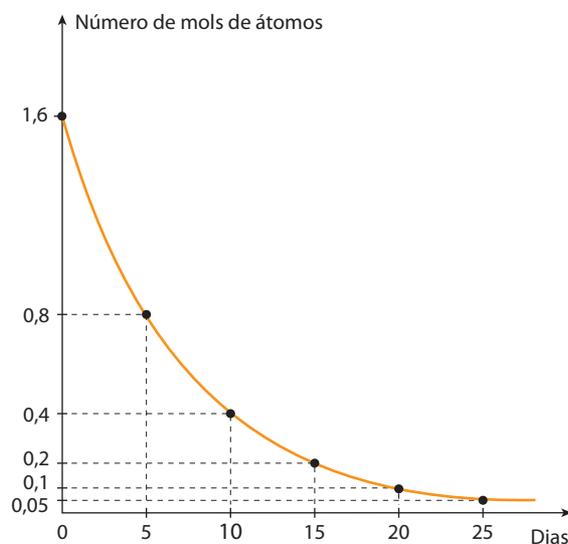


A partir de amostra de 20,0 mg de Cu-64, observa-se que, após 39 horas, formaram-se 17,5 mg de Zn-64. Sendo assim, o tempo necessário para que metade da massa inicial de Cu-64 sofra decaimento β é cerca de:

- a) 6 horas. d) 26 horas.
 b) 13 horas. e) 52 horas.
 c) 19 horas.

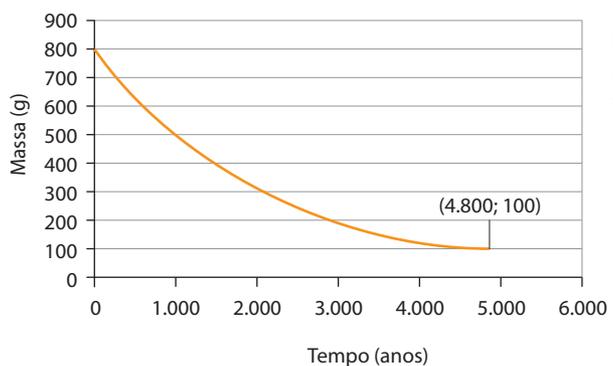
Observação: $^{64}_{29}\text{Cu}$
 64 = número de massa
 29 = número atômico

- 37.** (Uerj) Considere o gráfico da desintegração radioativa de um isótopo:



Para que a fração de átomos não desintegrados seja 12,5% da amostra inicial, qual é o número necessário de dias?

- a) 10 c) 20
 b) 15 d) 25
- 38.** (Unifesp) Quando se fala em isótopos radioativos, geralmente a opinião pública os associa a elementos perigosos, liberados por reatores nucleares. No entanto, existem isótopos de elementos naturais que estão presentes no nosso dia a dia. O gráfico mostra a cinética de desintegração do rádio-226, que pode estar presente em materiais de construção, em geral em concentrações muito baixas para que se possa comprovar qualquer relação com danos à saúde. As coordenadas de um ponto do gráfico são indicadas na figura.



Dados: $m = m_0 \cdot 2^{-t/c}$, onde:
 m : massa no tempo t ;
 m_0 : massa no tempo 0;
 c : tempo de meia-vida.

A meia-vida desse isótopo, em anos, é igual a:
 a) 1.400. c) 1.600. e) 1.800.
 b) 1.500. d) 1.700.

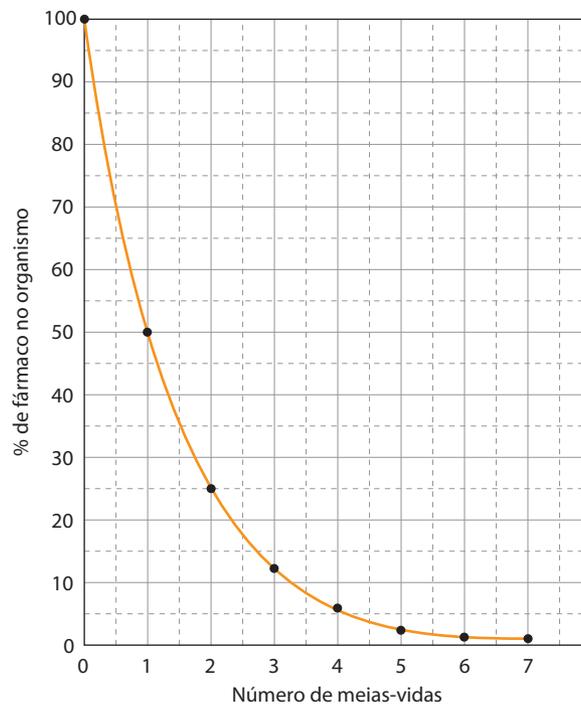
39. (Enem-MEC) A duração do efeito de alguns fármacos está relacionada à sua meia-vida, tempo necessário para que a quantidade original do fármaco no organismo se reduza à metade. A cada intervalo de tempo correspondente a uma meia-vida, a quantidade de fármaco existente no organismo no final do intervalo é igual a 50% da quantidade no início desse intervalo.

O gráfico ao lado representa, de forma genérica, o que acontece com a quantidade de fármaco no organismo humano ao longo do tempo.

A meia-vida do antibiótico amoxicilina é de 1 hora. Assim, se uma dose desse antibiótico for injetada às 12 h em um paciente, o percentual dessa dose que restará em seu organismo às 13 h 30 min será aproximadamente de:

a) 10%. c) 25%. e) 50%.
 b) 15%. d) 35%.

Observação: Esta questão não se refere a um fenômeno radioativo. Ela foi incluída neste capítulo apenas para lembrar que existem muitos outros fenômenos que sofrem um “decaimento” semelhante ao dos isótopos radioativos. Em Matemática esse decaimento é denominado **decaimento exponencial**.



Fonte: F. D. Fuchs e Cheri Wanama. *Farmacologia clínica*. Rio de Janeiro: Guanabara Koogan, 1982. p. 40.

ADILSON SECCO

7 Famílias radioativas naturais

É muito comum um átomo A emitir uma radiação (α ou β), transformando-se num novo átomo B ; este, por sua vez, por uma nova desintegração, transforma-se num átomo C ; e assim sucessivamente, até a sequência chegar a um átomo X , estável, que não mais se irá alterar. A sequência A, B, C, \dots, X é chamada **série** (ou **família**) **radioativa**. O átomo inicial A é chamado **elemento-pai** (ou **núcleo-pai**); B, C, \dots, X são seus “descendentes” e denominam-se **elementos-filhos** (ou **núcleos-filhos**).

Série (ou família) radioativa natural é uma sequência, que ocorre espontaneamente na natureza, na qual elementos radioativos se transformam uns nos outros, ao longo de uma série de desintegrações, até chegar a um elemento químico estável.

Embora existam atualmente muitas séries ou famílias radioativas **obtidas artificialmente**, devemos salientar que, **na natureza**, aparecem apenas três séries importantes:

Famílias (séries) radioativas naturais		
Série ou família	Inicia-se com	Termina com
Urânio	${}_{92}^{238}\text{U}$	${}_{82}^{206}\text{Pb}$
Actínio	${}_{92}^{235}\text{U}$	${}_{82}^{207}\text{Pb}$
Tório	${}_{90}^{232}\text{Th}$	${}_{82}^{208}\text{Pb}$

É interessante notar que as três famílias radioativas naturais terminam no **chumbo**, embora sob forma de isótopos diferentes; **esses isótopos são estáveis** e não sofrem mais desintegração radioativa. Por esse motivo, costuma-se dizer que, na natureza, são radioativos apenas os elementos com massa maior que a do chumbo (de número atômico 82). Entretanto, isso não é totalmente correto; existem elementos leves que apresentam isótopos radioativos, **na natureza**, em quantidades ínfimas.

Por exemplo:

Elemento	Porcentagem isotópica (em relação ao número total de átomos do elemento na natureza)	Período de semidesintegração
Trítio: ${}^3_1\text{H}$	Vestígios	12,32 anos
Carbono-14: ${}^{14}_6\text{C}$	Vestígios	5.715 anos
Potássio-19: ${}^{40}_{19}\text{K}$	0,0117%	$1,26 \cdot 10^9$ anos

Fonte: LIDE, D. R. (ed.). *CRC Handbook of Chemistry and Physics*. 87. ed. Boca Raton: Taylor and Francis, 2007. p. 4-9, 4-18 e 4-28.

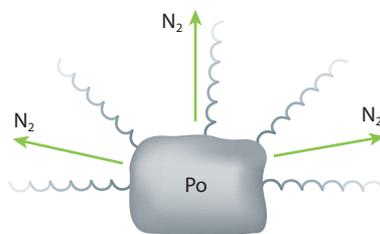
8 >>> Reações artificiais de transmutação

8.1. Histórico

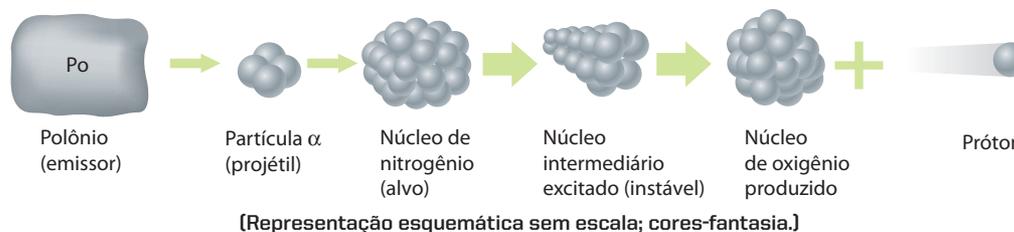
Um velho sonho dos alquimistas era transformar metais baratos em ouro. No século XIX, a Teoria Atômica de Dalton criou a ideia de átomos indivisíveis e indestrutíveis; em função disso, os cientistas passaram a acreditar que os elementos químicos seriam imutáveis.

A descoberta da radioatividade natural veio mostrar, contudo, que certos átomos podiam transformar-se em outros. De início, os cientistas foram simples espectadores da transmutação radioativa natural. Logo se percebeu que não seria fácil transformar um elemento em outro; as pressões e as temperaturas que provocavam as reações químicas se mostravam ineficazes para provocar as reações nucleares.

Em 1919, porém, Rutherford colocou uma amostra de polônio (emissor de partículas α) num recipiente contendo nitrogênio e, após várias semanas, constatou a presença de oxigênio no interior do recipiente.



O que havia acontecido?



As partículas α , emitidas em alta velocidade pelo polônio, haviam conseguido penetrar no núcleo do nitrogênio transformando-o em **oxigênio**, com a sobra de um **próton**. Esse fato pode ser traduzido pela seguinte **reação nuclear** (também chamada **reação de transmutação**, uma vez que um elemento químico se transforma em outro):



Assim, pela primeira vez na história da humanidade, havia-se conseguido transformar, **artificialmente**, um elemento (nitrogênio) em outro (oxigênio). Tornava-se enfim realidade um dos sonhos dos antigos alquimistas – a transmutação. Hoje, por exemplo, é possível produzir ouro artificialmente, mas o preço dessa operação é tão elevado que a torna economicamente inviável – veja de que maneira, na Ciência, as ideias aparecem e desaparecem em função de novas descobertas.

Assim, podemos dizer que:

Reação nuclear ou de transmutação é a que ocorre pelo choque de uma partícula (α , β , nêutrons etc.) com um núcleo ou entre dois núcleos, com produção de um novo elemento químico.

É importante observar que as reações nucleares devem obedecer à **conservação dos números de massa e das cargas elétricas nucleares**. Assim, no exemplo acima (${}^{14}_7\text{N} + {}^4_2\alpha \longrightarrow {}^{17}_8\text{O} + {}^1_1\text{p}$), temos:

- conservação dos números de massa (expoentes): $14 + 4 = 17 + 1$
- conservação das cargas elétricas nucleares (índices): $7 + 2 = 8 + 1$

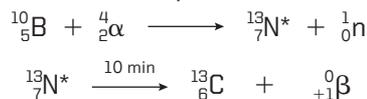
A descoberta de Rutherford rapidamente abriu caminho para novas e importantes reações nucleares. Como exemplo podemos citar:

- em 1932, o físico inglês James Chadwick (1891-1974) descobriu o **nêutron**, pela reação:



Encontrava-se assim a terceira partícula subatômica (após o elétron e o próton), de cuja existência já se suspeitava desde o início do século XX;

- em 1933, Jean-Frédéric Joliot Curie e sua esposa, Irène Joliot Curie, produziram o **primeiro elemento radioativo artificial**; bombardeando o boro com partículas α , eles obtiveram o nitrogênio-13, isótopo radioativo que rapidamente se decompõe em carbono-13:



OBSERVAÇÕES

1ª Estamos usando um asterisco (*) para indicar o elemento radioativo (radioisótopo).

2ª Na segunda equação aparece o ${}^0_{+1}\beta$, chamado **pósitron**, equivalente ao elétron, porém com carga positiva (o próprio símbolo β lembra os elétrons como “partículas β ”).

- em 1934, o casal Joliot Curie produziu o fósforo-30, também radioativo, que se transmuta em silício-30:



- até 1939 já eram conhecidos 330 radioisótopos; em 1970 o número chegava a 1.500, e atualmente são conhecidos cerca de 30.000 radioisótopos.

Jean-Frédéric Joliot Curie e Irène Joliot Curie

Jean-Frédéric Joliot nasceu em Paris, em 1900, e faleceu na mesma cidade, em 1958. Em 1925, tornou-se assistente de Marie Curie. Em 1926, casou-se com Irène, filha de Pierre e Marie Curie, tendo o casal adotado o sobrenome Joliot Curie. Irène Joliot Curie nasceu em Paris, em 1897, e faleceu na mesma cidade, em 1956. Em 1921, começou a trabalhar com sua mãe no Instituto do Rádio, onde se doutorou (1925) com estudos das emissões α pelo elemento polônio. Foi nesse instituto que conheceu Jean-Frédéric.

O casal Joliot Curie estudou com afinco o fenômeno da radioatividade e conseguiu produzir, a partir de 1933, vários elementos radioativos artificiais. Em virtude dessas pesquisas, os Joliot Curie receberam o Prêmio Nobel de Química de 1935.

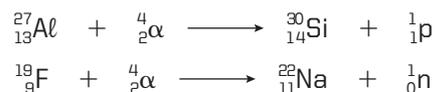


O casal Joliot Curie, em foto de 1936.

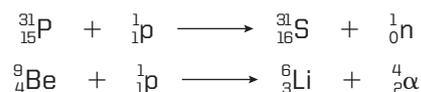
8.2. Tipos de reação de transmutação

Atualmente, são conhecidos muitos tipos de reações nucleares de transmutação:

a) Reações provocadas por partículas α

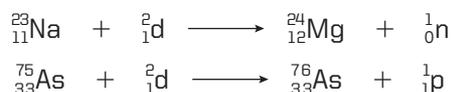


b) Reações provocadas por prótons



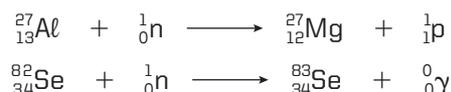
c) Reações provocadas por dêuterons (${}^2_1\text{d}$)

Dêuterons são partículas formadas por um próton e um nêutron e equivalem ao núcleo do deutério ${}^2_1\text{H}$:



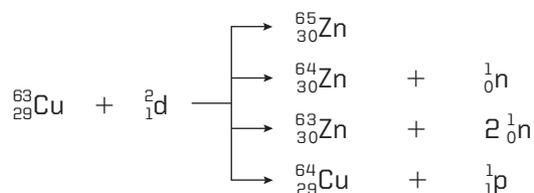
Neste último exemplo, **não houve transmutação**, apenas um isótopo de arsênio transformou-se em outro.

d) Reações provocadas por nêutrons



No último exemplo **não houve transmutação**; apenas um isótopo de selênio transformou-se em outro.

Existem, frequentemente, reações que formam vários produtos:

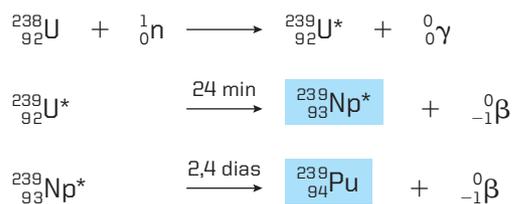


Das partículas utilizadas para provocar reações nucleares, podemos dizer que, em geral, as menos densas (como os prótons) são mais eficazes que as mais densas (como as partículas α), por causa de sua maior velocidade. Em particular, os nêutrons são bastante eficazes; sendo eletricamente neutros, eles atingem os núcleos, sem sofrer a forte repulsão eletropositiva aí existente.

8.3. Elementos transurânicos

O elemento de número atômico mais elevado que pode ser encontrado na natureza é o **urânio** (de número atômico 92). No entanto, com o auxílio de reações nucleares, podemos produzir **artificialmente** elementos de números atômicos superiores a 92 – são os denominados **elementos transurânicos**.

Em 1940, os cientistas estadunidenses Edwin Mattison McMillan (1907-1991) e Glenn Theodore Seaborg (1912-1999) produziram os dois primeiros elementos transurânicos: o **netúnio** (de número atômico 93) e o **plutônio** (de número atômico 94), pela sequência de reações:



O produto final ${}_{94}^{239}\text{Pu}$ também é radioativo e tende a emitir uma partícula α . Considerando-se, porém, que sua decomposição é extremamente lenta, pode-se considerar o plutônio um elemento estável.

A tabela seguinte dá uma ideia da obtenção de alguns isótopos de elementos transurânicos:

95	Americío	Am	${}_{94}^{239}\text{Pu} + {}_0^1\text{n} \longrightarrow {}_{95}^{240}\text{Am} + {}_{-1}^0\beta$
96	Cúrio	Cm	${}_{94}^{239}\text{Pu} + 4 {}_2^4\alpha \longrightarrow {}_{96}^{242}\text{Cm} + {}_0^1\text{n}$
97	Berquélio	Bk	${}_{95}^{241}\text{Am} + 4 {}_2^4\alpha \longrightarrow {}_{97}^{243}\text{Bk} + 2 {}_0^1\text{n}$
98	Califórnio	Cf	${}_{96}^{242}\text{Cm} + 4 {}_2^4\alpha \longrightarrow {}_{98}^{245}\text{Cf} + {}_0^1\text{n}$
99	Einstêínio	Es	${}_{92}^{238}\text{U} + 15 {}_0^1\text{n} \longrightarrow {}_{99}^{253}\text{Es} + 7 {}_{-1}^0\beta$
100	Férmio	Fm	${}_{92}^{238}\text{U} + 17 {}_0^1\text{n} \longrightarrow {}_{100}^{255}\text{Fm} + 8 {}_{-1}^0\beta$
101	Mendelêvio	Md	${}_{99}^{253}\text{Es} + 4 {}_2^4\alpha \longrightarrow {}_{101}^{256}\text{Md} + {}_0^1\text{n}$
102	Nobélio	No	${}_{96}^{246}\text{Cm} + {}_6^{12}\text{C} \longrightarrow {}_{102}^{254}\text{No} + 4 {}_0^1\text{n}$
103	Laurêncio	Lr	${}_{98}^{252}\text{Cf} + {}_5^{10}\text{B} \longrightarrow {}_{103}^{257}\text{Lr} + 5 {}_0^1\text{n}$
104	Rutherfórdio	Rf	${}_{98}^{249}\text{Cf} + {}_6^{12}\text{C} \longrightarrow {}_{104}^{257}\text{Rf} + 4 {}_0^1\text{n}$
105	Dúbnio	Db	${}_{98}^{249}\text{Cf} + {}_7^{15}\text{N} \longrightarrow {}_{105}^{260}\text{Db} + 4 {}_0^1\text{n}$
106	Seabórgio	Sg	${}_{98}^{249}\text{Cf} + {}_8^{18}\text{O} \longrightarrow {}_{106}^{263}\text{Sg} + 4 {}_0^1\text{n}$
107	Bóhrio	Bh	${}_{83}^{209}\text{Bi} + {}_{24}^{54}\text{Cr} \longrightarrow {}_{107}^{262}\text{Bh} + {}_0^1\text{n}$
108	Hássio	Hs	${}_{82}^{208}\text{Pb} + {}_{26}^{58}\text{Fe} \longrightarrow {}_{108}^{265}\text{Hs} + {}_0^1\text{n}$
109	Meitnério	Mt	${}_{83}^{209}\text{Bi} + {}_{26}^{58}\text{Fe} \longrightarrow {}_{109}^{266}\text{Mt} + {}_0^1\text{n}$
110	Darmstácio	Ds	${}_{82}^{208}\text{Pb} + {}_{28}^{62}\text{Ni} \longrightarrow {}_{110}^{269}\text{Ds} + {}_0^1\text{n}$
111	Roentgênio	Rg	${}_{83}^{209}\text{Bi} + {}_{28}^{64}\text{Ni} \longrightarrow {}_{111}^{272}\text{Rg} + {}_0^1\text{n}$
112	Copernício	Cn	${}_{82}^{208}\text{Pb} + {}_{30}^{70}\text{Zn} \longrightarrow {}_{112}^{277}\text{Cn} + {}_0^1\text{n}$

De modo geral, os elementos transurânicos têm vida muito curta – frequentemente, da ordem de frações de segundo.

Glenn Theodore Seaborg

Nasceu em Michigan, Estados Unidos, em 1912, e faleceu na Califórnia, em 1999. Em 1940, juntamente com Edwin M. McMillan, Seaborg produziu o netúncio e o plutônio. A seguir, começou a trabalhar no primeiro reator atômico estadunidense, que começou a funcionar em 1942. Voltando aos elementos transurânicos, Seaborg conseguiu produzir sete novos elementos: do amerício (95) ao mendelêvio (101). Por esses trabalhos, Seaborg recebeu, juntamente com McMillan, o Prêmio Nobel de Química de 1951. Em 1961, foi nomeado diretor da Comissão de Energia Atômica dos Estados Unidos. Outro trabalho importante de Seaborg foi o de alterar o final da Tabela Periódica; antes dele, os elementos tório (90), protactínio (91) e urânio (92) eram colocados no sétimo período, nas colunas 4B, 5B e 6B, respectivamente; foi Seaborg quem propôs colocar esses elementos na série dos actinídios, em que são encontrados nas tabelas periódicas atuais. Em homenagem a ele, em 1997 o elemento químico 106 foi denominado **seabórgio**.



Seaborg, em foto da década de 1940.

SCIENCE PHOTO LIBRARY/LATINSTOCK

OBSERVAÇÕES

- 1ª Os elementos químicos de número atômico inferior ao do urânio (92) são denominados **elementos cisurânicos**. Três deles não existem na Terra, devendo ser obtidos artificialmente: o tecnécio (43), o promécio (61) e o astato (85).
- 2ª A partir do elemento 104 – rutherfordio (Rf) – os elementos químicos são também chamados **elementos transactinídios**, pois se encontram, na Tabela Periódica, além da série dos actinídios.

Questões

Registre as respostas em seu caderno

- a) Na cidade de Poços de Caldas (MG) há jazidas naturais de minérios contendo urânio-238. Pode-se afirmar que nessas rochas há tório e chumbo? Justifique.
- b) Qual o elemento mais estável, da série do urânio, encontrado nessas rochas?

Exercícios básicos

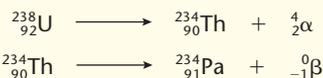
Registre as respostas em seu caderno

40. (PUC-RS) Em relação às reações nucleares, pode-se afirmar que:
- os números de prótons e de elétrons não se alteram.
 - as propriedades nucleares de formas isotópicas são iguais.
 - as energias envolvidas são, em geral, muito pequenas.
 - a reatividade nuclear de um elemento depende do tipo de ligação química da qual ele participa.
 - geralmente os elementos químicos se transformam em outros.

Exercício resolvido

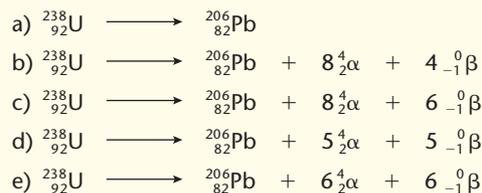
41. (PUC-SP) O fenômeno da radioatividade foi descrito pela primeira vez no final do século XIX, sendo largamente estudado no início do século XX. Aplicações desse fenômeno vão desde o diagnóstico e combate de doenças, até a obtenção de energia ou a fabricação de artefatos bélicos.

Duas emissões radioativas típicas podem ser representadas pelas equações:



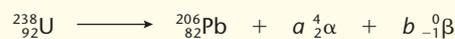
A radiação α é o núcleo do átomo do hélio, possuindo 2 prótons e 2 nêutrons, que se desprende do núcleo do átomo radioativo. A radiação β é um elétron, proveniente da quebra de um nêutron, formando também um próton, que permanece no núcleo.

A equação que representa o decaimento radioativo do isótopo ${}_{92}^{238}\text{U}$ até o isótopo estável ${}_{82}^{206}\text{Pb}$ é:



Resolução

Considerando que:



e efetuando o balanço das massas e das cargas elétricas, temos:

- balanço das massas:

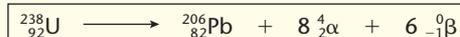
$$238 = 206 + 4a \Rightarrow a = 8$$

- balanço das cargas elétricas:

$$92 = 82 + 2a - b$$

$$92 = 82 + 2 \cdot (8) - b \Rightarrow b = 6$$

Portanto, a equação é:



Alternativa c

42. (UFPA) Um dos intermediários da série radioativa do actínio é o ${}_{87}^{223}\text{Fr}$, que, ao emitir uma partícula β^- , transforma-se num isótopo de um certo elemento químico X.

Encontre o número atômico e o número de massa desse isótopo X e, consultando a Tabela Periódica, identifique de qual elemento químico é o isótopo X e cite o período e o grupo (ou subgrupo) do referido elemento químico.

Exercício resolvido

43. Complete a seguinte equação nuclear:

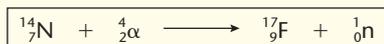


Resolução

Vamos supor, no lugar do pontilhado, a partícula ou núcleo ${}^A_Z\text{X}$. Efetuando o balanço dos números de massas e das cargas elétricas nucleares, temos:

$$\left. \begin{aligned} 14 + 4 &= 17 + A \Rightarrow A = 1 \\ 7 + 2 &= 9 + Z \Rightarrow Z = \text{zero} \end{aligned} \right\} \boxed{{}^1_0\text{X}}$$

Portanto, X representa um nêutron, e a equação fica:



44. (UFRJ) Cálcio é um dos elementos principais da estrutura óssea dos seres humanos. Uma doença muito comum em pessoas idosas, principalmente em mulheres após a menopausa, é a osteoporose, que consiste na desmineralização óssea causada pela perda de ${}_{20}\text{Ca}$, provocando fraturas frequentes e encurvamento da coluna vertebral. Uma das formas utilizadas pelos médicos para estudar a osteoporose consiste em administrar aos pacientes uma dieta contendo sais de estrôncio e acompanhar a absorção do mesmo pelo organismo. O estrôncio tem a capacidade de substituir o cálcio em seus compostos.

- a) A partir da estrutura atômica dos dois elementos, explique por que o estrôncio pode ser utilizado no lugar do cálcio.
 b) Uma alternativa a sais de estrôncio no procedimento anterior para estudar a osteoporose é utilizar sais de cálcio radioativo. O isótopo 47 desse elemento, por exemplo, decai emitindo uma partícula beta e formando um elemento X.

Baseado na equação de decaimento apresentada a seguir, dê o nome e o símbolo do elemento X.



45. (UFRGS-RS) 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, os números de prótons, nêutrons e elétrons, respectivamente, de um átomo neutro desse novo elemento são:

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

46. (Uece) A transmutação de elementos, principalmente a transmutação do chumbo em ouro, foi um dos sonhos dos alquimistas e uma das raízes da Química moderna. Das equações abaixo que representam transmutações, qual é a única alternativa **falsa**?

- a) ${}^{11}_5\text{B} + \alpha \longrightarrow {}^{13}_7\text{N} + 2 {}^1_0\text{n}$
 b) ${}^{35}_{17}\text{Cl} + {}^2_1\text{D} \longrightarrow {}^{36}_{18}\text{Ar} + {}^1_0\text{n}$
 c) ${}^{96}_{42}\text{Mo} + {}^2_1\text{D} \longrightarrow {}^{97}_{43}\text{Tc} + {}^1_0\text{n}$
 d) ${}^{45}_{21}\text{Sc} + \beta \longrightarrow {}^{42}_{19}\text{K} + \alpha$

47. (Unesp)

Cientistas russos conseguem isolar o elemento 114 superpesado.

(Folha Online, 31 maio 2006.)

Segundo o texto, foi possível obter o elemento 114 quando um átomo de plutônio-242 colidiu com um átomo de cálcio-48, a $\frac{1}{10}$ da velocidade da luz. Em cerca

de 0,5 segundo, o elemento formado transforma-se no elemento de número atômico 112 que, por ter propriedades semelhantes às do ouro, forma amálgama com mercúrio. O provável processo que ocorre é representado pelas equações nucleares:



Com base nestas equações, pode-se dizer que a e b são, respectivamente:

- a) 290 e partícula beta. d) 242 e nêutron.
 b) 290 e partícula alfa. e) 242 e pósitron.
 c) 242 e partícula beta.

Exercícios complementares

Registre as respostas em seu caderno

48. (UFSCar-SP) Pacientes que sofrem de câncer de próstata podem ser tratados com cápsulas radioativas de iodo-125 implantadas por meio de agulhas especiais. O I-125 irradia localmente o tecido. Esse nuclídeo decai por captura eletrônica, ou seja, o núcleo atômico combina-se com um elétron capturado da eletrosfera. O núcleo resultante é o nuclídeo:

- a) Te-124. c) Xe-124. e) I-124.
 b) Te-125. d) Xe-125.

49. (Fuvest-SP) Em 1995, o elemento de número atômico 111 foi sintetizado pela transformação nuclear:



Esse novo elemento, representado por Rg, é instável.

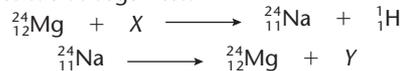
Sofre o decaimento:



Nesse decaimento, liberam-se apenas:

- a) nêutrons. d) partículas β .
 b) prótons. e) partículas α .
 c) partículas α e partículas β .

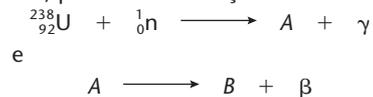
50. (UEL-PR) Marie Sklodowska Curie, por seus trabalhos com a radioatividade e pelas descobertas de novos elementos químicos como o polônio e o rádio, foi a primeira mulher a ganhar dois prêmios Nobel: um de Física, em 1903, e um de Química, em 1911. Suas descobertas possibilitaram a utilização de radioisótopos na medicina nuclear. O elemento sódio não possui um isótopo radioativo na natureza, porém o sódio-24 pode ser produzido por bombardeamento em um reator nuclear. As equações nucleares são as seguintes:



O sódio-24 é utilizado para monitorar a circulação sanguínea, com objetivo de detectar obstruções no sistema circulatório. X e Y são, respectivamente:

- raios X e partícula beta.
- raios X e partícula alfa.
- partícula alfa e raios gama.
- nêutron e raios gama.
- nêutron e partícula beta.

51. (Cesgranrio-RJ) Na obtenção de um dado elemento transurânico, por meio das reações nucleares:



podemos afirmar que o isótopo B desse elemento transurânico possui número atômico e número de massa respectivamente iguais a:

- 93 e 239.
- 94 e 240.
- 95 e 241.
- 96 e 245.
- 97 e 248.

52. (PUC-RJ) Elementos transurânicos podem ser sintetizados pelo bombardeamento de núcleos mais leves com partículas pesadas. Em 1958, Miller e outros produziram o isótopo ${}^{254}\text{No}$ (nobélio) a partir do ${}^{238}\text{U}$. A reação que ocorreu produziu, além do novo elemento (No), ainda seis (6) nêutrons. Com qual partícula o alvo (${}^{238}\text{U}$) foi bombardeado?

- ${}^{10}\text{B}$
- ${}^{22}\text{Na}$
- ${}^{12}\text{C}$
- ${}^{22}\text{Ne}$
- ${}^{16}\text{O}$

9 Fissão nuclear

9.1. Histórico

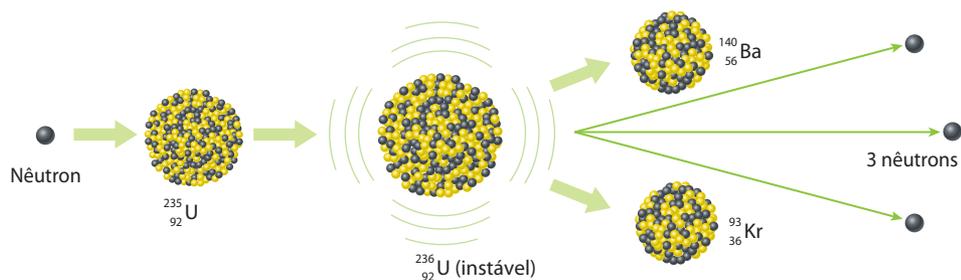
Em 1934, Enrico Fermi, bombardeando átomos de urânio com nêutrons, obteve um material radioativo; a princípio, ele desconfiou da formação de elementos transurânicos.

Em 1938, os químicos alemães Otto Hahn (1879-1968) e Fritz Strassmann (1902-1980), repetindo a mesma experiência de Fermi, constataram a existência do bário entre os produtos obtidos. Estranho, pois o bário, tendo número atômico 56, é um átomo muito menor que o urânio (de número atômico 92)!

Nesse mesmo ano, a física austríaca Lise Meitner (1878-1968) e seu sobrinho, o físico britânico Otto Frisch (1904-1979), explicaram o fenômeno admitindo a **quebra** do átomo de urânio-235, de acordo com a equação:



Essa hipótese pode ser representada pelo seguinte esquema:



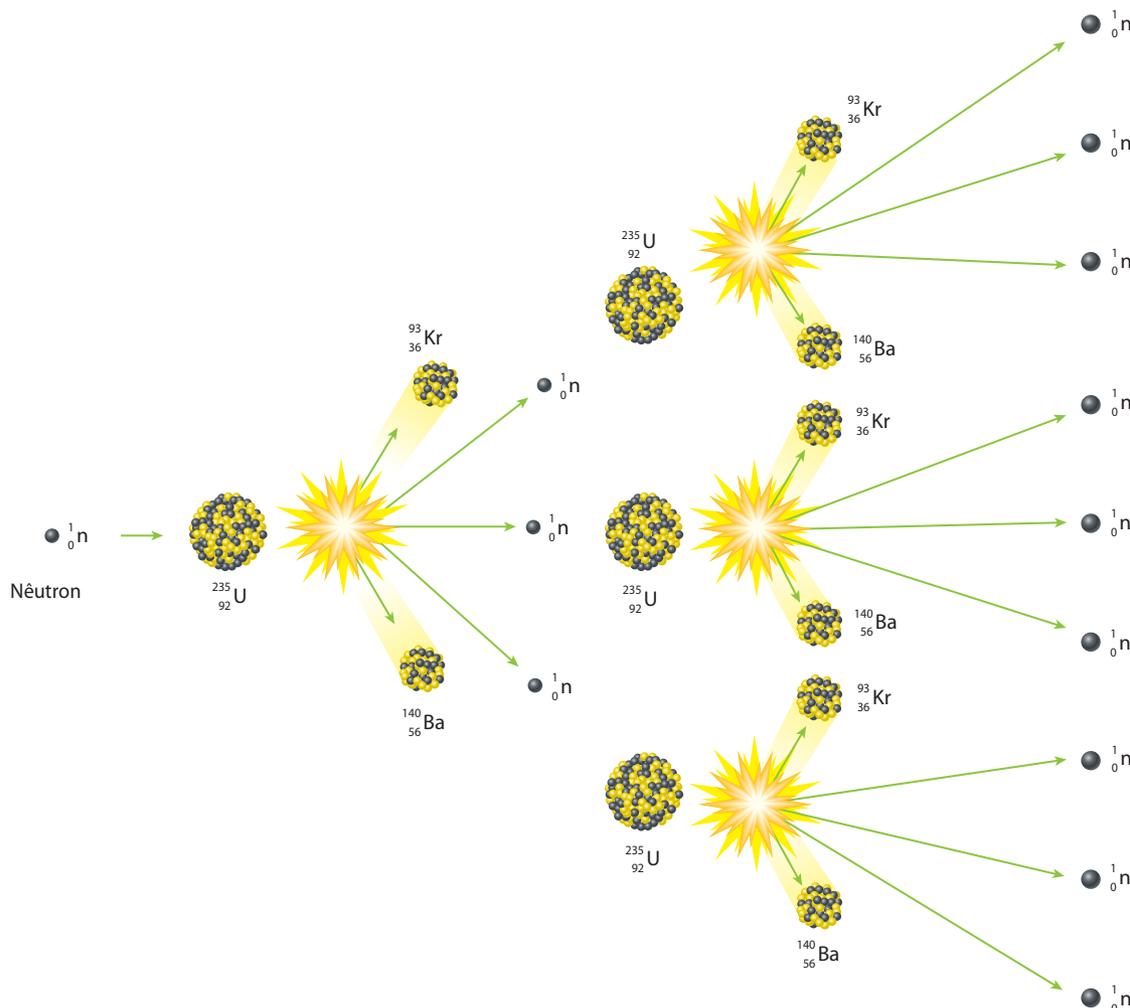
Enrico Fermi

Físico italiano, nasceu em Roma, em 1901, e faleceu em Chicago, em 1954. Fermi desenvolveu grande atividade científica, tanto no campo da Física Teórica como no da Física Experimental. Criou uma teoria explicando o comportamento dos elétrons, descobriu novos elementos radioativos e previu a possibilidade de obter os elementos transurânicos. Por seus trabalhos, Fermi recebeu o Prêmio Nobel de Física de 1938. Em sua homenagem, foi dado o nome de **férmio** ao elemento químico de número atômico 100.



Essa reação é chamada **fissão nuclear** (quebra) **nuclear**. O fato mais importante a ser comentado é que a quebra de um átomo de urânio-235 produz **3 nêutrons**, que irão quebrar outros átomos de urânio vizinhos, e assim sucessivamente, dando origem a uma **reação em cadeia**, que prossegue espontaneamente, de acordo com o seguinte esquema:

ADILSON SECCO



(Representação esquemática sem escala; cores-fantasia.)

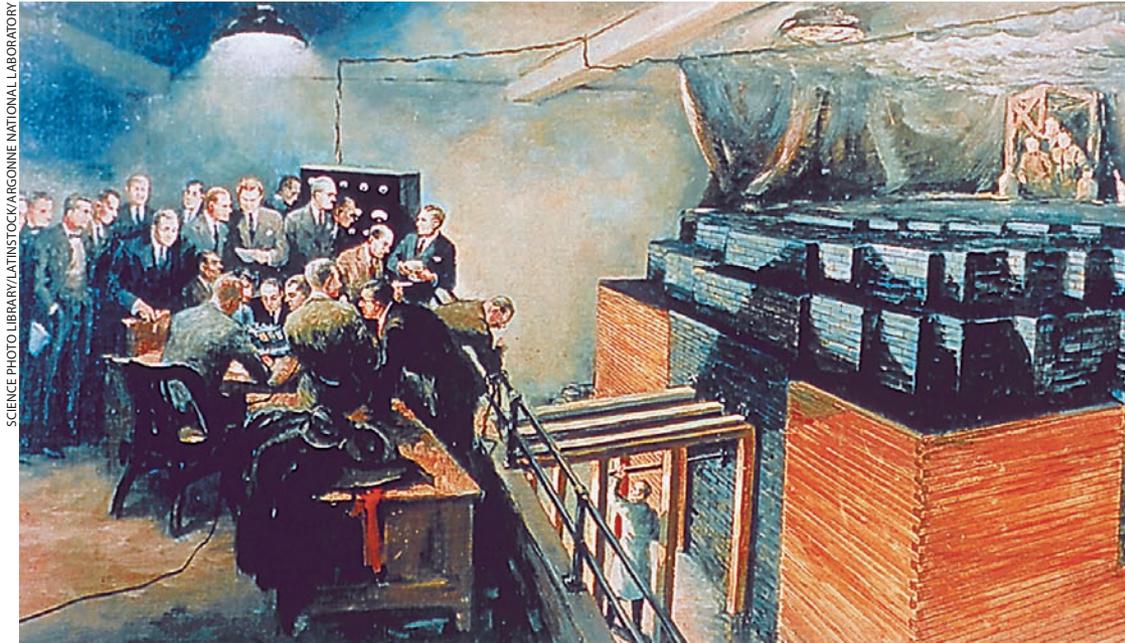
Essa reação em cadeia libera uma quantidade enorme de energia e é o princípio de funcionamento das **bombas atômicas** e dos **reatores nucleares** usados atualmente.

Sendo assim, define-se:

Fissão nuclear é a divisão do núcleo de um átomo em dois núcleos menores, com liberação de grande quantidade de energia.

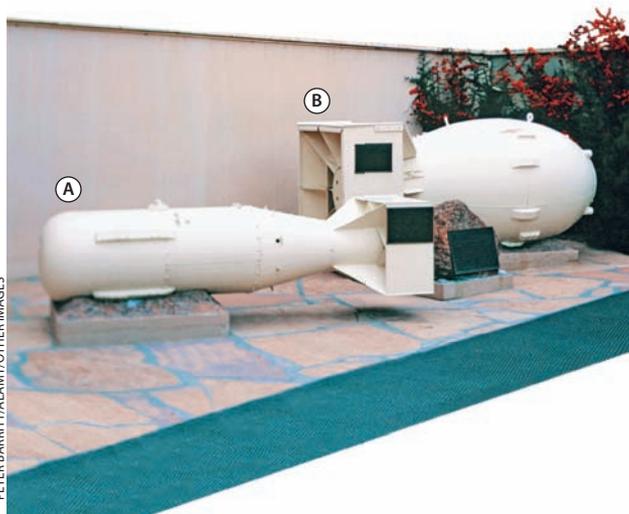
O desenvolvimento da fissão nuclear foi muito rápido, devido às pressões político-militares existentes na Europa na década de 1930. De fato, em setembro de 1939, os nazistas invadiram a Polônia, iniciando-se assim a Segunda Guerra Mundial. O receio de que os alemães viessem a construir a bomba atômica levou vários cientistas estadunidenses a escrever uma carta ao então presidente dos Estados Unidos, Franklin Delano Roosevelt, aconselhando-o a desenvolver um projeto atômico. Assim nasceu o **Projeto Manhattan**, plano secreto de construção da bomba atômica, do qual Fermi foi um dos coordenadores.

O trabalho inicial do Projeto Manhattan foi a construção do primeiro reator nuclear existente no mundo. Ele foi construído, secretamente, numa quadra de *squash* da Universidade de Chicago e consistia em um empilhamento de 40 toneladas de urânio natural e 385 toneladas de grafite, usada como moderador. Em 2 de dezembro de 1942, esse reator foi acionado pela primeira vez, marcando o início da era nuclear.



Quadro de Gary Sheehan, que registra o instante em que foi acionado o primeiro reator nuclear no mundo, da Universidade de Chicago, em 2 de dezembro de 1942 (note que é uma pintura, pois foi terminantemente proibido fotografar o evento).

Premida pela guerra, a corrida à bomba atômica prosseguiu aceleradamente; em Oak Ridge, Tennessee, foram instaladas as usinas de enriquecimento do urânio; em Hanford, Washington, as fábricas para a produção de plutônio; e em Los Alamos, Novo México, os laboratórios secretos de montagem das bombas sob orientação de Enrico Fermi e Julius Robert Oppenheimer (1904-1967), onde foram montadas as primeiras bombas atômicas – que deram origem tanto à detonação experimental de Alamogordo (julho de 1945) como às explosões sobre Hiroshima e Nagasaki (agosto de 1945), que puseram fim à Segunda Guerra Mundial (1939-1945).



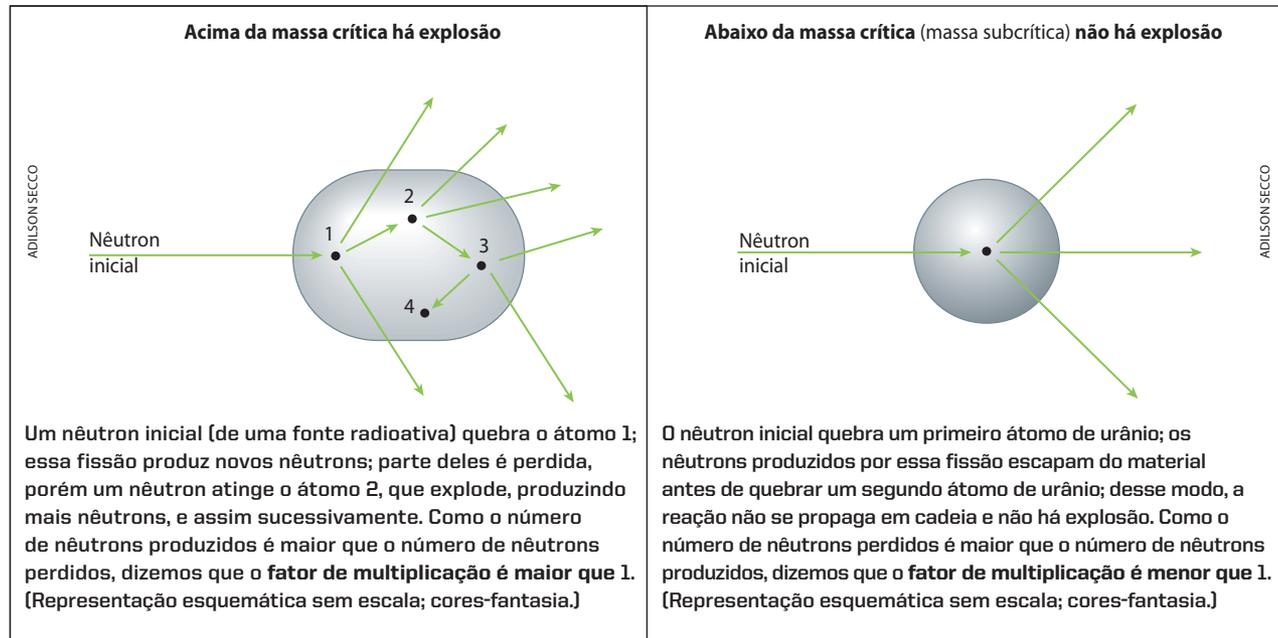
Réplicas das bombas atômicas que destruíram Hiroshima ((A)) e Nagasaki ((B)). (Em frente a Los Alamos National Laboratory, Novo México, EUA, 1972.)



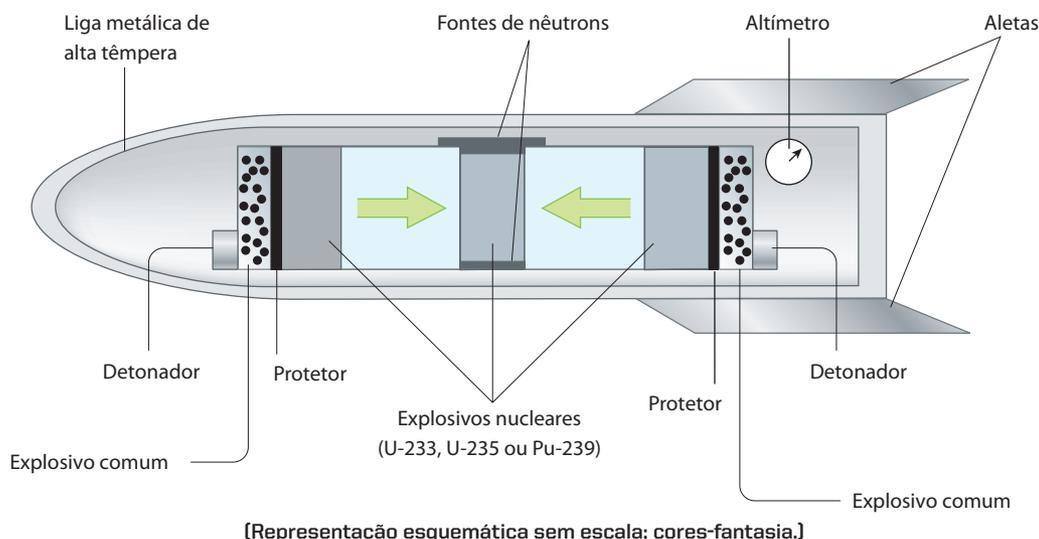
Cidade de Hiroshima, no Japão, arrasada pela explosão da bomba atômica em 6 de agosto de 1945. (Esta imagem é de março de 1946.)

9.2. A bomba atômica

Para o funcionamento da bomba atômica, o **urânio natural** (que tem apenas 0,7% de ^{235}U) deve ser enriquecido de modo a elevar a porcentagem de ^{235}U até valores da ordem de 90%. Além disso, para produzir a reação em cadeia, deve-se reunir uma certa quantidade de urânio enriquecido, denominada **massa crítica**.



Em princípio, a bomba atômica possui duas ou mais porções de urânio enriquecido com massas ligeiramente subcríticas e fator de multiplicação ligeiramente inferior a 1. Por meio de uma carga explosiva comum, essas massas são reunidas; sendo ultrapassada a massa crítica, ocorre a explosão.



Uma variante da bomba atômica é a **bomba de nêutrons**. Trata-se de uma bomba atômica menor e mais fraca que a comum, mas, devido à sua construção, **provoca uma emissão muito grande de radiações, especialmente de nêutrons, que matam facilmente os seres vivos**. Ao final da explosão, a radiação residual é muito pequena ("bomba limpa"), o que possibilita uma rápida ocupação do território bombardeado.

9.3. Reatores atômicos ou nucleares

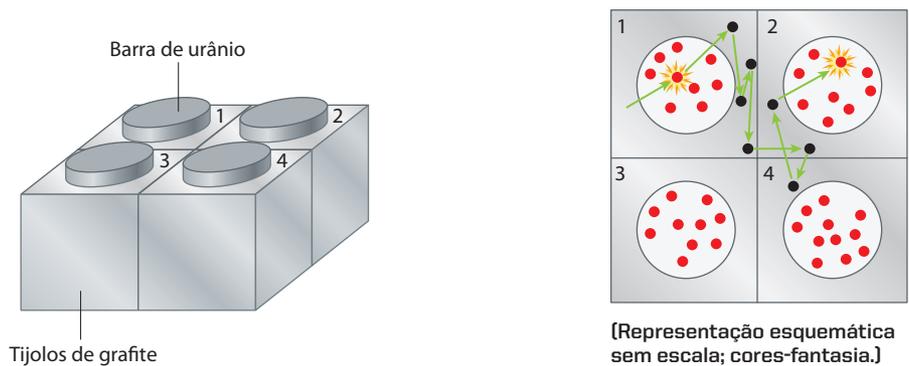
Um reator atômico é, em princípio, uma bomba atômica operando de maneira controlada.

Como já dissemos, o primeiro reator ou pilha nuclear foi posto em funcionamento em 1942, por Fermi e seus colaboradores, na Universidade de Chicago. Esse reator usava como combustível o urânio natural, que contém pouco material físsil (apenas 0,7% de urânio-235). Entretanto, seu funcionamento foi possível graças às seguintes observações:

- o urânio-238 só absorve **nêutrons rápidos** (transformando-se em plutônio-239, como já vimos);
- pelo contrário, o urânio-235, para quebrar, deve absorver **nêutrons lentos** (chamados **nêutrons térmicos**).

Na ocasião, usou-se a grafite como “moderador” da velocidade dos nêutrons.

Explodindo um átomo de urânio-235 na barra 1, ele lançará nêutrons em alta velocidade (16.000 km/s), que saem da barra 1 e começam a caminhar em zigue-zague dentro dos tijolos de grafite. Por causa do choque com os átomos de carbono, os nêutrons perdem velocidade; a velocidade de 1,6 km/s é a velocidade mais eficaz para o nêutron quebrar o próximo átomo de urânio-235, o que poderá ocorrer numa outra barra de urânio (barra 2 da figura), ou na mesma barra inicial. Propositalmente, as barras de urânio são finas; desse modo, é sempre mais provável os nêutrons escaparem da barra do que serem capturados por átomos de urânio-238 dentro da própria barra. Desse primeiro reator, surgiu a ideia das usinas nucleares.

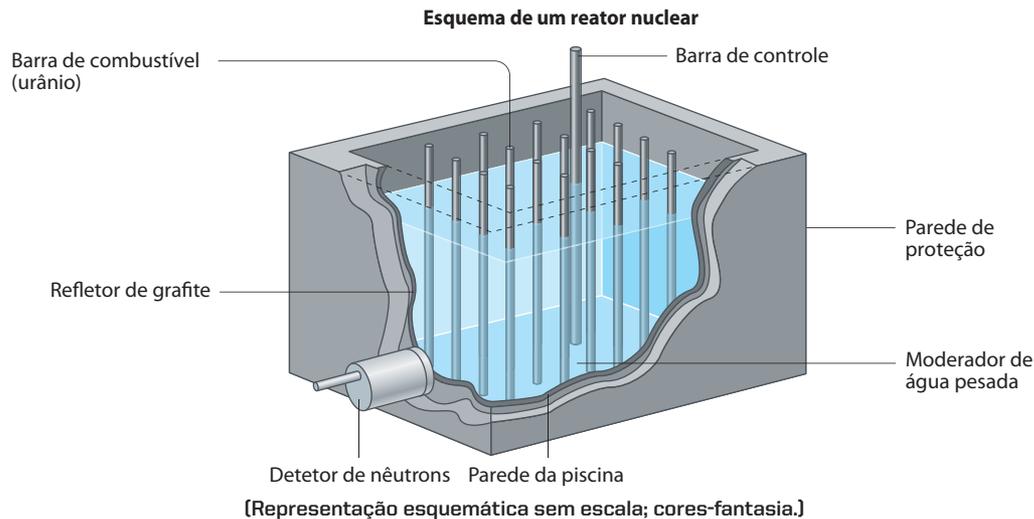


ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

A primeira usina nuclear destinada à produção de energia elétrica foi inaugurada nos Estados Unidos em 1951. Desde essa época, as usinas nucleares vêm se modernizando e se espalhando por todo o mundo.

Até hoje o funcionamento de um reator somente se torna possível de duas maneiras:

- retardando-se os nêutrons;
- ou usando-se um combustível mais físsil (urânio enriquecido, plutônio-239 etc.).



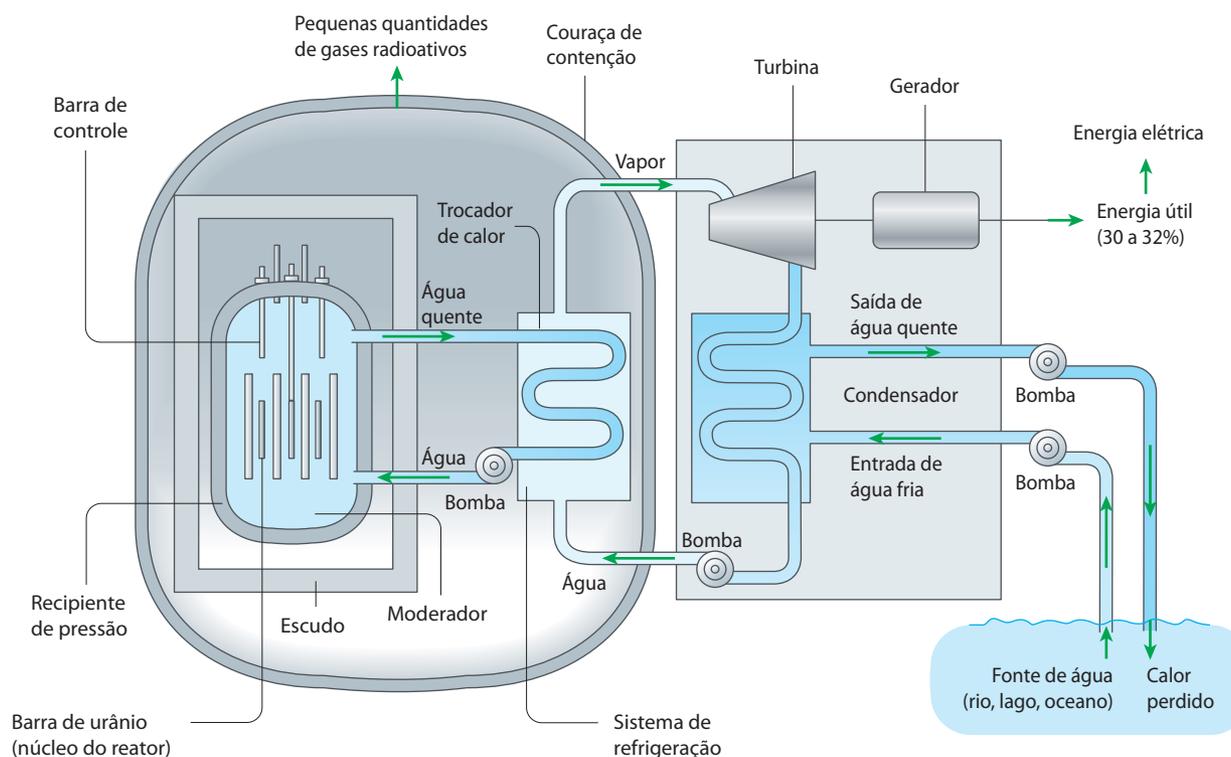
ADILSON SECCO

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Os componentes essenciais de um reator nuclear simples são:

- **combustível** – são as barras de urânio ou plutônio-239 metálico;
- **moderador** – diminui a velocidade dos nêutrons; pode ser grafite, água comum, água pesada (D_2O) etc.;
- **refletor** – reflete os nêutrons para o centro do reator (núcleo, coração ou miolo do reator); desse modo se evita o desperdício de nêutrons e se diminui o perigo ao redor do reator; um bom refletor é a grafite;
- **sistema de controle** – são barras de cádmio ou de boro, que são introduzidas, em maior ou menor extensão, no núcleo do reator; essas barras absorvem os nêutrons em excesso, evitando que a reação se acelere e que o reator venha a se aquecer demasiadamente; desse modo pode-se fazer o reator trabalhar mais depressa ou mais devagar;
- **sistema de refrigeração** – permite retirar a grande quantidade de calor produzida no reator (que poderá ser utilizada, por exemplo, no acionamento de uma turbina); com essa finalidade são usados: água comum, água pesada, gás carbônico, sódio fundido etc.;
- **sistema de proteção** – para evitar que os operadores do reator sejam atingidos por emissões perigosas; com essa finalidade são usadas blindagens de aço e grossas paredes de concreto armado.

Essa sequência é mostrada, esquematicamente, na ilustração seguinte.



Reator nuclear de água pressurizada (PWR, *pressurized water reactor*) semelhante ao usado na Usina de Angra dos Reis. (Representação esquemática sem escala; cores-fantasia.)

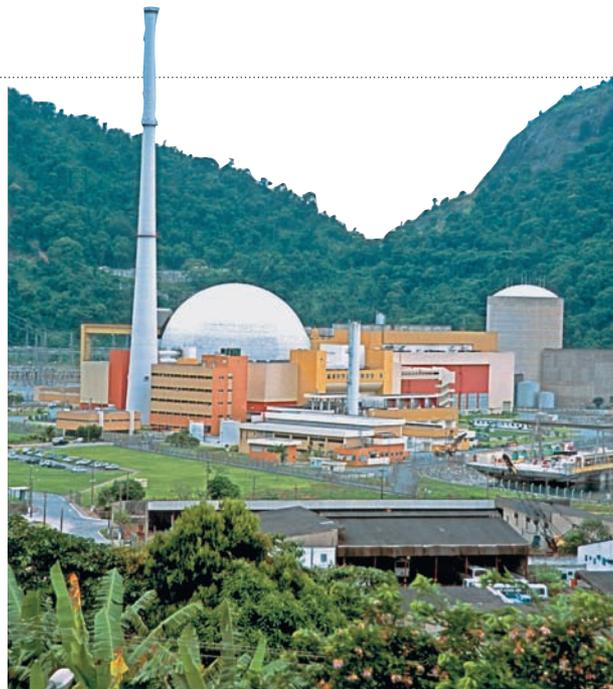
A produção da energia elétrica pelos reatores nucleares é interessante, pois, comparando, podemos dizer que:

- 1 g de carvão produz energia suficiente para manter acesa uma lâmpada de 200 W durante 1 min;
- 1 g de urânio produz energia para iluminar uma cidade de 500.000 habitantes durante 1 h.

Em 2009, segundo a Agência Internacional de Energia Atômica (IAEA), havia no mundo um total de 438 usinas nucleares, gerando 371.562 MW de eletricidade. Isso representa cerca de 17% da energia elétrica total produzida no mundo.

A primeira usina átomo-elétrica brasileira está situada na Praia de Itaorna, em Angra dos Reis, Rio de Janeiro. O reator Angra 1 tem potência de 657 MW e produz energia para o sistema elétrico Rio-São Paulo. É um reator do tipo **água pressurizada** e opera com urânio enriquecido (3% de ^{235}U), que fica colocado em 30.000 varetas metálicas. A fissão do urânio aquece a água sob alta pressão (160 atm) que envolve as varetas metálicas (circuito primário). Esse circuito, por sua vez, aquece a água do circuito secundário, que irá movimentar as turbinas que acionam os geradores elétricos.

O reator Angra 2 entrou em funcionamento no início de 2001, com um atraso de vários anos e um custo muito superior ao previsto. Com a potência de 1.350 MW, esse reator pode abastecer uma cidade de 1,5 milhão de habitantes. O governo brasileiro tem a intenção de, até 2015, colocar em funcionamento o reator Angra 3, para gerar 1.405 MW elétricos.



Usina Angra 1, na Central Nuclear Almirante Álvaro Alberto. (Angra dos Reis, RJ, 2003.)

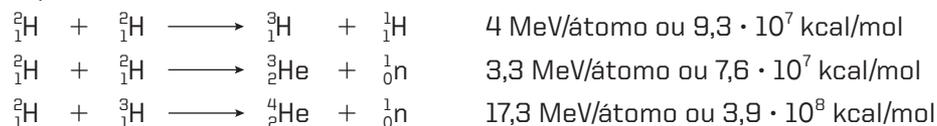
JUCA MARTINS/OLHAR IMAGEM

10 >>> Fusão nuclear

De certa maneira, a **fusão nuclear** é o fenômeno inverso da **fissão nuclear**:

- a fissão quebra átomos grandes (urânio, plutônio etc.), reduzindo-os a átomos menores;
- a fusão aglomera átomos pequenos (hidrogênio, deutério, trítio etc.), produzindo átomos maiores.

São exemplos de fusão nuclear:



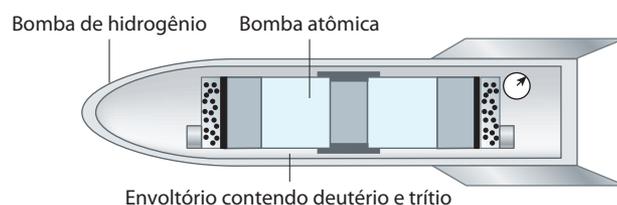
Nessas reações, temos que:

- ${}^1_1\text{H}$ é igual a ${}^1_1\text{p}$, que é o hidrogênio ou próton;
- ${}^2_1\text{H}$ é igual a ${}^2_1\text{D}$, que é o deutério;
- ${}^3_1\text{H}$ é igual a ${}^3_1\text{T}$, que é o trítio.

Fusão nuclear é a junção de núcleos atômicos produzindo um núcleo maior, com liberação de grande quantidade de energia.

Essas reações liberam, por unidade de massa, muito mais energia que as reações de fissão. São reações desse tipo que ocorrem no Sol e nas estrelas, o que explica a quantidade imensa de energia que é liberada por esses astros.

Na Terra, as reações de fusão nuclear só foram conseguidas nas **bombas de hidrogênio** (bombas H). O físico húngaro Edward Teller (1908-2003) orientou a construção da primeira bomba de hidrogênio, que explodiu em 1952. O esquema simplificado dessa bomba é:



Bomba H. (Representação esquemática sem escala; cores-fantasia.)

ADILSON SECCO

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

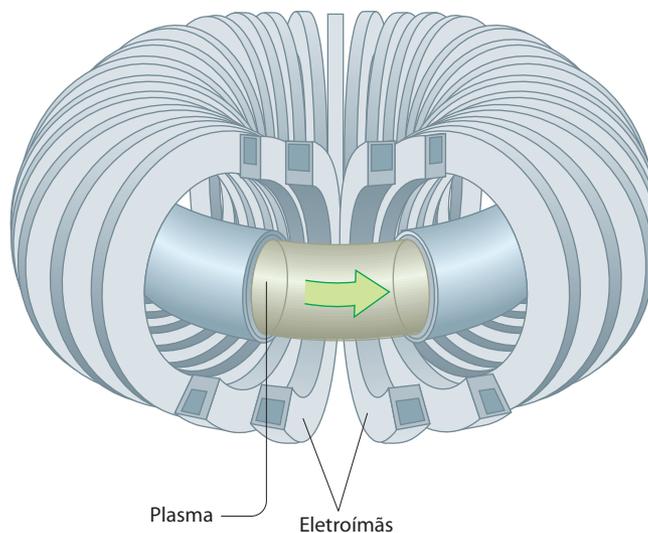
Dentro da bomba de hidrogênio, explode uma bomba atômica que produz a temperatura necessária para a fusão nuclear; em outras palavras, a bomba atômica funciona como espoleta da bomba de hidrogênio. Desse modo, consegue-se produzir explosões de até 500 megatons (o que corresponde a 500.000.000 de toneladas de TNT).

Até hoje não se conseguiu controlar a fusão nuclear de modo a se construir um tipo de reator baseado em reações desse tipo. Não só há grande dificuldade em se obter temperaturas elevadíssimas, como também é difícil encontrar um recipiente que suporte tais temperaturas.

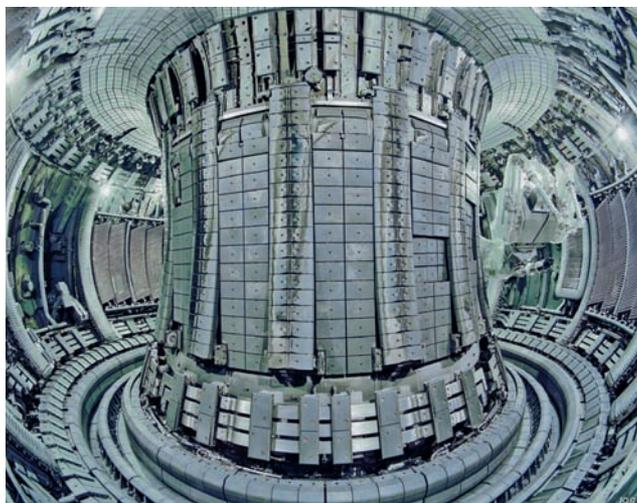
Uma das tentativas de aproveitamento da fusão nuclear é o uso do aparelho denominado **Tokamak**, que é formado por um túnel circular central (com formato de câmara de ar de pneu), circundado por poderosos eletroímãs. Pelo túnel central circula uma mistura gasosa em alta velocidade e altíssima temperatura (100.000.000 °C). A essa temperatura, os gases estão na forma de **plasma**, que é, na verdade, um estado especial da matéria (às vezes chamado **quarto estado** da matéria), no qual as partículas elementares (prótons, nêutrons, elétrons etc.) estão totalmente “soltas” e prontas para reagir; desse modo, tenta-se reproduzir o que acontece no interior do Sol e das estrelas.

O campo magnético evita que o plasma atinja as paredes do recipiente, que seriam imediatamente fundidas pela altíssima temperatura; por esse motivo o processo tem o nome de **confinamento magnético do plasma**. Em novembro de 1991, o reator JET-Torus, fabricado por um consórcio europeu, conseguiu produzir 2.000.000 de watts, durante 2 segundos, usando uma mistura de 14% de trítio e 86% de deutério.

A fusão nuclear é um processo muito atrativo, pois o combustível principal, que é o deutério, é muito abundante (0,015% de todo o hidrogênio existente na água da Terra) e de separação possível. A fusão nuclear é também um processo mais seguro e limpo (menor radioatividade) que a fissão nuclear.



Tokamak. (Representação esquemática sem escala; cores-fantasia.)



Reator de fusão Tokamak, do Joint European Torus (JET). (Culham Science Centre, Culham, Reino Unido, 2003.)

ADILSON SECCO

AFP/GETTY IMAGES



Questões

Registre as respostas em seu caderno

- a) Qual é a diferença entre fusão e fissão nuclear?
- b) Pode-se afirmar que a fissão e a fusão nuclear ocorrem naturalmente?
- c) Onde foram utilizadas, na Terra, as reações de fusão nuclear?
- d) Se a fusão nuclear é um processo mais limpo e libera maior quantidade de energia que a fissão nuclear, por que o processo de fusão ainda não é utilizado em reatores nucleares?

Exercícios básicos

Registre as respostas em seu caderno

53. (Unifesp) 60 anos após as explosões das bombas atômicas em Hiroshima e Nagasaki, oito nações, pelo menos, possuem armas nucleares. Esse fato, associado a ações terroristas, representa uma ameaça ao mundo. Na cidade de Hiroshima foi lançada uma bomba de urânio-235 e em Nagasaki uma de plutônio-239, resultando em mais de cem mil mortes imediatas e outras milhares como consequência da radiatividade. As possíveis reações nucleares que ocorreram nas explosões de cada bomba são representadas nas equações:



Nas equações, Z, X, A e o tipo de reação nuclear são, respectivamente:

- 52, Te, 140 e fissão nuclear.
 - 54, Xe, 140 e fissão nuclear.
 - 56, Ba, 140 e fusão nuclear.
 - 56, Ba, 138 e fissão nuclear.
 - 56, Ba, 138 e fusão nuclear.
54. (FGV-SP) O plutônio-239, emissor de partículas alfa e meia-vida de 24 mil anos, é produzido como subproduto durante a operação de reatores nucleares. Esse isótopo é fissionável e apenas alguns quilogramas de plutônio enriquecido acima de 93% de Pu-239 são necessários para fabricar uma bomba atômica. Por isso, a Agência Internacional de Energia Atômica controla o estoque desse elemento nos centros de pesquisas e centrais nucleares do mundo. O produto de decaimento do plutônio-239 e o tempo em 10^3 anos necessário para que o nível de radioatividade diminua para $\frac{1}{128}$ de seu valor original são, respectivamente:
- U e 168.
 - Am e 168.
 - U e 144.
 - Np e 144.
 - Am e 144.

55. (UFPR) Nas reações químicas, ligações entre os átomos são quebradas e novas ligações são formadas, mas, apesar de todas as modificações que podem ocorrer nas estruturas das moléculas e íons, os núcleos atômicos permanecem intactos. Nas reações nucleares, por outro lado, os núcleos sofrem alterações que envolvem energias muito maiores do que as energias das reações químicas. Esse fato justifica o interesse pelas reações nucleares como fonte de energia.

As equações abaixo representam dois tipos importantes de reações nucleares.



Em relação às equações acima, identifique as afirmativas corretas.

- A equação 1 representa uma fusão nuclear.
- A equação 2 representa uma fissão nuclear.
- O número de massa de y é 86.
- Na equação 1 estão representados dois isótopos do hidrogênio.
- O núcleo do urânio representado na equação 2 tem 235 nêutrons.
- Na equação 1, x representa um próton.

56. (Enem-MEC) Na música *Bye, bye, Brasil*, de Chico Buarque de Hollanda e Roberto Menescal, os versos

pueram uma usina no mar
talvez fique ruim pra pescar

poderiam estar se referindo à usina nuclear de Angra dos Reis, no litoral do Estado do Rio de Janeiro.

No caso de tratar-se dessa usina, em **funcionamento normal**, dificuldades para a pesca nas proximidades poderiam ser causadas pelo quê?

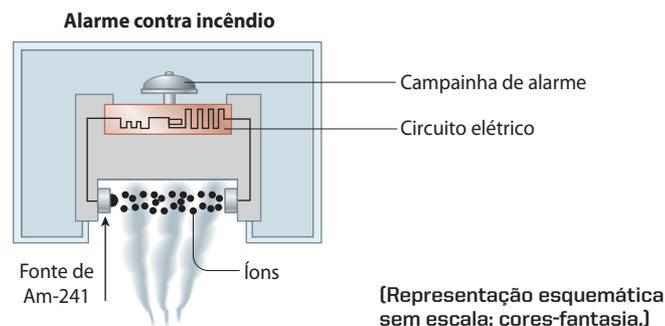
- Pelo aquecimento das águas, utilizadas pela refrigeração da usina, que alteraria a fauna marinha.
 - Pela oxidação de equipamentos pesados e por detonações, que espantariam os peixes.
 - Pelos rejeitos radioativos lançados continuamente no mar, que provocariam a morte dos peixes.
 - Pela contaminação por metais pesados dos processos de enriquecimento do urânio.
 - Pelo vazamento de lixo atômico colocado em tonéis e lançado ao mar nas vizinhanças da usina.
57. (Enem-MEC) O debate em torno do uso da energia nuclear para produção de eletricidade permanece atual. Em um encontro internacional para a discussão desse tema, foram colocados os seguintes argumentos:

- Uma grande vantagem das usinas nucleares é o fato de não contribuírem para o aumento do efeito estufa, uma vez que o urânio, utilizado como "combustível", não é queimado mas sofre fissão.
- Ainda que sejam raros os acidentes com usinas nucleares, seus efeitos podem ser tão graves que essa alternativa de geração de eletricidade não nos permite ficar tranquilos.

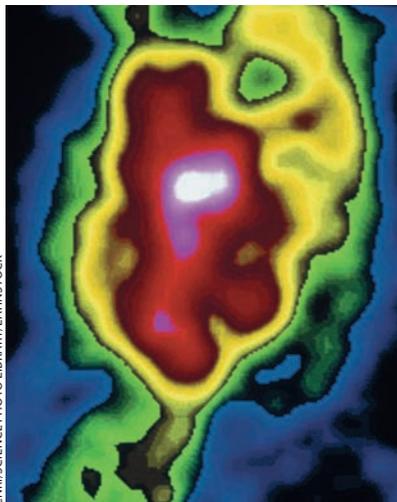
A respeito desses argumentos, pode-se afirmar que:

- o primeiro é válido e o segundo não é, já que nunca ocorreram acidentes com usinas nucleares.
- o segundo é válido e o primeiro não é, pois de fato há queima de combustível na geração nuclear de eletricidade.
- o segundo é válido e o primeiro é irrelevante, pois nenhuma forma de gerar eletricidade produz gases do efeito estufa.
- ambos são válidos para se compararem vantagens e riscos na opção por essa forma de geração de energia.
- ambos são irrelevantes, pois a opção pela energia nuclear está se tornando uma necessidade inquestionável.

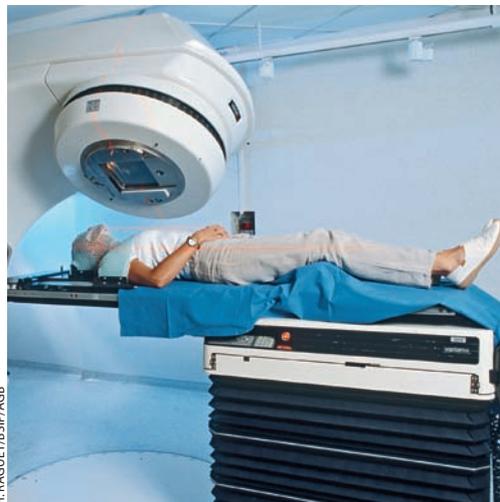
- Nos **prédios**, em alarme contra incêndios, pode ser usado um detector de fumaça que funciona com 150 microgramas de óxido de amerício-241. A radioatividade desse isótopo ioniza as partículas de fumaça, fechando um circuito elétrico que aciona uma campainha.



- Na **Química**, isótopos radioativos são inseridos em moléculas escolhidas, servindo então como **traçadores** do caminho que essas moléculas seguirão por meio das reações químicas. Essa técnica permite, por exemplo, estudar o mecanismo e a cinética das reações químicas.
- Na **Medicina**, os isótopos radioativos podem ser usados no **diagnóstico** e no **tratamento** de doenças. Entre os radioisótopos utilizados em diagnóstico, destacam-se: o iodo-131, para mapeamento da tireoide; o mercúrio-197, para tumores cerebrais; o ferro-59, para estudo das células vermelhas do sangue; o tálio-201, para diagnósticos cardíacos etc. No tratamento de enfermidades, costuma-se usar a chamada **bomba de cobalto**, dispositivo em que o cobalto-60 é empregado para destruir células cancerosas.
- Na **agricultura**, é comum inserir isótopos radioativos em fertilizantes, adubos etc., para estudar a absorção desses produtos pelos vegetais. A radioatividade é também empregada para destruir fungos, ervas daninhas e insetos que prejudicam os vegetais.
- Em **Geologia e Arqueologia**, certos radioisótopos são úteis para determinar a idade de rochas, fósseis etc. É o chamado **processo de datação** desses materiais. Por exemplo, estudando-se o decaimento do urânio-238, chegou-se à conclusão de que as rochas trazidas da Lua, pelas missões Apolo, têm idade aproximada de 4,5 a 5 bilhões de anos. Estudando o decaimento do carbono-14, determina-se a idade de fósseis e cadáveres pré-históricos (como o de Oetzi, de aproximadamente 5.200 anos), de vegetais e animais, de pinturas pré-históricas etc.



Cintilograma de um coração humano durante a sístole. (Imagem colorizada artificialmente.)



Radioterapia com bomba de cobalto. (Instituto Gustave Roussy, França.)



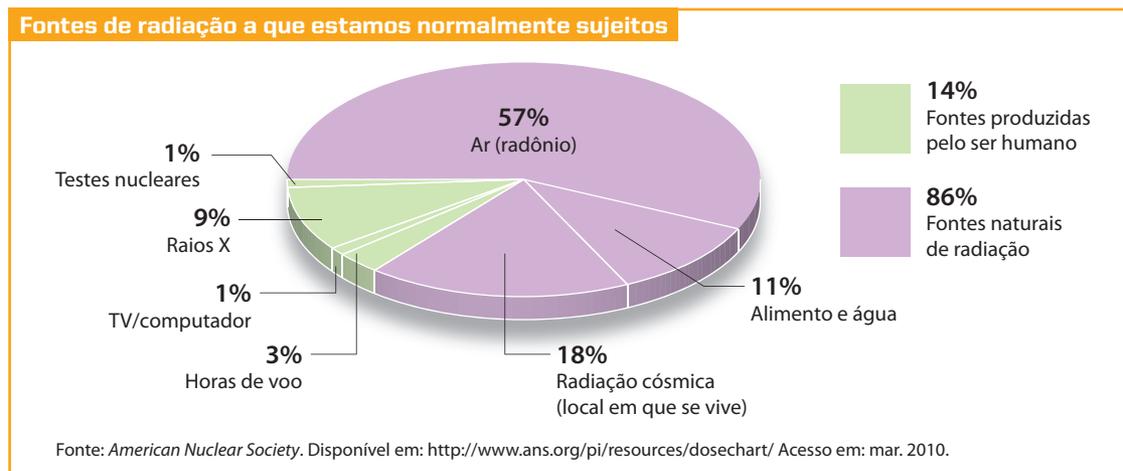
Oetzi, um cadáver pré-histórico encontrado em 1991 na geleira de Similaune, na Áustria.

Com esse tipo de datação, podemos fazer gráficos da História e da Pré-História, conforme esquematizado abaixo.



12 >>> Perigos e acidentes nucleares

Estamos naturalmente expostos à radiação. Além disso, recebemos as radiações de fontes produzidas pelo ser humano. Dentre as principais fontes de radiação a que estamos expostos podemos citar: o radônio do ar, os alimentos e a água que ingerimos, o local em que vivemos (a altitude e a proximidade de usinas nucleares são fatores que influenciam), muito tempo em frente a computador e televisão. O gráfico abaixo nos dá uma ideia sobre essa questão.



Pequenas doses de radiação (como as provenientes do uso esporádico de radiografias) são perfeitamente suportáveis. O problema, porém, se agrava com exposições a doses mais elevadas de radiações, mesmo que seja por um tempo relativamente curto. O grande perigo das radiações nucleares reside no fato de uma pessoa não as sentir de imediato, como acontece com o fogo ou com a eletricidade (a não ser que ocorra uma dose altíssima de radiação); conseqüentemente, alguém pode ir absorvendo doses gradativas de radioatividade e, quando perceber, sua saúde, ou mesmo sua vida, já pode estar seriamente comprometida (além do comprometimento genético, que poderá produzir malformações em seus descendentes). Isso acontece porque as radiações ionizam e fragmentam as moléculas que formam nossas células.

Os principais fatores que devem ser considerados na avaliação dos riscos da exposição às reações nucleares são:

- tipo de radiação** – vimos que o poder de penetração da radioatividade aumenta na ordem das emissões α , β e γ ; no entanto, uma vez dentro do organismo, o grau de nocividade aumenta na ordem γ , β e α ; outras partículas (nêutrons, pósitrons etc.) têm seus efeitos próprios;

- b) **velocidade de desintegração** – é a velocidade com que o material radioativo está se desintegrando, lançando um número maior ou menor de emissões por unidade de tempo;
- c) **energia das partículas emitidas** – é o que determina, em grande parte, a maior ou menor penetração do material radioativo e a destruição das células do organismo;
- d) **tempo de exposição às radiações** – existe aqui o agravante de que os efeitos provocados vão se acumulando, mesmo com exposições espaçadas.

Dois acidentes nucleares tornaram-se mundialmente famosos por suas grandes repercussões: o do céσιο em Goiânia e o da usina nuclear de Chernobyl.

12.1. O acidente de Goiânia

Em Goiânia (Goiás), em setembro de 1987, dois catadores de papéis encontraram uma cápsula contendo céσιο-137, que fora usada no tratamento de câncer e depois abandonada num hospital desativado, e a venderam a um ferro-velho. Na cápsula, o céσιο-137 estava envolto por cerca de 100 kg de chumbo, que servia como blindagem protetora das radiações. Os funcionários do ferro-velho destruíram a cápsula a marteladas, para vender o chumbo, e começaram a brincar com o céσιο-137, encantados com o brilho característico que esse radioisótopo emite no escuro (chegaram a presentear outras pessoas com porções do pó).



Depósito de rejeitos radioativos em Goiânia, após o acidente com o céσιο-137, em 1987.

Centenas de pessoas foram contaminadas (uma criança ingeriu o material radioativo, ao comer um sanduíche com as mãos sujas do pó) e os pacientes mais gravemente atingidos foram submetidos a tratamentos especiais (alguns sofreram exposições de 600 rad, o equivalente a 4.000 radiografias do pulmão), mas, apesar do tratamento, quatro pessoas morreram no primeiro mês após o acidente. A Comissão Nacional de Energia Nuclear (CNEN) levou vários meses para conseguir descontaminar a região do acidente. Convém observar aqui que o problema foi agravado porque o céσιο-137, além de suas características nucleares perigosas (emite partícula β^- com energia de 0,5 MeV e tem vida-média de 30 anos), estava na forma de cloreto, que é um sal solúvel em água, muito semelhante ao sal comum e que, portanto, é absorvido pelo organismo com extrema facilidade. Somente no final de 1987, cerca de 6.000 toneladas de lixo contaminado por radioatividade foram retiradas do local e transferidas para um depósito na cidade de Abadia de Goiás, a 20 km do centro de Goiânia (onde representam um risco por 200 anos).

O local do acidente passou a ser evitado: lojas comerciais foram fechadas e casas abandonadas, e seus moradores passaram a ser discriminados. Desde aquela data, cerca de 65 pessoas morreram de doenças causadas pelas radiações. Atualmente, mais de 20 anos após o acidente, cerca de 700 pessoas (incluindo soldados e bombeiros que socorreram as vítimas) têm problemas de saúde causados pela radiação e são atendidas por programas do governo; milhares de pessoas ainda lutam, na justiça, para receber alguma ajuda governamental.

12.2. O acidente de Chernobyl

Em Chernobyl, na Ucrânia, na noite de 26 de abril de 1986, um reator nuclear de uma usina elétrica teve suas reações aceleradas a tal ponto que o calor provocou o incêndio da grafite (usada como moderador) e do próprio prédio do reator. Imediatamente, a fumaça e a evaporação violenta da água de refrigeração lançaram na atmosfera uma grande quantidade de radioisótopos, que formaram uma nuvem radioativa. Dezenas de pessoas morreram no local na hora e, num raio de 30 km, 135.000 pessoas foram retiradas de suas casas. A nuvem radioativa atravessou vários países da Europa, num deslocamento que demorou semanas. Com a lenta precipitação dos radioisótopos nesse trajeto, houve contaminação da agricultura, dos animais (e de seus subprodutos, como leite, ovos etc.) e das pessoas; desse modo, acredita-se que cerca de três milhões de pessoas foram atingidas.



A usina de Chernobyl, na Ucrânia, logo após o acidente de 1986.

RIA NOVOSTI/SCIENCE PHOTO LIBRARY/LATINSTOCK

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.



O problema dos terremotos

Um perigo adicional é o que ocorre nas usinas nucleares situadas em regiões sujeitas a terremotos, como é o caso do Japão. Nesse país funcionam 55 reatores nucleares, que produzem cerca de um terço de toda a energia elétrica nele consumida.

No dia 16 de julho de 2007, um terremoto de intensidade 6,8 na Escala Richter abalou a costa oeste do Japão. Na cidade de Kashiwazaki, nove pessoas morreram e cerca de 900 ficaram feridas. A usina nuclear de Kashiwazaki-Karina, situada a 9 km de distância da cidade e uma das maiores do mundo, teve seus reatores desligados automaticamente. Na usina, os danos não foram considerados graves. No entanto, cerca de 1.200 litros de água contaminada vazaram dos reatores e caíram no mar. Além disso, cerca de 100 contêineres, que guardavam roupas anteriormente contaminadas, se romperam durante o terremoto. A usina permaneceu fechada cerca de um ano para avaliação dos riscos e obras de melhoria em sua segurança.



Questões

Registre as respostas em seu caderno

- Irradiar alimentos com raios gama permite matar micro-organismos que aceleram o processo de deterioração de alimentos. Qual é a vantagem de se usar essa técnica?
- Por que uma pessoa, após absorver, sem sentir, doses gradativas de radioatividade, pode ficar com a saúde seriamente comprometida?



Pesquisa

Registre as respostas em seu caderno

Pesquise nos *sites* sugeridos a seguir ou em outras fontes e responda:

O que são alimentos irradiados? Qual o logotipo usado para identificá-los?

- Faculdade de Ciências Farmacêuticas da Universidade de São Paulo. *Alimentos irradiados*. Disponível em: www.fcf.usp.br/Ensino/Graduacao/Disciplinas/LinkAula/My-Files/alimentos_irradiados.htm.
- Mariana Perozzi. Irradiação de alimentos é tema antigo mas ainda controverso. *ComCiência*. Revista Eletrônica de Jornalismo Científico. Disponível em: www.comciencia.br/comciencia/?section=3¬icia=134
Acesso em: mar. 2010.

Exercícios básicos

Registre as respostas em seu caderno

62. (Unesp) Medidas de radioatividade de uma amostra de tecido vegetal encontrado nas proximidades do Vale dos Reis, no Egito, revelaram que o teor em carbono-14 (a relação $^{14}\text{C}/^{12}\text{C}$) era correspondente a 25% do valor encontrado para um vegetal vivo. Sabendo que a meia-vida do carbono-14 é 5.730 anos, conclui-se que o tecido fossilizado encontrado não pode ter pertencido a uma planta que viveu durante o antigo império egípcio — há cerca de 6.000 anos —, pois:
- a) a meia-vida do carbono-14 é cerca de 1.000 anos menor do que os 6.000 anos do império egípcio.
 - b) para que fosse alcançada essa relação $^{14}\text{C}/^{12}\text{C}$ no tecido vegetal, seriam necessários, apenas, cerca de 3.000 anos.
 - c) a relação $^{14}\text{C}/^{12}\text{C}$ de 25%, em comparação com a de um tecido vegetal vivo, corresponde à passagem de, aproximadamente, 11.500 anos.
 - d) ele pertenceu a um vegetal que morreu há cerca de 11.500 anos.
 - e) ele é relativamente recente, tendo pertencido a uma planta que viveu há apenas 240 anos, aproximadamente.
63. (Fuvest-SP) Considere os seguintes materiais:
- artefato de bronze (confeccionado pela civilização inca);
 - mangueira centenária (que ainda produz frutos nas ruas de Belém do Pará);
 - corpo humano mumificado (encontrado em tumbas do Egito antigo).
- O processo de datação, por carbono-14, é adequado para estimar a idade de qual(is) material(is)?
- Do material I.
 - Do material II.
 - Do material III.
 - Do material I e do II.
 - Do material II e do III.
64. (UFG-GO) Uma fonte radioativa, como o cézio-137, que resultou num acidente em Goiânia, em 1987, é prejudicial à saúde humana porque:
- a intensidade de energia emitida não depende da distância do organismo à fonte.
 - a energia eletromagnética liberada pela fonte radioativa interage com as células, rompendo ligações químicas.
 - o sal solúvel desse elemento apresenta alta pressão de vapor, causando danos ao organismo.
 - a energia liberada violentamente sobre o organismo decorre do tempo de meia-vida, que é de alguns segundos.
 - a radiação eletromagnética liberada permanece no organismo por um período de meia-vida completo.
65. (UFG-GO) O quadro abaixo contém informações sobre radioisótopos e suas aplicações.

Radioisótopos	Equação de decaimento	Meia-vida	Aplicação
flúor-18	$^{18}_9\text{F} \longrightarrow ^{18}_8\text{O} + 2\gamma$	110 min	tomografia por emissão de pósitrons
cobalto-60	$^{60}_{27}\text{Co} \longrightarrow ^{60}_{27}\text{Co} + \gamma$	5,26 anos	esterilização de alimentos

Interpretando as informações do quadro, pode-se afirmar:

- O consumo de alimentos contaminados com radiação γ oferece riscos à saúde, pois o cobalto-60 apresenta meia-vida longa.
- O flúor-18 é utilizado na tomografia de emissão de pósitrons porque sua permanência no organismo é breve.
- O cobalto-60, por ser emissor de radiação γ , é utilizado em tomografia por emissão de pósitrons.

São corretas as afirmações:

- I, apenas.
- II, apenas.
- III, apenas.
- I e II.
- II e III.

Exercícios complementares

Registre as respostas em seu caderno

66. (Mackenzie-SP) O acidente com o cézio-137 em Goiânia, no dia 13 de setembro de 1987, foi o maior acidente radioativo do Brasil e o maior do mundo ocorrido em área urbana. A cápsula de cloreto de cézio (CsCl), que ocasionou o acidente, fazia parte de um equipamento hospitalar usado para radioterapia que utilizava o cézio-137 para irradiação de tumores ou de materiais sanguíneos. Nessa cápsula havia aproximadamente 19 g de cloreto de cézio-137 ($t_{1/2} = 30$ anos), um pó branco parecido com o sal de cozinha, mas que, no escuro, brilha com uma coloração azul. Admita que a massa

total de cloreto de cézio, contida na cápsula, tenha sido recuperada durante os trabalhos de descontaminação e armazenada no depósito de rejeitos radioativos do acidente, na cidade de Abadia de Goiás. Dessa forma, o tempo necessário para que restem 6,25% da quantidade de cloreto de cézio-137 presente no lixo radioativo, após sessenta anos do acidente, são respectivamente:

- 150 anos e 2,37 g.
- 120 anos e 6,25 g.
- 150 anos e 9,50 g.
- 120 anos e 9,50 g.
- 120 anos e 4,75 g.

67. (Unisinos-RS) A idade de fósseis e de rochas pode ser determinada através do uso de isótopos radioativos, que apresentam meias-vidas longas, tais como ^{14}C , ^{235}U e ^{238}U . A técnica consiste na verificação do tempo que um determinado elemento químico radioativo leva para sofrer uma transmutação, através de uma série de emissões α e β , transformando-se em outro elemento químico.

Considere as afirmativas sobre radioisótopos:

- I. A meia-vida do ^{14}C é de 5.600 anos. Isso significa que uma amostra desse material ficará totalmente inativa depois de 5.600 anos.
- II. Um elemento radioativo $^{60}\text{X}_{27}$ emite duas partículas α e duas β , originando um elemento com 25 prótons e 27 nêutrons no núcleo.
- III. No ano de 2001, foram colocados 20 g de um radioisótopo com meia-vida de 200 anos em um recipiente A. Em um recipiente B, foram colocados 10 g de outro radioisótopo com meia-vida de 300 anos. Os dois recipientes apresentarão a mesma quantidade, em gramas, de radioisótopos no ano de 2601.

Das afirmações acima:

- a) apenas II está correta.
- b) apenas I e II estão corretas.
- c) apenas I e III estão corretas.
- d) apenas II e III estão corretas.
- e) I, II e III estão corretas.

68. (UnB-DF)

A biotecnologia tem aumentado a produtividade agrícola, o que tem impulsionado o desenvolvimento de técnicas de armazenamento e de conservação de alimentos. A radiação ionizante é uma técnica eficiente na conservação dos alimentos, pois reduz perdas naturais causadas por processos fisiológicos, tais como brotamento, maturação e envelhecimento, além de eliminar ou reduzir os micro-organismos, parasitas e pragas, sem causar prejuízo ao alimento.

As radiações ionizantes utilizadas no tratamento de alimentos se limitam àquelas classificadas como ondas eletromagnéticas de alta frequência. Nos equipamentos utilizados para a geração dessas radiações, ocorre a seguinte sequência de decaimento de radioisótopos:



Apesar de ocorrerem duas emissões diferentes de radiação, apenas uma delas é empregada para radiar alimentos.

Internet: <www.cena.usp.br> (com adaptações).

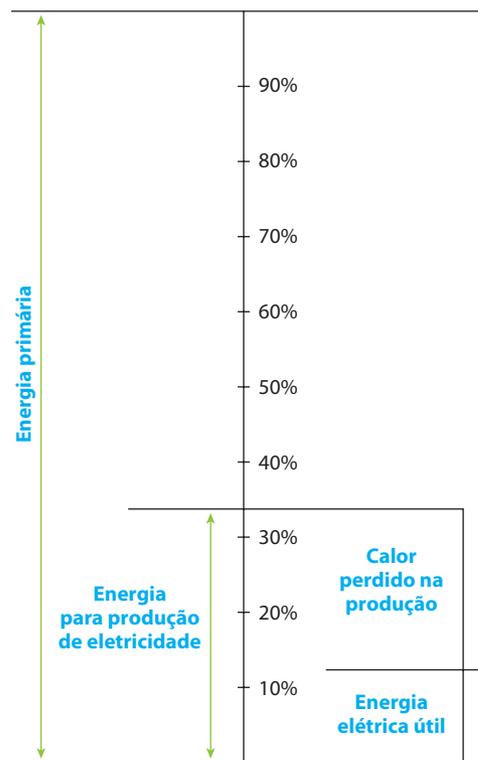
A partir desse texto, julgue os itens que se seguem.

- a) A radiação utilizada para a conservação de alimentos é produzida pelo decaimento do núcleo do átomo $^{60}_{28}\text{Ni}$ instável.
- b) O decaimento do cobalto-60 emite radiação alfa.
- c) A conservação de alimentos por radiação ionizante pode ser feita em alimentos já embalados ou a granel.
- d) Os níveis de energia utilizados na radiação de alimentos não são suficientes para induzir radioatividade nos mesmos.
- e) Segundo os modelos atômicos de Rutherford-Bohr, Thomson e Dalton, o decaimento radioativo do $^{60}_{28}\text{Ni}$

instável ocorre quando um elétron muda de um orbital mais energético para outro de menor energia.

- f) A conservação de alimentos por radiação ionizante pode substituir a utilização de aditivos químicos, cuja ingestão excessiva pode provocar perturbações no equilíbrio fisiológico do consumidor.

69. (Enem-MEC) O diagrama mostra a utilização das diferentes fontes de energia no cenário mundial. Embora aproximadamente um terço de toda a energia primária seja orientada à produção de eletricidade, apenas 10% do total são obtidos em forma de energia útil.



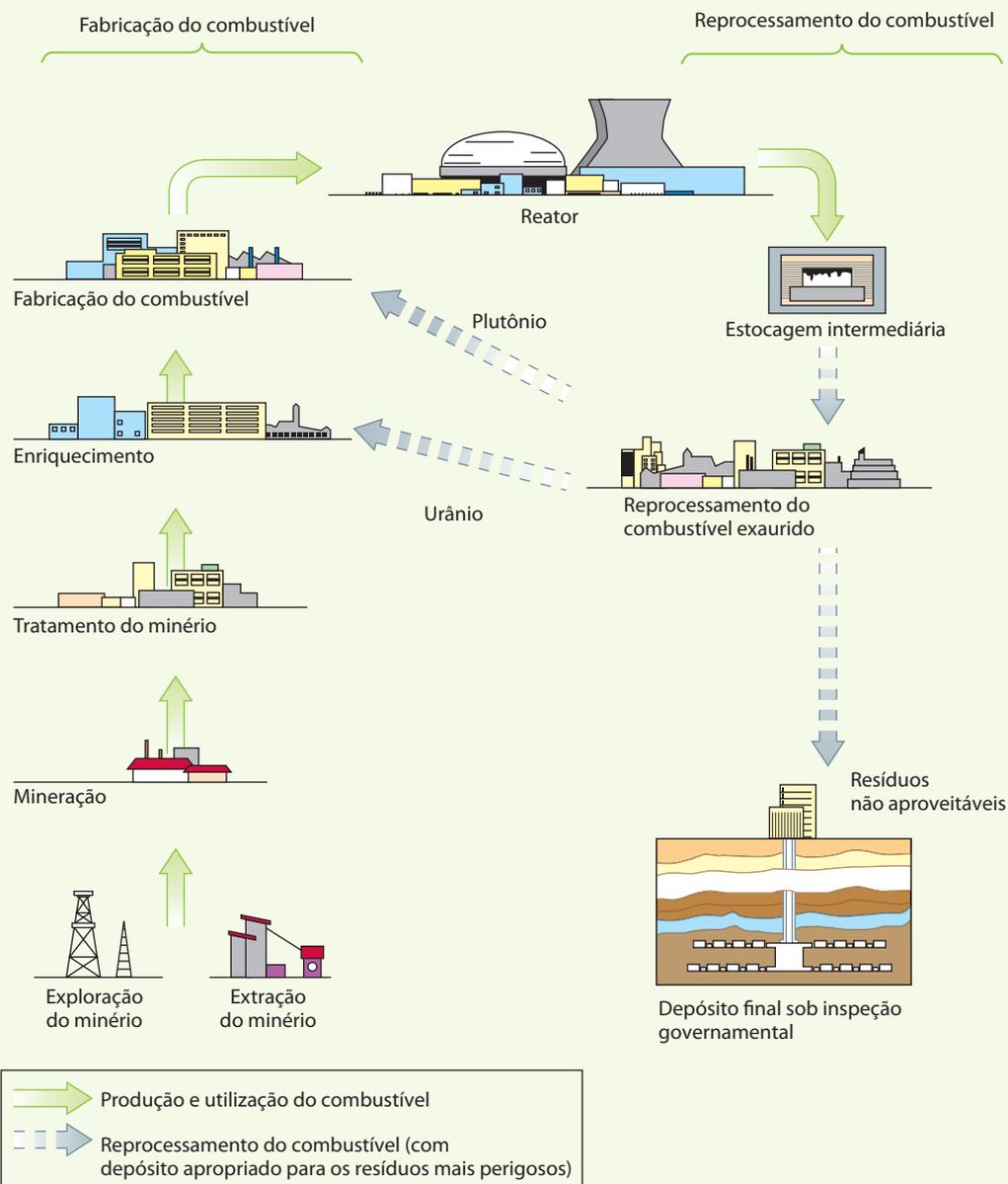
A pouca eficiência no processo de produção de eletricidade se deve, sobretudo, a quê?

- a) Ao fato de as usinas nucleares utilizarem processos de aquecimento, nos quais as temperaturas atingem milhões de graus Celsius, favorecendo perdas por fissão nuclear.
- b) Ao fato de as usinas termelétricas utilizarem processos de aquecimento a baixas temperaturas, apenas da ordem de centenas de graus Celsius, o que impede a queima total dos combustíveis fósseis.
- c) Ao fato de as usinas hidrelétricas terem o aproveitamento energético baixo, uma vez que parte da água em queda não atinge as pás das turbinas que acionam os geradores elétricos.
- d) Ao fato de as usinas nucleares e termelétricas utilizarem processos de transformação de calor em trabalho útil, no qual as perdas de calor são sempre bastante elevadas.
- e) Ao fato de as usinas termelétricas e hidrelétricas serem capazes de utilizar diretamente o calor obtido do combustível para aquecer a água, sem perda para o meio.

OS REJEITOS RADIOATIVOS

Consideremos o caso dos reatores nucleares, que usam urânio enriquecido como combustível. Após três a cinco anos de funcionamento, esse combustível deve ser trocado, porque nele a quantidade de urânio-235 decresce e formam-se o plutônio e vários outros produtos de fissão, que atrapalham o funcionamento do reator. Na purificação do urânio, chamada **reprocessamento**, reaproveitam-se o urânio-235 e o plutônio, que são combustíveis nucleares; os demais produtos da fissão, que formam uma mistura radioativa muito complexa, de separação difícil e de pouca aplicação, constituem os **rejeitos radioativos**. É importante lembrar que nesses rejeitos existem materiais de alta radioatividade que podem demorar milhares de anos para se desintegrar.

Um esquema do ciclo do combustível nuclear é dado a seguir. (Representação esquemática sem escala; cores-fantasia.)



Fonte: *United States Nuclear Regulatory Commission*. Disponível em: <http://www.nrc.gov/materials/fuel-cycle-fac/stages-fuel-cycle.html>. Acesso em: mar. 2010.

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Além dos rejeitos dos reatores nucleares, uma grande quantidade de radioisótopos usados na Medicina, na indústria, na agricultura etc. acaba produzindo um grande volume de **rejeitos radioativos**.

Todo esse rejeito radioativo deve ser armazenado, com a máxima segurança, até a radioatividade se extinguir (lembre-se de que o processo é espontâneo, mas **não pode ser acelerado**) ou cair a níveis tão baixos que a tornem inofensiva. Esse processo, contudo, pode levar dezenas ou centenas de anos!

O que fazer então? Normalmente o rejeito radioativo é vitrificado e colocado em recipientes metálicos altamente resistentes, que são confinados em blocos de concreto, de onde a radioatividade não pode escapar. Até certo tempo atrás, esses blocos eram jogados no mar; no entanto, o receio de que a corrosão marinha viesse a liberar o material radioativo fez que se optasse por depositar esses blocos em poços de grande profundidade (nos Estados Unidos, por exemplo, são usadas minas de sal abandonadas, com cerca de 500 m de profundidade) ou em túneis, como na foto abaixo.



Vista de um dos túneis da antiga mina de ferro de Konrad, que está sendo adaptada para armazenar rejeito radioativo em 2013. (Salzgitter, Alemanha, 2008.)

Até o momento, o Brasil ainda não tem um depósito definitivo para o rejeito radioativo. Os rejeitos radioativos dos reatores Angra 1 e Angra 2 estão sendo guardados na própria usina, em cerca de 6.000 tambores, monitorados 24 horas por dia. É uma solução provisória, válida durante a vida útil de uma usina nuclear, estimada em cerca de 60 anos.

O transporte do rejeito radioativo, das indústrias e usinas nucleares para as usinas de reprocessamento, é outro problema grave, devido ao alto risco de acidentes durante o transporte. Por causa disso, são frequentes os protestos de organizações não governamentais (ONGs) contra os transportes marítimo, ferroviário e rodoviário de resíduos radioativos.

Consequentemente, podemos dizer que o receio de acidentes nucleares e a dificuldade de descarte do rejeito radioativo são dois obstáculos importantes a outras aplicações das reações nucleares.



Trem carregado de rejeito nuclear para armazenamento em Dannenberg, na Alemanha, vindo da usina de reprocessamento de La Hague, na França, em 2006.

FABRIZIO BENSCH/REUTERS/LATINSTOCK

▶ **Questões sobre a leitura** Registre as respostas em seu caderno

- 70.** Explique como é armazenado o rejeito radioativo.
- 71.** Discuta com seus colegas o que poderia acontecer se todo o mundo passasse a usar a energia nuclear como principal fonte de energia.
- 72.** (Enem-MEC) Um problema ainda não resolvido da geração nuclear de eletricidade é a destinação dos rejeitos radioativos, o chamado “lixo atômico”. Os rejeitos mais ativos ficam por um período em piscinas de aço inoxidável nas próprias usinas antes de ser, como os demais rejeitos, acondicionados em tambores que são dispostos em áreas cercadas ou encerrados em depósitos subterrâneos secos, como antigas minas de sal. A complexidade do problema do lixo atômico, comparativamente a outros lixos com substâncias tóxicas, se deve ao fato de:
- a) emitir radiações nocivas, por milhares de anos, em um processo que não tem como ser interrompido artificialmente.
 - b) acumular-se em quantidades bem maiores do que o lixo industrial convencional, faltando assim locais para reunir tanto material.
 - c) ser constituído de materiais orgânicos que podem contaminar muitas espécies vivas, incluindo os próprios seres humanos.
 - d) exalar continuamente gases venenosos, que tornariam o ar irrespirável por milhares de anos.
 - e) emitir radiações e gases que podem destruir a camada de ozônio e agravar o efeito estufa.
- 73.** (Enem-MEC) Um poeta habitante da cidade de Poços de Caldas-MG assim externou o que estava acontecendo em sua cidade:

Hoje, o planalto de Poços de Caldas não serve mais. Minério acabou. Só mancha, “nunclemais”. Mas estão “tapando os buracos”, trazendo para cá “Torta II”¹, aquele lixo do vizinho que você não gostaria de ver jogado no quintal da sua casa. Sentimentos mil: do povo, do poeta e do Brasil.

Hugo Pontes. In: M. E. M. Helene. *A radioatividade e o lixo nuclear*. São Paulo: Scipione, 2002. p. 4.

¹Torta II – lixo radioativo de aspecto pastoso.

A indignação que o poeta expressa no verso “Sentimentos mil: do povo, do poeta e do Brasil” está relacionada com:

- a) a extinção do minério decorrente das medidas adotadas pela metrópole portuguesa para explorar as riquezas minerais, especialmente em Minas Gerais.
- b) a decisão tomada pelo governo brasileiro de receber o lixo tóxico oriundo de países do Cone Sul, o que caracteriza o chamado comércio internacional do lixo.
- c) a atitude de moradores que residem em casas próximas umas das outras, quando um deles joga lixo no quintal do vizinho.
- d) as chamadas operações tapa-buracos, desencadeadas com o objetivo de resolver problemas de manutenção das estradas que ligam as cidades mineiras.
- e) os problemas ambientais que podem ser causados quando se escolhe um local para enterrar ou depositar lixo tóxico.

RESPOSTAS

Capítulo 1 Soluções

1. b 2. e 3. e
4. a) O sistema I, pois temos o sólido (corpo de chão) em contato com a solução saturada.
b) Em I e II essa quantidade pequena de NaCl irá precipitar integralmente. Em III o NaCl irá se dissolver.
5. c 6. a
7. a) O ponto D.
b) Nos pontos A e C.
c) No ponto B.
d) Diminuir a temperatura da solução.
8. b 9. d 10. c
11. Resolvido. 12. c
13. a) Há formação de precipitado porque a solubilidade diminui com a diminuição da temperatura. A massa do precipitado formado é 6 g.
b) O processo de dissolução é endotérmico porque a solubilidade aumenta com o aumento de temperatura.
14. Resolvido. 15. d 16. b
17. 40 g
18. b 19. e 20. c
21. a) Na descida, a pressão aumenta e o ar se dissolve melhor no sangue.
b) Na subida lenta, o ar vai sendo expelido lentamente do sangue, sem atingir a saturação.
c) Na subida rápida, não há tempo para o ar sair do sangue, atinge a saturação e forma bolhas no sangue do mergulhador.
22. d
23. Resolvido. 24. 7,5 g 25. d 26. d
27. a 28. Resolvido. 29. d 30. e
31. d 32. Resolvido. 33. 0,5 L
34. a 35. c 36. c
37. e 38. d 39. a
40. Resolvido. 41. d 42. d 43. Resolvido.
44. 40 g/L 45. b 46. Resolvido.
47. e 48. Resolvido.
49. d 50. d 51. Resolvido.
52. e 53. c 54. 62,4 g de $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$
55. Resolvido. 56. c 57. Resolvido. 58. b
59. Resolvido. 60. b 61. c
62. a 63. a 64. d 65. b
66. a 67. e 68. Resolvido.
69. e 70. d 71. e
72. d 73. d 74. c
75. Resolvido. 76. e 77. b
78. 0,0392 e 0,9608 79. c
80. c 81. 0,015 L de CO/m^3 de ar
82. 0,070 g de Ag 83. b
84. 84 g de NaF 85. b
86. 34 g/L 87. c 88. c
89. Resolvido. 90. 4 molar 91. 500 mL 92. d
93. 80 mL 94. Resolvido.

95. b 96. b 97. e 98. d
99. Resolvido. 100. a
101. a) $6,269 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$; b) 10^{-3} mol/L .
102. b 103. Resolvido. 104. 2,37 L
105. 1 L 106. Resolvido. 107. c
108. Alternativas corretas: (01), (02), (04), (08) e (16).
109. 50 vezes 110. c 111. b
112. a) 100 g
b) 5,85 mol/L
c) Medir 68,38 mL da solução saturada e diluir até 200 mL.
113. 15 g
114. a) 500 L
b) 100 g por pessoa.
c) Na evaporação da água do mar, apenas a água passa para o estado gasoso (o sal continua dissolvido no mar). Sendo assim, o que se condensa nas nuvens e depois precipita como chuva é apenas água pura.
115. c 116. c
117. a) $4 \text{ NH}_3 + 5 \text{ O}_2 \longrightarrow 4 \text{ NO} + 6 \text{ H}_2\text{O}$
 $2 \text{ NO} + \text{ O}_2 \longrightarrow 2 \text{ NO}_2$
 $3 \text{ NO}_2 + \text{ H}_2\text{O} \longrightarrow 2 \text{ HNO}_3 + \text{ NO}$
b) 14,0 M; 8,93 mL \cong 9,0 mL.
118. 19/9
119. Alternativas corretas: (01) e (16).
120. Resolvido. 121. c
122. 1,26 mol/L 123. Resolvido.
124. a 125. a 126. Resolvido.
127. ~33% 128. $V_1 = 40 \text{ mL}$ e $V_2 = 60 \text{ mL}$.
129. 7,4 mol/L 130. c 131. e
132. e 133. a 134. e
135. a) A solução resultante será ácida.
b) 0,05 mol/L em H_2SO_4 .
136. d 137. c 138. d 139. e
140. d
141. a) $2 \text{ KI} + \text{ Pb}(\text{NO}_3)_2 \longrightarrow 2 \text{ KNO}_3 + \text{ PbI}_2$
b) 4,61 g de PbI_2
142. d 143. a 144. b

Capítulo 2 Coloides e nanotecnologia

1. e 2. d 3. d 4. b
5. c 6. b 7. c 8. a
9. c 10. d 11. c 12. d
13. A **Internet**, como meio de comunicação e acesso a informações de forma mais rápida; a **biotecnologia**, usada na produção de organismos geneticamente modificados, na indústria de alimentos e farmacêutica; a **nanotecnologia**, que permite a manipulação de materiais em escala muito reduzida, possibilitando o desenvolvimento de produtos industriais, o controle da qualidade ambiental e incrementando o uso da robótica.
14. e 15. c
16. a) zeólita;
b) $40.000 \mu\text{mol}\cdot\text{t}^{-1}$;
c) $Y/m = 0,125 C + 25$

Capítulo 3 Propriedades coligativas

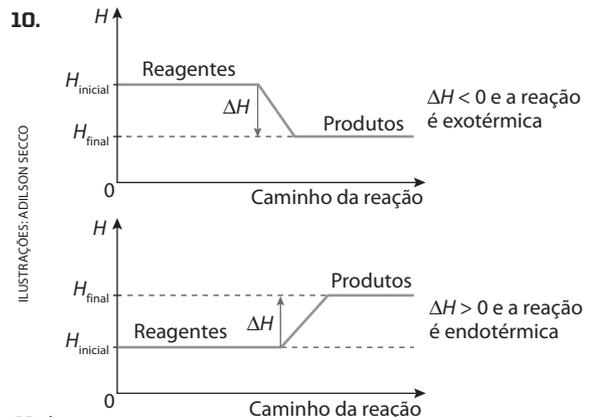
1. a 2. b 3. e 4. d
5. a) Em São Paulo.
b) A altitude em São Paulo é menor que na Cidade do México. Sendo assim, a pressão atmosférica em São Paulo será maior e, portanto, a temperatura de ebulição da água será maior.
6. b 7. c 8. d 9. e
10. e 11. Resolvido. 12. 759,316 mmHg
13. 180 u 14. 0,000018 15. b
16. a) A curva superior (contínua) é relativa ao líquido puro; a inferior (tracejada) diz respeito à solução, cuja pressão de vapor é mais baixa.
b) Aproximadamente 76 °C.
17. Resolvido. 18. d 19. 78,64 °C 20. b
21. Resolvido. 22. d 23. 0,93 °C 24. 333,3 g
25. a 26. $\frac{\Delta p}{p_0} \approx 0,01$ 27. c 28. d
29. a) Admitindo que os líquidos puros e as soluções estejam sob pressão normal (760 mmHg), podemos concluir, pelo gráfico, que a curva III representa o líquido puro de ponto de ebulição 90 °C; conseqüentemente, o líquido puro mais volátil é o da curva I.
b) Considerando agora que as curvas das soluções estão sempre abaixo das curvas dos respectivos líquidos puros (efeito tonométrico), concluímos que as curvas das soluções serão: II, para o líquido I; e IV, para o líquido III.
30. a) 256 u b) 8
31. d
32. a
33. São corretas as alternativas 1 e 3.
34. b 35. Resolvido. 36. c 37. 15 g/L
38. 228 moléculas 39. c
40. a) Porque o ácido acético do vinagre reage com o CaCO₃ da casca do ovo:

$$\text{CaCO}_3(\text{s}) + 2 \text{CH}_3\text{—COOH}(\text{aq}) \longrightarrow \text{Ca}(\text{CH}_3\text{—COO})_2(\text{aq}) + \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$$

 b) Devido ao efeito osmótico.
41. a) 0,625 mol/L b) 125 g/L
42. e
43. b 44. a
45. a 46. Resolvido. 47. $i = 4,6$ 48. Resolvido.
49. 0,0045 50. d 51. Resolvido. 52. e
53. d 54. Resolvido. 55. e
56. Não, apenas a água pura irá congelar. Pelos cálculos, a solução apresentada só irá congelar a cerca de 22 °C abaixo de zero.
57. Resolvido. 58. 98,4 atm 59. Resolvido.
60. 0,9 ou 90%
61. a) 7,8 atm
b) O cálculo de π pela fórmula $\pi = \mathcal{M}RTi$ nos dará $\mathcal{M} = 0,16 \text{ mol/L}$, o que confere com o valor dado.
62. d 63. d 64. b
65. Na solução de KOH, na qual a dissociação é maior. Lembre-se de que NH₄OH é uma base fraca.

66. b 67. c 68. a
69. a) Basta verificar que a concentração em mols de Na⁺ e Cl⁻, da primeira solução, é igual à concentração em mols de glicose, da segunda solução.
b) A pressão osmótica da solução de NaCl 5,5% é maior que a do interior das células vermelhas, que irão murchar.
70. e

Capítulo 4 Termoquímica

1. d 2. c 3. b
4. Resolvido.
5. 47,8 cal 6. a 7. b 8. b
9. 87,5%
10. 
11. b
12. Todas as alternativas estão corretas.
13. e 14. Resolvido. 15. a 16. b
17. Resolvido. 18. b 19. a 20. b
21. e 22. b 23. b 24. c
25. a
26. São corretas as alternativas (01), (04) e (16).
27. b 28. d 29. d 30. Resolvido.
31. Resolvido. 32. c 33. b 34. Resolvido.
35. b 36. b 37. b 38. d
39. a) $1,4 \cdot 10^6 \text{ kJ}$;
b) $\text{C}_2\text{H}_6\text{O} + 3 \text{O}_2 \longrightarrow 2 \text{CO}_2 + 3 \text{H}_2\text{O}$;
c) 134,4 L de gás
40. e 41. b
42. a) $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + 3 \text{O}_2 \longrightarrow 2 \text{CO}_2 + 3 \text{H}_2\text{O}$
 $\Delta H = -1.368 \text{ kJ/mol}$
 b) É exotérmica, pois ΔH é negativo.
43. d 44. Resolvido. 45. e 46. b
47. $\Delta H = -50 \text{ kJ/mol}$ de NH₃
48. a 49. c 50. e
51. a) 4.800 kcal e 8.050 kcal b) 13,54 U.M. e 12,42 U.M.
52. a 53. c 54. b
55. a) $\Delta H = +56,92 \text{ kJ}$ b) 47,56 atm
56. e 57. c 58. a 59. Resolvido.
60. Resolvido. 61. b 62. $\Delta H = -283,5 \text{ kJ}$
63. Resolvido.

- 64. a)** $\text{SiO}_2(\text{s}) + 2 \text{Mg}(\text{s}) \longrightarrow \text{Si}(\text{s}) + 2 \text{MgO}(\text{s})$
b) $\Delta H = -292,7 \text{ kJ}$
- 65.** Resolvido. **66. d** **67. b** **68. c**
- 69.** Resolvido.
- 70. a)** $\Delta H = -110,5 \text{ kJ}$; **b)** 200.000 mol de CO
- 71. a)** $\text{NH}_3(\text{g}) + 2 \text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow \text{HNO}_3(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l});$
b) $\Delta H^\circ = -447 \text{ kJ}$;
c) 12,6 g de HNO_3
- 72. a**
- 73.** $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{g}) + 3 \text{H}_2\text{O}(\text{v}) \longrightarrow 2 \text{CO}_2(\text{g}) + 6 \text{H}_2(\text{g})$
 $\Delta H = +154,7 \text{ kJ/mol}$
- 74. d**
- 75.** $2 \text{LiOH} \cdot \text{H}_2\text{O}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g}) \longrightarrow \text{Li}_2\text{CO}_3(\text{s}) + 3 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$
 $\Delta H = +7,6 \text{ kcal}$
- 76. d** **77. c**
- 78. a)** butano;
b) 13.000 kcal/kg
- 79. a)** O carvão em pó queima mais rapidamente e corresponde, pois, à amostra A.
b) A quantidade de calor liberada é igual nos dois casos, pois só depende do estado inicial ($\text{C} + \text{O}_2$) e do estado final (CO_2).
- 80. a**
- 81. a)** 1.120 kJ; **b)** 110 g

Capítulo 5 Cinética química

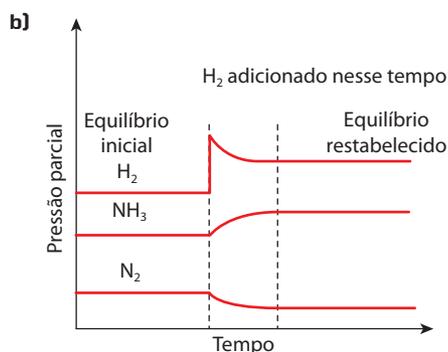
- 1.** Resolvido. **2. c** **3. a** **4. b**
5. Resolvido. **6. e** **7.** Resolvido. **8. d**
9. c **10. e** **11.** $2.400 \text{ L} \cdot \text{s}^{-1}$
12. a **13. e** **14. d** **15. b**
16. c **17. c** **18. c** **19. b**
20. Resolvido. **21. a** **22. c** **23.** Resolvido.
24. a **25.** Resolvido. **26. d** **27. b**
28. c **29. a** **30. e** **31.** Resolvido.
32. c **33.** Resolvido. **34. c** **35. b**
36. e **37.** Resolvido. **38. d** **39. b**
40. b **41.** Resolvido. **42. d** **43.** Resolvido.
44. c **45. e** **46. e** **47.** Resolvido.
- 48. a)** 90 minutos;
b) A velocidade desta reação diminui com o tempo.
- 49. a)** $v = k[A][B]$;
b) $k = 0,2 \text{ L/mol} \cdot \text{min}$;
c) $v_c = 0,05 \text{ mol/L} \cdot \text{min}$
- 50. d** **51. a** **52. c** **53. d**
54. a **55. b** **56. c**
- 57. a)** $k = 2,5 \text{ h}^{-1}$
b) Excluindo-se as concentrações dos reagentes, k depende de todos os demais fatores que influem na velocidade da reação.
- 58. b**

- 59. a)** Etapa que vai de II para III.
b) Etapa endotérmica: de II para III; etapas exotérmicas: de I para II e de III para IV.
c) $\Delta H = -40 \text{ kJ}$
- 60. e** **61. d** **62. d** **63. c**
64. b **65. d** **66. d** **67. d**
68. a **69. c** **70. a** **71. e**

Capítulo 6 Equilíbrios químicos homogêneos

- 1. e** **2. e** **3. d**
4. a **5. d**
- 6. a)** $K_c = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]} (\text{mol/L})$
b) $K_c = \frac{[\text{CO}_2]^2}{[\text{CO}_2]^2[\text{O}_2]} (\text{mol/L})^{-1}$
c) $K_c = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2][\text{I}_2]}$ (número puro)
d) $K_c = \frac{[\text{N}_2]^3[\text{H}_2\text{O}]^4}{[\text{N}_2\text{H}_4]^2[\text{NO}_2]^2} (\text{mol/L})^3$
- 7.** $K_{\text{inversa}} = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2][\text{I}_2]}$ ou $K_{\text{inversa}} = \frac{1}{K_{\text{direta}}} = 50$
- 8. d** **9. e** **10. a** **11.** Resolvido.
12. $K_c = 50 (\text{mol/L})^{-1}$ **13. e** **14. d**
15. Resolvido. **16.** $K_c = 9,4 \cdot 10^5 (\text{mol/L})^{-1}$
17. $K_c = 2,3 \cdot 10^{-3} (\text{mol/L})^{-2}$ **18.** Resolvido.
19. d **20. b** **21.** Resolvido.
22. a **23.** Resolvido. **24. d** **25. c**
26. c **27. e** **28. c** **29. b**
30. Resolvido. **31. c**
32. Aproximadamente:
 $[\text{CH}_3\text{COOH}] = 0,67 \text{ mol/L}$; $[\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}] = 0,67 \text{ mol/L}$;
 $[\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5] = 1,33 \text{ mol/L}$; $[\text{H}_2\text{O}] = 1,33 \text{ mol/L}$
- 33. c** **34.** Resolvido.
35. $K_c = 1,56 \cdot 10^{-2}$ para a equação
 $2 \text{HI}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g})$
- 36. c** **37. b** **38. e**
39. a **40. b**
- 41. a)** $K_p = \frac{P_{\text{NO}_2}^2}{P_{\text{N}_2\text{O}_4}}$ e $K_p = K_c (RT)$
b) $K_p = \frac{P_{\text{CO}_2}^2}{P_{\text{CO}}^2 \cdot P_{\text{O}_2}}$ e $K_p = K_c (RT)^{-1}$
c) $K_p = \frac{P_{\text{HBr}}^2}{P_{\text{H}_2} \cdot P_{\text{Br}_2}}$ e $K_p = K_c$
- 42.** $K_p = 3 \text{ atm}$
- 43. a)** $K_p = \frac{P_{\text{CO}} \cdot P_{\text{H}_2}^3}{P_{\text{CH}_4} \cdot P_{\text{H}_2\text{O}}}$; **b)** $P_{\text{CO}} = 1,18 \text{ atm}$

44. Resolvido. 45. Resolvido. 46. 0,984 atm
 47. Resolvido. 48. $K_p = 3,5 \cdot 10^{-7} \text{ atm}^{-2}$
 49. $K_p = K_c = 0,23$ (número puro)
 50. c 51. d 52. a 53. d
 54. a 55. Apenas b é correto. 56. a
 57. Resolvido. 58. d 59. a 60. b
 61. Resolvido. 62. e 63. d 64. Resolvido.
 65. a) $K_p = 1,6 \cdot 10^4 \text{ atm}^{-2}$



66. Resolvido. 67. b 68. a 69. e
 70. d 71. a 72. d
 73. a) $K_c = 0,005$;
 b) A reação é endotérmica, porque o gráfico nos mostra que, à medida que aumenta a temperatura, aumenta também [HCN] no equilíbrio.
 74. a 75. c

Capítulo 7 Equilíbrios iônicos em soluções aquosas

1. c 2. c 3. b 4. c
 5. Resolvido. 6. a 7. 4%
 8. a 9. $7,2 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$ 10. c
 11. a 12. e
 13. a) Porque o NH_3 e o H_2S reagem com a água (respectivamente):

$$\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{NH}_4\text{OH e}$$

$$\text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{HS}^- + \text{H}_3\text{O}^+$$
 enquanto o CH_4 não reage com a água.
 b) Porque ocorre a seguinte reação:

$$\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{NH}_3 \longrightarrow \text{NH}_4^+ + \text{HCO}_3^-$$

 14. b 15. a 16. c 17. b
 18. a 19. Resolvido. 20. d 21. d
 22. Resolvido. 23. c 24. e 25. b
 26. Resolvido.
 27. São corretas as afirmativas (02), (04) e (16).
 28. b 29. Resolvido. 30. $[\text{H}^+] = 2,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$
 31. a 32. Resolvido. 33. e 34. b
 35. d 36. Resolvido. 37. c 38. 0,057 mol/L
 39. Resolvido. 40. a 41. c 42. Resolvido.
 43. e 44. e 45. Resolvido. 46. e
 47. São corretas as alternativas (04), (08) e (16).

48. c 49. Resolvido. 50. c
 51. a) $\text{Ca} + 2 \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2$
 b) pH = 12
 52. c 53. b 54. c 55. c
 56. c 57. a 58. c 59. a
 60. d 61. d 62. a 63. d
 64. c 65. b 66. a 67. d
 68. d 69. Resolvido. 70. d
 71. c 72. b
 73. a) e b)

Solução I: NaCl – não há hidrólise \Rightarrow pH = 7

Solução II: NaF – hidrolisa o íon F^- do ácido fraco HF:

$$\text{F}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HF} + \text{OH}^- \longrightarrow \text{meio básico:}$$
 pH > 7

Solução III: NH_4Cl – hidrolisa o íon NH_4^+ da base fraca NH_4OH :

$$\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{OH} + \text{H}^+ \longrightarrow \text{meio ácido:}$$
 pH < 7

Portanto, $\text{NaF} < \text{NaCl} < \text{NH}_4\text{Cl}$

74. a 75. c 76. b 77. d
 78. a) $K_h = \frac{[\text{NH}_4\text{OH}][\text{H}^+]}{[\text{NH}_4^+]}$ b) $K_h = \frac{[\text{HNO}_2][\text{OH}^-]}{[\text{NO}_2]}$
 c) $K_h = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{NH}_4\text{OH}]}{[\text{CH}_3\text{COONH}_4]}$
 79. Resolvido.
 80. $K_h = 2,0 \cdot 10^{-7}$; pH = 9
 81. Resolvido. 82. b 83. a
 84. c 85. e 86. d
 87. a) A solução é básica devido à hidrólise:

$$\text{OCl}^- + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{HOCl} + \text{OH}^-$$

 b) 2,533%
 88. c 89. e

Capítulo 8 Equilíbrios heterogêneos

1. a) $K_p = \frac{p_{\text{CO}_2}}{p_{\text{CO}}}$; b) $K_p = p_{\text{O}_2}$; c) $K_p = \frac{1}{p_{\text{O}_2}^3}$
 2. c 3. e 4. c 5. Resolvido.
 6. 1 atm 7. Resolvido. 8. d 9. Resolvido.
 10. e 11. a 12. $K_p = 25 \text{ atm}^{-1}$
 13. $K_p = 4 \text{ atm}^{-2}$
 14. A pressão parcial de cada componente gasoso é 0,30 atm e a constante de equilíbrio do sistema é $K_p = 0,027 \text{ atm}^3$.
 15. b 16. Resolvido. 17. d 18. e
 19. e 20. b 21. d 22. c
 23. Resolvido. 24. b
 25. a) $\text{CoCl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CoCl}_2 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$
 b) Em dias úmidos, como a quantidade de água no ar é maior, o equilíbrio é deslocado para a direita, produzindo o sal hidratado e fazendo predominar a cor rosa. Em dias secos ocorre deslocamento em sentido contrário, predominando a cor azul do sal anidro.

- 26.** Duas ações que deslocarão o equilíbrio para a direita:
- aumento da concentração (ou da pressão parcial) do hidrogênio;
 - diminuição da temperatura.
- 27. a)** $K_c = \frac{[WI_6]}{[I_2]^3}$ ou $K_p = \frac{P_{WI_6}}{P_{I_2}^3}$
- b)** A formação do WI_6 (g) é exotérmica, porque o equilíbrio caminha para a direita quando a temperatura cai.
- 28. c** **29. a**
- 30.** A solubilidade do $BaSO_4$ no Na_2SO_4 é maior que no $Al_2(SO_4)_3$.
- 31. c**
- 32. a)** $K_{ps} = [Ca^{2+}][SO_4^{2-}]$ **b)** $K_{ps} = [Pb^{2+}][Cl^-]^2$
c) $K_{ps} = [Bi^{3+}]^2 [S^{2-}]^3$
- 33. a)** $K_{ps} = [Hg^{2+}][S^{2-}]$ **b)** $K_{ps} = [Ca^{2+}][OH^-]^2$
c) $K_{ps} = [Fe^{3+}][OH^-]^3$
- 34. d** **35. Resolvido.** **36. e** **37. b**
- 38. Resolvido.** **39. b** **40. c** **41. Resolvido.**
- 42. c** **43. Resolvido.** **44.** $3,53 \cdot 10^{-9}$ mol/L
- 45. a** **46. Resolvido.**
- 47.** A presença do íon OH^- proveniente do NaOH adicionado força a precipitação de uma nova quantidade de $Fe(OH)_3$, devido ao efeito do íon comum (princípio de Le Chatelier), que irá deslocar o equilíbrio $Fe(OH)_3 \rightleftharpoons Fe^{3+} + 3 OH^-$ para a esquerda.
- 48. a** **49. b** **50.** $K_{ps} = 10^{-10}$
- 51. b** **52. b**
- 53. a)** O mais indicado é o íon sulfeto (S^{2-}), porque é o que apresenta menor valor de K_s .
b) $[Pb^{2+}] = 4 \cdot 10^{-25}$ mol/L.
- 54. a)** $Ca(OH)_2 \rightleftharpoons Ca^{2+} + 2 OH^-$;
 $[OH^-] = 0,046$ mol/L
b) No frasco 4, pois maior solubilidade $\Rightarrow [OH^-]$ maior \Rightarrow pOH menor \Rightarrow pH maior.
- 55.** pH = 10
- 56. a)** $4,0 \cdot 10^{-10}$ mol/L
- b)** Porque a presença dos íons SO_4^{2-} , provenientes do K_2SO_4 , desloca o equilíbrio $BaSO_4 \rightleftharpoons Ba^{2+} + SO_4^{2-}$ para a esquerda, diminuindo a concentração de íons Ba^{2+} , que são tóxicos.
- 57. a)** O cálculo nos dá $[F^-] = 7,6$ ppm.
b) A hidrólise do Al^{3+} libera H^+ , que reage com o F2 produzindo o ácido fraco HF e deslocando o equilíbrio $CaF_2 \rightleftharpoons Ca^{2+} + 2 F^-$ para a direita (maior solubilidade do CaF_2).

Capítulo 9 Eletroquímica – Pilhas e baterias elétricas

- 1.** Resolvido. **2. e** **3. c**
4. e **5. b** **6. Resolvido.**
7. a **8. c** **9. b** **10. b**
11. O ferro oxidou-se nas etapas I e III.
12. b **13. a** **14. b** **15. c**

- 16. a)** $2 KMnO_4 + 10 FeSO_4 + 8 H_2SO_4 \longrightarrow K_2SO_4 + 2 MnSO_4 + 5 Fe_2(SO_4)_3 + 8 H_2O$
b) $MnO_2 + 2 NaI + 2 H_2SO_4 \longrightarrow Na_2SO_4 + MnSO_4 + 2 H_2O + I_2$
c) $Bi_2O_3 + 2 NaClO + 2 NaOH \longrightarrow 2 NaBiO_3 + 2 NaCl + H_2O$
- 17. 23** **18. 3, 6, 5, 1, 3.** **19. a**
- 20. 1, 3, 4, 1, 1, 7, 3.** **21. 2, 1, 2, 2, 2.**
- 22. b** **23. a** **24. 5, 14, 2, 5, 5, 2, 7.**
- 25. a)** $KMnO_4$ é o agente oxidante e $Na_2C_2O_4$, o redutor.
b) 5, 2, 8, 1, 5, 2, 10, 8.
- 26. d**
- 27. a)** O N_{ox} do arsênio varia de zero para -3 ; logo, a variação de seu N_{ox} é igual a 3.
b) $2 As + 3 H_2 + Ga_2O_3 \xrightarrow{600^\circ C} 2 GaAs + 3 H_2O$
 No 2º membro, temos: 3 H_2 ($3 \cdot 2 = 6$ átomos de H) e 2 átomos de As; a relação pedida é **6 : 2** (ou **3 : 1**).
- 28. a)** 2, 16, 2, 2, 8, 5. **b)** 3, 8, 3, 4, 2.
- 29. d**
- 30. a)** 2, 5, 6, 2, 5, 3. **b)** 2, 2, 4, 2, 1, 2.
- 31. b** **32. a** **33. e** **34. a**
- 35.** $Cu^0 + Hg^{2+} \longrightarrow Cu^{2+} + Hg^0$
 Agente oxidante: Hg^{2+}
- 36. Resolvido.** **37. e** **38. d**
- 39.** Estão corretas as alternativas (a) e (c).
- 40. b** **41. a** **42. d** **43. c**
- 44. a)** $2 Al + 3 Ag_2S \longrightarrow Al_2S_3 + 6 Ag$
b) $Ag^+ + e^- \longrightarrow Ag^0$
- 45. Resolvido.** **46. e** **47. d** **48. c**
- 49. b** **50.** São corretas as alternativas (b), (d) e (e).
- 51. a** **52. d**
- 53.** São corretas as alternativas (b), (c) e (e).
- 54. e** **55. b** **56. a** **57. b**
- 58. a** **59. b** **60. d** **61. a**
- 62. b** **63. d** **64. c** **65. c**
- 66.** São corretas as alternativas (08), (16) e (64).
- 67. d** **68. b** **69. a** **70. a**
- 71. a)** A solução resultante é alcalina;
b) $I_2 + H_2O_2 + 2 OH^- \longrightarrow 2 I^- + O_2 + H_2O$
c) Como redutor.
- 72. d** **73. d**
- 74.** São corretos os itens (0) e (2).
- 75.** São corretas as proposições (01), (16) e (64).
- 76. e**
- 77.** A diferença de potencial será de 12,3 V. A concentração de OH^- (aq) mantém-se constante.
- 78. a)** $Ag_2O(s) + H_2O(l) + 2e^- \longrightarrow 2 Ag(s) + 2 OH^-(aq)$
b) $Zn(s) + Ag_2O(s) + H_2O(l) \longrightarrow Zn(OH)_2(s) + 2 Ag(s)$
c) Do eletrodo de zinco (Zn) para o de prata (Ag).

79. São corretas as alternativas b, c e e.
 80. a) $\text{Cd} + 2\text{OH}^- \longrightarrow \text{Cd}(\text{OH})_2 + 2\text{e}^-$
 b) Diferença de potencial de uma pilha: 1,30 V; número de pilhas necessárias: 10.
 81. a 82. d 83. b 84. a
 85. a) $3\text{Sn} + 2\text{Fe}^{3+} \longrightarrow 3\text{Sn}^{2+} + 2\text{Fe}$
 b) Certo.
 86. a
 87. São corretas as proposições (02), (04) e (32).
 88. a
 89. São corretas as alternativas b, c e d.
 90. c

Capítulo 10 Eletroquímica – Eletrólise

1. d 2. b 3. d 4. e
 5. Resolvido. 6. d 7. b 8. d
 9. a) Porque o açúcar não se ioniza, enquanto em B e C há ionização;
 b) Em B, libera-se oxigênio no eletrodo positivo e hidrogênio no negativo;
 c) Em C, libera-se oxigênio no eletrodo positivo e há deposição de cobre no eletrodo negativo (catodo).
 10. No início, forma-se o gás Cl_2 (esverdeado) segundo a reação:
 $2\text{Cl}^- \longrightarrow \text{Cl}_2 + 2\text{e}^-$. Quando termina o NaCl , o anodo libera O_2 (incolor), segundo a reação:
 $2\text{OH}^- \longrightarrow \text{H}_2\text{O} + \frac{1}{2}\text{O}_2 + 2\text{e}^-$.
 11. a) A mensagem do anúncio não é correta, pois haverá formação de produtos químicos.
 b) • $2\text{NaCl} + 2\text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2\text{NaOH} + \text{H}_2 + \text{Cl}_2$
 (reação que forma o cloro, útil no tratamento da água de piscina).
 • $2\text{NaOH} + \text{Cl}_2 \longrightarrow \text{NaCl} + \text{NaClO} + \text{H}_2\text{O}$
 (reação que forma o NaClO , que é forte bactericida).
 12. d 13. b 14. a
 15. a) No eletrodo A, que é negativo e provoca a reação:
 $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Cu}^0$
 b) A cor azul permanece inalterada, pois, para cada Cu^{2+} liberado no anodo, haverá exatamente um Cu^{2+} capturado no catodo.
 16. 22, pois estão corretas as proposições (02), (04) e (16).
 17. e 18. b 19. Resolvido. 20. b
 21. c 22. Resolvido. 23. b
 24. $\Delta t = 100$ segundos 25. e 26. b
 27. +4 28. Resolvido. 29. e 30. a
 31. Resolvido. 32. 36,4 g de impurezas
 33. Resolvido. 34. e 35. Resolvido.
 36. 3 mol/L 37. 0,1 mol/L 38. Resolvido. 39. c
 40. A massa de cobre obtida na primeira cuba será o dobro da massa de cobre na segunda cuba.
 41. d 42. Resolvido. 43. b
 44. $\Delta t = 670$ horas
 45. b 46. b 47. c 48. F, F, V, V, V

49. a 50. b 51. c
 52. a) $\text{CuSO}_4 \longrightarrow \text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$;
 0,10 mol de $\text{SO}_4^{2-}/\text{L}$
 b) 3.860 segundos
 53. 210 u 54. b 55. b

Capítulo 11 Reações nucleares

1. a) $Z = 9, N = 11$; b) $Z = 42, N = 57$;
 c) $Z = 47, N = 68$; d) $Z = 92, N = 146$
 2. São isótopos: (a) e (e); (d) e (f).
 São isóbaros: (a) e (h); (b) e (f).
 São isótonos: (c); (e); (g) e (h).
 3. a
 4. São corretas as alternativas b, c, d e e.
 5. c
 6. Resolvido. 7. Resolvido. 8. e 9. e
 10. a 11. d 12. Resolvido. 13. d
 14. a) $Z = 93; A = 237$; b) netúncio (Np)
 15. a) $Z = 8, N = 9$; b) $Z = 30, N = 38$;
 c) $Z = 55, N = 82$; d) $Z = 88, N = 138$
 16. O número de prótons (55) é o mesmo. O número de nêutrons no $^{133}_{55}\text{Cs}$ é 78 e no $^{137}_{55}\text{Cs}$ é 82. O número de elétrons, na eletrosfera de ambos, é o mesmo (55).
 17. b 18. e 19. a 20. d
 21. d 22. d 23. Resolvido.
 24. c 25. a 26. d 27. a
 28. Resolvido. 29. d 30. d 31. e
 32. d 33. c 34. a 35. b
 36. b 37. b 38. c
 39. d 40. e 41. Resolvido.
 42. O número atômico é 88. O número de massa é 223. O elemento químico é o rádio (Ra), que está no 7º período e no grupo 2 (família 2A).
 43. Resolvido.
 44. a) O estrôncio tem a mesma distribuição eletrônica na camada de valência e, portanto, propriedades químicas semelhantes às do cálcio, podendo substituí-lo.
 b) Pela Tabela Periódica, X é o escândio ($^{47}_{21}\text{Sc}$).
 45. b 46. d 47. b 48. b
 49. e 50. e 51. a
 52. d 53. d 54. a
 55. São corretas as afirmativas (a), (b), (c) e (d).
 56. a 57. d
 58. Soma: $14 = 02 + 04 + 08$
 59. a 60. d 61. c
 62. d 63. c 64. b
 65. b 66. e 67. d
 68. São corretas as alternativas (a), (c), (d) e (f).
 69. d

LISTA DE SIGLAS

Acafe-SC	Associação Catarinense das Fundações Educacionais
Ceeteps-SP	Centro Estadual de Educação Tecnológica “Paula Souza”
Cefet-PR	Centro Federal de Educação Tecnológica do Paraná
Cefet-RJ	Centro Federal de Educação Tecnológica “Celso Suckow da Fonseca”
Cesgranrio-RJ	Fundação Cesgranrio
Ceub-DF	Centro de Ensino Unificado de Brasília
EEM-SP	Escola de Engenharia Mauá
Enem-MEC	Exame Nacional do Ensino Médio
EPM-SP	Escola Paulista de Medicina
F. Ciências Médicas-RS	Faculdade de Ciências Médicas – Porto Alegre
F. Ruy Barbosa-BA	Faculdade Ruy Barbosa
F. Santo André-SP	Faculdade de Ciências Econômicas e Administração de Santo André
Faap-SP	Fundação Armando Álvares Penteado
Fafeod-MG	Faculdade Federal de Odontologia de Diamantina
Fatec-SP	Faculdade de Tecnologia de São Paulo
FCC-BA	Fundação Carlos Chagas da Bahia
Feevale-RS	Federação de Estabelecimento de Ensino Superior de Novo Hamburgo
FEI-SP	Faculdade de Engenharia Industrial
Fesp-PE	Fundação do Ensino Superior de Pernambuco
Fesp-SP	Faculdade de Engenharia São Paulo
FFCMPA-RS	Fundação Faculdade Federal de Ciências Médicas de Porto Alegre
FGV-SP	Fundação Getúlio Vargas
FMIIt-MG	Faculdade de Medicina de Itajubá
FMTM-MG	Faculdade de Medicina do Triângulo Mineiro
FMU/Fiam-Faam/Fisp-SP	Vestibular integrado FMU, Fiam-Faam e Fisp
FUERN	Fundação Universidade do Estado do Rio Grande do Norte
Furg-RS	Fundação Universidade Federal do Rio Grande
Fuvest-SP	Fundação Universitária para o Vestibular
IES/Funccec-MG	Instituto de Ensino Superior de João Monlevade
IME-RJ	Instituto Militar de Engenharia
ITA-SP	Instituto Tecnológico de Aeronáutica
Mackenzie-SP	Universidade Presbiteriana Mackenzie
Osec-SP	Organização Santamarense de Ensino e Cultura
PUC-Campinas-SP	Pontifícia Universidade Católica de Campinas
PUC-MG	Pontifícia Universidade Católica de Minas Gerais
PUC-Minas	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
U. Católica do Salvador-BA	Universidade Católica do Salvador

U. F. Santa Maria-RS	Universidade Federal de Santa Maria
U. São Francisco-SP	Universidade São Francisco
U. São Judas-SP	Universidade São Judas Tadeu
UCB-DF	Universidade Católica de Brasília
UCDB-MS	Universidade Católica Dom Bosco
UCG-GO	Universidade Católica de Goiás
UCSal-BA	Universidade Católica do Salvador
UCS-RS	Universidade de Caxias do Sul
Uece	Universidade Estadual do Ceará
UEL-PR	Universidade Estadual de Londrina
UEMG	Universidade do Estado de Minas Gerais
UEM-PR	Universidade Estadual de Maringá
Uepa	Universidade do Estado do Pará
UEPB	Universidade Estadual da Paraíba
UEPG-PR	Universidade Estadual de Ponta Grossa
Uerj	Universidade do Estado do Rio de Janeiro
Uespi	Universidade Estadual do Piauí
UFABC-SP	Universidade Federal do ABC
Ufac	Fundação Universidade Federal do Acre
Ufam	Universidade Federal do Amazonas
UFBA	Universidade Federal da Bahia
UFC-CE	Universidade Federal do Ceará
UFCEG-PB	Universidade Federal de Campina Grande (PB)
Ufes	Universidade Federal do Espírito Santo
UFF-RJ	Universidade Federal Fluminense
UFG-GO	Universidade Federal de Goiás
UFMG	Universidade Federal de Minas Gerais
UFMS	Fundação Universidade Federal de Mato Grosso do Sul
UFMT	Fundação Universidade Federal de Mato Grosso
UFPA	Universidade Federal do Pará
UFPE	Universidade Federal de Pernambuco
UFPEl-RS	Fundação Universidade Federal de Pelotas
UFPI	Fundação Universidade Federal do Piauí
UFPR	Universidade Federal do Paraná
UFRGS-RS	Universidade Federal do Rio Grande do Sul
UFRJ	Universidade Federal do Rio de Janeiro
UFRN	Universidade Federal do Rio Grande do Norte
UFRR	Fundação Universidade Federal de Roraima
UFRRJ	Universidade Federal Rural do Rio de Janeiro
UFSC	Universidade Federal de Santa Catarina
UFSCar-SP	Fundação Universidade Federal de São Carlos
UFSM-RS	Universidade Federal de Santa Maria
UFS-SE	Fundação Universidade Federal de Sergipe
UFTM-MG	Universidade Federal do Triângulo Mineiro
UFU-MG	Fundação Universidade Federal de Uberlândia

UFV-MG	Fundação Universidade Federal de Viçosa
Ulbra-RS	Universidade Luterana do Brasil
UnB-DF	Fundação Universidade de Brasília
Uneb-BA	Universidade do Estado da Bahia
Unesp	Universidade Estadual Paulista
Unicamp-SP	Universidade Estadual de Campinas
Unicap-PE	Universidade Católica de Pernambuco
UnIFEI-SP	Centro Universitário da Faculdade de Engenharia Industrial
Unifesp	Universidade Federal de São Paulo
Unifor-CE	Universidade de Fortaleza
Unigranrio-RJ	Universidade do Grande Rio
Unimar-SP	Universidade de Marília
Unimep-SP	Universidade Metodista de Piracicaba
Unip-SP	Universidade Paulista
Unirio-RJ	Fundação Universidade do Rio de Janeiro
Unisc-RS	Universidade de Santa Cruz do Sul
Unisinos-RS	Universidade do Vale do Rio dos Sinos
Unitau-SP	Universidade de Taubaté
Univali-SC	Universidade do Vale do Itajaí
UPE	Universidade de Pernambuco
UPF-RS	Universidade de Passo Fundo
USC-SP	Universidade do Sagrado Coração
UVA	Universidade Estadual Vale do Acaraú
Vunesp	Fundação para o Vestibular da Unesp

ÍNDICE REMISSIVO

A

- acidentes nucleares, 429-431
- acidez estomacal, 274, 275
- ácido clorídrico, 274
- acumulador de Planté (*veja* bateria de chumbo)
- adsorção, 78, 198
- agente
 - oxidante, 304
 - reductor, 304
- água
 - autoionização da, 250
 - ciclo da, 23
 - dessalinização da, 111, 123, 124
 - no corpo humano, 18, 243
 - pesada, 422, 423
 - poluição da, 62-65
- água oxigenada,
 - concentração da, 47
 - decomposição da, 47, 196
 - produção da, 367
- alumina, 358, 359
- alumínio, 76, 93, 307
 - apassivação do, 349
 - história do, 390, 391
 - produção do, 358, 359, 378, 379
 - reciclagem do, 359, 391
- ampère (A), 380
- amperímetro, 324, 380
- análise volumétrica (*veja* volumetria)
- anodo, 317, 318, 361, 362
- anticongelantes, 104
- Arquimedes, 40
- autocatálise, 197

B

- bafômetro, 34
- bateria, 129, 300-303, 339
 - de automóvel (*veja* bateria de chumbo)
 - de chumbo, 340, 341
 - de níquel, 386
 - de lítio, 386
 - descarga de uma (*veja* descarga de uma pilha)
 - descarte de uma (*veja* descarte de uma pilha)
- becquerel (Bq), 407
- Becquerel, H. A., 395
- bomba

- atômica, 394, 419, 420, 421
- calorimétrica, 132, 133
- de cobalto, 428
- de hidrogênio, 403, 424, 425
- de nêutrons, 421
- de sódio-potássio, 242, 243
- Bosch, C., 233

C

- calor, 130
 - de combustão (*veja* entalpia de combustão)
 - de formação (*veja* entalpia padrão de formação)
 - de neutralização (*veja* entalpia de neutralização)
- caloria (cal), 132, 133
- Calorimetria, 131-133
- carro elétrico, 300, 301, 354, 355
- catalase, 196
- catalisadores, 196, 199, 200
 - ação dos, 198
 - automotivos, 204, 205
- catálise, 196
 - heterogênea, 197
 - homogênea, 197
 - mecanismo da, 197, 198
- catodo, 317, 318, 361, 362
- célula
 - galvânica (*veja* pilha)
 - de combustível, 344, 345, 355
- Chadwick, J., 413
- cinética das desintegrações radioativas, 406, 407
- colisão eficaz (ou efetiva), 176, 180
- coloides, 70-79
 - precipitação dos, 79
 - preparação dos, 73
 - propriedades dos, 74-76
 - tipos de, 72, 73
- combustão, 131-133, 145, 146, 149, 163, 344, 356
- combustíveis, 126, 127, 146, 163, 356
 - fósseis, 163
 - nucleares, 434
- complexo ativado, 179, 180, 198
- concentração
 - comum, 34, 35
 - de uma solução, 33, 34
 - em mols por litro (*veja* molaridade)
 - em partes por milhão (*veja* ppm)
 - em volumes (*veja* concentração da água oxigenada)

- congelamento de líquidos puros, 98
- conservação
 - de alimentos, 114, 166, 167, 196, 427
 - das cargas elétricas nucleares, 413
 - dos números de massa, 413
- constante
 - cinética (*veja* constante de velocidade das reações)
 - criométrica molal do solvente, 105
 - de velocidade (*veja* constante de velocidade das reações)
 - de Faraday, 381
 - ebuliométrica molal do solvente, 105
 - tonométrica molal do solvente, 105
 - universal dos gases perfeitos, 105, 112
- constante de equilíbrio, 216
 - em função das concentrações, 217
 - em função das pressões parciais, 225, 226
- contador Geiger-Müller, 396
- corrente elétrica, 22, 302, 303, 318, 324, 339, 341, 342, 360, 361, 372, 374, 375, 380
- corrosão, 348-351, 372
- coulomb (C), 380, 381
- criometria, 103, 114
- crioscopia (*veja* criometria)
- cristalização, 55
 - gêrmen de, 24
- Curie, J.-F. J., 413
- Curie, I. J., 413
- Curie, M. S., 395
- Curie, P., 395

D

- Daniell, J., 320
- datação radioativa, 488, 529, 530
- Davy, H., 320
- decaimento radioativo (*veja* reação nuclear)
- densidade das soluções, 35, 36, 40, 341
- densímetro, 35
- desintegração radioativa (*veja* reação nuclear)
 - velocidade de, 407, 730
- diálise, 75
- diagrama de fases da água, 99, 103

- diferença de potencial elétrico, 324, 325, 348
- difusão, 109
- diluição de soluções, 49-51
- dispersante, 71-74, 78
- disperso, 71, 72
- dissolução, 18, 102, 103, 288
 - endotérmica, 25, 289
 - exotérmica, 25, 289
 - mecanismo da, 20-24
- dissociação iônica, 22, 117, 118, 244, 247, 288, 289, 363

E

- ebuliometria, 102, 114
- ebulioscopia (*veja* ebuliometria)
- efeito
 - criométrico, 103
 - crioscópico (*veja* efeito criométrico)
 - ebuliométrico, 102
 - ebulioscópico (*veja* efeito ebuliométrico)
 - Joule, 362
 - osmótico, 109-111
 - tonométrico, 101, 104
 - tonoscópico (*veja* efeito tonométrico)
 - Tyndall, 74, 75
- efeitos coligativos (*veja* propriedades coligativas)
- elementos
 - cisurânicos, 416
 - transurânicos, 414, 415, 418
- eletrodeposição (*veja* galvanização)
- eletrodo
 - ativo (ou reativo), 362, 372-374
 - inerte, 362, 363, 366, 367, 381
 - padrão de hidrogênio, 325, 326
- eletrólise, 303, 320, 360
 - em solução aquosa, 363, 364, 369, 372-375
 - estequiometria da, 380-382
 - descarga dos íons na, 365-368
 - ígnea, 361-363
- eletrometalurgia, 375
- Eletroquímica, 300, 303, 358, 381
- emissões radioativas, 395-397, 400
 - α (alfa), 400
 - β (beta), 401
 - γ (gama), 402

- energia
 - conservação da, 154
 - de ativação, 180-182, 189, 198, 232
 - de ligação, 148
 - eletroquímica, 129, 300
 - produção e consumo de, 161, 162
- entalpia, 135
 - de combustão, 145, 146
 - de neutralização, 146, 147
 - fatores que influem na, 137, 138
 - molar de fusão, 137
 - molar de vaporização, 137
 - padrão de formação, 142, 143
 - variação de, 135
- enzimas, 84, 196, 200, 201, 274
- equação termoquímica, 138, 154
- equilíbrio químico
 - conceito de, 208, 210-212
 - constante de, 216
 - grau de, 215
- equilíbrios heterogêneos, 213, 278, 279
 - Aplicação da Lei da Ação das Massas aos, 278, 279
 - deslocamento do equilíbrio em, 282-284
- equilíbrios homogêneos, 213
 - deslocamento do equilíbrio em, 230-232
- equilíbrios iônicos, 244, 245
 - constante de ionização nos, 244
 - na água, 250-253
- espectro eletromagnético, 402
- estado padrão, 141, 142
- estalactites e estalagmites, 295-297
- etanol, 19, 20, 24, 39, 126, 127, 146
- evaporação de líquidos puros, 97
- explosivos, 233, 239

F

- faixa de viragem, 264
- famílias radioativas, 411, 412
- Faraday, M., 320, 380, 381
- fenômenos de superfície (*veja* adsorção)
- Fermi, E., 418, 419
- ferro, 77, 92, 93, 168, 175, 186, 197, 278, 284, 304, 307, 348-351, 379
- ferrugem, 23, 168, 348-351
- fissão nuclear, 418, 419, 421, 424

- força eletromotriz das pilhas, 324, 325
 - cálculo da, 328-330
- forças de superfície, 77, 78
- fração molar, 46
- fusão nuclear, 424, 425

G

- Galvani, L., 320
- galvanização, 374, 379
- gás clorídrico, 22, 27
- Guldberg, C. M., 218

H

- Haber, F., 233, 239, 240
- Hahn, O., 418
- Hess, G. H., 153
- hemodiálise, 75
- hidrólise
 - constante de, 269, 270
 - de sais, 267-269
 - grau de, 269

I

- indicadores ácido-base, 264, 265
- inibidores, 196
- ionização, 22, 118, 244, 277, 363, 366, 367, 373
 - dos gases, 396
 - grau de, 118, 244, 245, 246, 247, 250
 - poder de, 402
- isótopos, 398, 412
 - radioativos, 403, 412-415, 427, 428, 431, 435

J

- joule (J), 132

L

- lama anódica, 375
- Lei
 - Cinética (*veja* Lei da Velocidade)
 - da Diluição de Ostwald, 245, 246
 - da Ação das Massas, 217, 218, 226
 - da Velocidade, 186-188
 - de Faraday, 380, 381
 - de Guldberg-Waage (*veja* Lei da Ação das Massas)
 - de Henry, 26, 27
 - de Hess, 152-154

de Raoult, 104-105
de Soddy (*veja* Primeira Lei da Radioatividade)
de Soddy-Fajans-Russel (*veja* Segunda Lei da Radioatividade)

M

- macromoléculas, 72
- massa crítica, 421
- medição da velocidade das reações químicas de, 171
processos físicos de, 171, 172
- meio de dispersão (*veja* dispersante)
- membranas semipermeáveis, 109-113
- mercúrio, 34, 63, 98, 344, 364, 428
- metais nobres, 328, 365
- metal de sacrifício, 350
- metanol, 345
- micelas, 72
- Millikan, R. A., 381
- minério, 358, 359, 390, 395, 434, 436
- mistura de soluções, 55-57
- mol, 41, 42
- molalidade, 104, 105
- molaridade, 41, 42, 45, 50, 59, 112, 169, 170
- monóxido de carbono, 47, 64, 204
- movimento browniano, 74
- mudanças de estado físico, 97-99

N

- nanociência e nanotecnologia, 68, 69, 82-89
perspectivas da, 91-93
- nanopartículas, 82, 85, 86, 88, 89, 91-93
- nanofabricação, 86
- nuclídeo, 398
- número
 - atômico, 398, 400-402
 - de massa, 398, 400-402
- número de oxidação, 304-307
conceito de, 304, 305
cálculo de, 306, 307
- nutriente, 16, 17, 62, 70, 242

O

- ondas
 - de rádio, 68, 69, 392
 - eletromagnéticas, 182, 392, 402, 403

- Oппenheimer, J. R., 420
- osmometria, 111
primeira lei da, 112
segunda lei da, 112
- osmose, 110, 111, 114
- osmose reversa, 123, 124
- Ostwald, F. W., 245, 246
- oxidação, 167, 175, 304, 305, 327, 328, 356
potencial de, 349, 350
eletrolítica, 373
- oxidante (*veja* agente oxidante)
- oxirredução, 183, 302-304, 316, 327, 363, 364, 376
balanceamento das equações de, 308-313
potencial padrão de, 326, 327
espontaneidade das reações de, 333-336

P

- ppm, 47
- partículas coloidais (*veja* disperso)
- película fotográfica, 79
- permanganato de potássio, 307
- período de semidesintegração (*veja* tempo de meia-vida),
- peróxido de hidrogênio, 47
- pH e pOH, 250, 254-256, 264, 265
- pilha
 - de Daniell, 316-319, 320, 328, 339, 380, 381
 - de Leclanché, 341
 - de limão, 321
 - de lítio (ou de lítio-iodo), 343, 344
 - de mercúrio, 344
 - descarga de uma, 340, 343
 - descarte de uma, 344
 - de Volta, 320
- pilhas, 129, 130, 302, 303
 - alcalinas, 342
 - de combustível (*veja* célula de combustível)
 - estequiometria das, 380-382
 - força eletromotriz das, 324, 328
 - história das, 320
 - secas (*veja* pilha de Leclanché)
- poder
 - calorífico, 126, 127, 146
 - de penetração, 401-403
- ponte salina, 319, 326

- porcentagem em massa, 38
- potencial padrão de eletrodo, 326-328
- pressão do vapor
 - curva de, 98
 - da água, 99, 101
- pressão osmótica, 110-114
- Princípio de Le Chatelier, 231, 232, 246, 247, 252, 282, 283, 284, 290, 295, 325, 348
- produto
 - iônico da água, 250, 251, 254
 - velocidade média de formação de um, 169, 170, 171
- propriedades coligativas, 96, 101-104, 115
nas soluções iônicas, 117
- purificação, 75, 84, 124, 375, 434
eletrolítica (*ver* refino eletrolítico)

Q

- quantidade de matéria, 41

R

- radiação, 206, 207, 392, 393, 395, 396, 397
tipos de, 400-403, 429
eletromagnética (*veja* ondas)
- radioatividade, 162, 394, 395, 396, 403, 406, 407, 428-431, 434, 435
descoberta da, 412, 413
Primeira Lei da, 400
Segunda Lei da, 401
- radioisótopos (*veja* isótopos radioativos)
- radioterapia, 392, 428
- Raoult, F. M., 104, 115, 117
- reação
 - de combustão (*veja* combustão)
 - de decaimento (*veja* reação nuclear)
 - de desintegração radioativa (*veja* reação nuclear)
 - de oxirredução (*veja* oxirredução)
 - de transmutação (*veja* reação nuclear)
 - elementar, 176, 189
 - em cadeia, 419, 421
 - endotérmica, 131, 135, 179, 180

- espontaneidade de uma, 333, 334
- exotérmica, 131, 135, 179, 180
- mecanismo da, 188-190
- nuclear, 400, 401, 403, 412, 413
- rendimento da, 215, 230
- velocidade de uma, 169, 171, 178, 179, 186, 188, 196
- reações nucleares artificiais, 412, 413
- reator nuclear, 420, 422, 423, 431
- redução, 304, 305
- redutor (*veja* agente redutor)
- refinamento eletrolítico, 375, 379
- regra de Van't Hoff, 112, 117, 118
- rejeitos radioativos, 394, 406, 430, 434-436
- Roentgen, W. C., 394, 395
- Russel, 401
- Rutherford, E., 400

S

- Seaborg, G. T., 414, 415
- semidesintegração (*Veja* tempo de meia vida)
- semirreação, 316, 318, 361, 362
- síntese de Haber-Bosch, 233,
- sistema coloidal (*veja* coloides)
- Soddy, 400, 401

- solubilidade
 - coeficiente de, 24
 - curvas de, 25, 26
 - de gases em líquidos, 26
 - grau de (*veja* coeficiente de solubilidade)
 - produto de, 288, 289
 - regra de, 23
- solução
 - coloidal (*veja* coloides)
 - concentrada, 101
 - insaturada (ou não saturada), 24
 - saturada, 24
 - supersaturada, 24
 - diluída, 49, 50
- soluções ideais, 289
- soluto, 18, 19, 22-25, 34, 38, 41, 46, 49, 50, 55, 56, 59, 60, 96, 110
 - não iônico, 104, 112
 - não volátil, 101-104
- solvatação dos íons, 21, 22
- solvente, 18, 19, 22-24, 34, 38, 46, 47, 49, 55, 64, 65, 73, 79, 96, 101-105, 110, 111, 287
 - polar, 23
 - apolar, 23
- Sorensen, S. P. L., 254
- soro fisiológico, 38, 114, 244
- Strassman, F., 418
- substâncias
 - miscíveis, 24
 - imiscíveis, 24

T

- tempo de meia-vida, 407, 412
- Teoria
 - das Colisões, 246
 - do Complexo Ativado, 179, 180
- Termoquímica, 131, 132
- título
 - em massa, 38
 - em volume, 39
- Toma, H. E., 87
- tonometria, 102
- tonoscopia (*veja* tonometria)
- transmutação radioativa (*veja* reação nuclear)

V

- Van't Hoff, J. H., 112
- velocidade das reações, 166, 168, 169
 - constante de, 187
 - efeito dos catalisadores sobre a, 186
 - efeito da concentração dos reagentes na, 186-188
 - efeito da temperatura na, 178
- viragem do indicador, 264
- volt, 320
- Volta, A., 320
- voltímetro, 317, 318, 320, 324, 326

W

- Waage, P., 218

REFERÊNCIAS DOS INFOGRÁFICOS

Fontes consultadas

Capítulo 1

Animal Diversity Web

<http://animaldiversity.ummz.umich.edu/site/accounts/information/Megaptera_novaeangliae.html> Acesso em: mar. 2010.

Ciclo dos elementos nutrientes no oceano, Universidade de São Paulo, Instituto Oceanográfico, Laboratório de Química Orgânica Marinha

<<http://labqom.io.usp.br/downloads/IOF-212/nutrientes.pdf>> Acesso em: mar. 2010.

Instituto Baleia Jubarte

<<http://www.baleiajubarte.com.br>> Acesso em: mar. 2010.

Capítulo 2

HAVILAND, D. B. "The Transistor", em Nobel Foundation

<http://nobelprize.org/educational_games/physics/transistor/history/index.html> Acesso em: mar. 2010.

Technology Review

<<http://www.technologyreview.com/Nanotech>> Acesso em: mar. 2010.

"United States Early Radio History"

<<http://earlyradiohistory.us/>> Acesso em: mar. 2010.

Universidade da Califórnia, Departamento de Física

<http://www.physics.berkeley.edu/research/zettl/projects/nanoradio/2007_Nanoletters_Nanotube_radio.pdf> Acesso em: mar. 2010.

Capítulo 3

"Icefish 2004 Cruise"

<<http://www.icefish.neu.edu/specialtopics/blood/>> Acesso em: mar. 2010.

MACHADO, Maria Cordélia S. & BRITO, Tânia. *Antártica: ensino fundamental e ensino médio*. Brasília: Ministério da Educação, Secretaria de Educação Básica, 2006. (Coleção Explorando o Ensino)

<<http://www.inpe.br/antartica/download/livro9.pdf>> Acesso em: mar. 2010.

Oceanário de Lisboa

<<http://www.oceanario.pt/cms/1269>> Acesso em: mar. 2010.

Animals at the extremes: polar biology, Open University

<<http://openlearn.open.ac.uk/course/view.php?id=2820>> Acesso em: mar. 2010.

Capítulo 4

Agência Nacional do Petróleo, Gás Natural e Biocombustíveis (ANP)

<<http://www.anp.gov.br/preco>> Acesso em: mar. 2010.

Empresa de Pesquisa Energética, "Balanço Energético Nacional 2009", Brasil: Ministério de Minas e Energia, 2009

<<https://ben.epe.gov.br/default.aspx>> Acesso em: mar. 2010.

■ Capítulo 5

CASTRO, L. A. S. et al. "Metodologia para observação da camada de cera em maçãs, utilizando microscopia eletrônica de varredura", em *Revista Brasileira de Fruticultura*, Jaboticabal, v. 24, n. 3, 2002
<<http://www.scielo.br/pdf/rbf/v24n3/15137.pdf>> Acesso em: mar. 2010.

UCHIMURA, M. S. *Resposta técnica*, em Serviço Brasileiro de Respostas Técnicas
<<http://www.respostatecnica.org.br/pages/exemplos/sbrt2806.pdf;jsessionid=395341FC985A932EABC88294DF49C4C6>> Acesso em: mar. 2010.

■ Capítulo 7

ÉVORA, Paulo Roberto B. et al. "Distúrbios do equilíbrio hidroeletrólítico e do equilíbrio ácido-básico - Uma revisão prática"
<http://www.fmrp.usp.br/revista/1999/vol32n4/disturbios_equilibrio_hidroeletrolitico.pdf>
Acesso em: mar. 2010.

MEDEIROS, Sófocles Borba de. "Isotônicos: por que (não) consumi-los?"
<<http://www.profmedeiros.com.br/arquivos/Artigos/isotonicos.pdf>> Acesso em: mar. 2010.

SOUZA, Maria Helena L. de & ELIAS, Décio O. *Fundamentos da circulação extracorpórea*. 2. ed. Rio de Janeiro: Centro Editorial Alfa Rio, 2006. (Cap. 7 - Fisiologia da água e dos eletrólitos.)

■ Capítulo 8

European Science Foundation
<<http://www.esf.org/research-areas/life-earth-and-environmental-sciences/news/ext-news-singleview/article/ocean-acidification-another-undesired-side-effect-of-fossil-fuel-burning-439/news-browse/4.html>> Acesso em: mar. 2010.

KLEYPAS, Joan A. et al. *Impacts of Ocean Acidification on Coral Reefs and Other Marine Calcifiers: A Guide for Future Research*
<<http://www.pmel.noaa.gov/co2>> Acesso em: mar. 2010.

ORR, James C. et al. "Anthropogenic ocean acidification over the twenty-first century and its impact on calcifying organisms", em *Nature*
<<http://www.nature.com/nature/journal/v437/n7059/full/nature04905.html>> Acesso em: mar. 2010.

The Pew Charitable Trusts, *Carbon dioxide and our ocean legacy*
<<http://www.pmel.noaa.gov/co2/>> Acesso em: mar. 2010.

United Nations Environment Programme (Unep), *In dead water*
<http://www.unep.org/pdf/InDeadwater_LR.pdf> Acesso em: mar. 2010.

World Resources Institute
<<http://earthtrends.wri.org/updates/node/245>> Acesso em: mar. 2010.

■ Capítulo 9

Energy Information Administration/U.S. Department of Energy, *Real petroleum prices*,
<http://www.eia.doe.gov/emeu/steo/pub/fsheets/real_prices.html> Acesso em: mar. 2010.

SULZBERGER, Carl. *Electric vehicles in the early years of the automobile*. Institute of Electrical and Electronics Engineers
<<http://www.ieee.org/organizations/pes/public/2004/may/peshistory.html>> Acesso em: mar. 2010.

TENÓRIO, J. A. S. & ESPINOSA, D. C. R. *Reciclagem de pilhas e baterias*
<<http://www.cepis.ops-oms.org/bvsare/E/proypilas/pilas.pdf>> Acesso em: mar. 2010.



■ Capítulo 10

COLTRO, L. (org.). *Avaliação do ciclo de vida como instrumento de gestão*. Campinas: Cetea/Ital, 2007
<http://www.cetea.ital.org.br/figs/ACV_como_Instrumento_de_Gestao-CETEA.pdf> Acesso em: mar. 2010.

Compromisso Empresarial para a Reciclagem (Cempre)
<<http://www.cempre.org.br>> Acesso em: mar. 2010.

Empresa de Pesquisa Energética (EPE)
<<http://www.epe.gov.br/Paginas/default.aspx>> Acesso em: mar. 2010.

European Aluminium Association (EAA), "Environmental Profile Report for the European Aluminium Industry"
<<http://www.eaa.net/en/environment-health-safety/lca/environmental-profile-report/>> Acesso em: mar. 2010.

International Aluminium Institute (IAI), "Life Cycle Inventory Data Primary Aluminium"
<<http://worldaluminum.org/?pg=/Downloads/Publications/Full%20Publication&Path=269>> Acesso em: mar. 2010.

United States Geological Survey (USGS)
<<http://minerals.usgs.gov/minerals/pubs/commodity/bauxite/>> Acesso em: mar. 2010.

■ Capítulo 11

Comissão Nacional de Energia Nuclear (CNEN)
<<http://www.cnem.gov.br/ensino/ensino.asp>> Acesso em: mar. 2010.

Indústrias Nucleares do Brasil
<<http://www.inb.gov.br/inb/WebFormsdefault.aspx>> Acesso em: mar. 2010.

Instituto Nacional de Pesquisas Espaciais (INPE)
<http://www.plasma.inpe.br/LAP_Portal/LAP_Sitio/Texto/Reacoes_de_Fusao.htm> Acesso em: mar. 2010.

TAT, Márcia. "Brasil é alvo de críticas internacionais por proteger tecnologia nuclear nacional", em *ComCiência*
<<http://www.comciencia.br/reportagens/2004/11/03.shtml>> Acesso em: mar. 2010.

SUGESTÕES DE LEITURA PARA OS ALUNOS |||||

■ Ecologia

1. Beatriz Marcondes e Maria Elisa Marcondes Helene, *Evolução e biodiversidade – O que nós temos com isso?*, 1ª edição, 1996, Editora Scipione.
2. José Lutzenberger, *Manual de ecologia – Do jardim ao poder*, 1ª edição, 2004, L&PM Editores.
3. Núbia Melhem Santos e outros, *Burle Marx – Jardins e ecologia*, 2ª edição, 2009, Editora Senac/Rio.
4. Ronaldo Rogério de Freitas Mourão, *Ecologia Cósmica – Uma visão cósmica da ecologia*, 1ª edição, 2000, Editora Itatiaia.
5. Samuel Murgel Branco, *Água: Origem, uso e preservação*, 2ª edição, 2003, Editora Moderna.
6. Samuel Murgel Branco, *O desafio amazônico*, 3ª edição, 2004, Editora Moderna.
7. Vera Lúcia Novais, *Ozônio: Aliado e inimigo*, 1ª edição, 1998, Editora Scipione.
8. Zysman Neiman, *Era verde?*, 21ª edição, 2002, Editora Atual.

■ Energia

1. Jean-Marie Martim, *A economia mundial da energia*, 1ª edição, 1992, Unesp.
2. Valdir Montanari, *Energia nossa de cada dia*, 2ª edição, 2003, Editora Moderna.

■ Escolha profissional

1. Dulce Whitaker, *A escolha da carreira e globalização*, 1ª edição, 1997, Editora Moderna.
2. Eliane Arbex Rodrigues, *Escolher a profissão*, 1ª edição, 1997, Editora Scipione.

■ História da Química, Ciência e Tecnologia

1. Andréia Guerra e outros, *Galileu e o nascimento da Ciência moderna*, 1ª edição, 1997, Editora Atual.
2. Attico Chassot, *A Ciência através dos tempos*, 2ª edição, 2004, Editora Moderna.
3. Bernard Vidal, *História da Química*, 1ª edição, 1986, Edições 70.
4. *Cientistas do Brasil*, 1ª edição, Depoimentos, 1998, SBPC.

5. José Atilio Vanin, *Alquimistas e químicos: O passado, o presente e o futuro*, 2ª edição, 2005, Editora Moderna.
6. Roberto de Andrade Martins, *O Universo: Teoria sobre sua origem e evolução*, 5ª edição, 1997, Editora Moderna.
7. Robson Fernandes de Farias e outros, *História da Química no Brasil*, 1ª edição, 2004, Editora Átomo.

■ Poluição

1. Francisco Capuano Scarlato, Joel Arnaldo Pontin, *Do nicho ao lixo: Ambiente, sociedade e educação*, 10ª edição, 1992, Editora Atual.
2. Joel Arnaldo Pontin e Francisco Capuano Scarlato, *O ambiente urbano*, 4ª edição, 1999, Editora Atual.
3. John Baines, *Chuva ácida*, 3ª edição, 1997, Editora Scipione.
4. Maria Elisa Marcondes Helene e outros, *Poluente atmosféricos*, 1ª edição, 1994, Editora Scipione.
5. Mário Tolentino, Romeu Filho, Roberto da Silva, *A atmosfera terrestre*, 2ª edição, 2004, Editora Moderna.
6. Samuel Murgel Branco e Eduardo Murgel, *Poluição do ar*, 2ª edição, 2004, Editora Moderna.
7. Sergio Massaro e J. Pontin, *O que é poluição química*, 3ª edição, 1994, Editora Brasiliense.

■ Energia nuclear

1. Emico Okuno, *Radiação: Efeitos, riscos e benefícios*, 6ª edição, 1998, Editora Harbra.
2. Fernando Portela e Rubens Lichtenthäler Filho, *Energia nuclear*, 1ª edição, 1998, Editora Ática.
3. José Goldemberg, *Energia nuclear: Sim ou não?*, 1ª edição, 2003, Editora José Olympio.
4. José Goldemberg, *Energia nuclear: Vale a pena?*, 1ª edição, 1994, Editora Scipione.
5. Maria Elisa Marcondes Helene, *A radioatividade e o lixo nuclear*, 2ª edição, 2006, Editora Scipione.
6. The Observer, *Chernobyl: O fim do sonho nuclear*, 1ª edição, 1986, Editora José Olympio.
7. Yuri Ishiguro, *A energia nuclear para o Brasil*, 1ª edição, 2001, Editora Makron Books.

MUSEUS BRASILEIROS LIGADOS À CIÊNCIA |||||

Os sites aqui indicados foram acessados em fevereiro de 2010.

- **Casa da Ciência**
<http://www.casadaciencia.ufrj.br>
- **Ecomuseu da Usina de Itaipu**
<http://www.itaipu.gov.br/index.php?q=node/201>
- **Espaço Ciência**
<http://www.espacociencia.pe.gov.br>
- **Estação Ciência**
<http://www.eciencia.usp.br>
- **Museu de Ciência e Tecnologia da Uneb**
<http://www.museu.uneb.br>
- **Museu de Geociências da UnB**
<http://www.ig.unb.br/exte/museu/index.html>
- **Museu de História Natural da Ufal**
<http://www.abcmc.org.br/mhn/>
- **Museu de História Natural e Jardim Botânico da UFMG**
<http://www.ufmg.br/mhnpj/index.html>
- **Museu de Ciência e Técnica da Escola de Minas da UFOP**
<http://www.museu.em.ufop.br/museu/>
- **Museu de Minerais e Rochas da UFU**
<http://www.proex.ufu.br/redemuseus/minerais.htm>
- **Museu de Geociências da USP**
<http://www.igc.usp.br>
- **Museu Vivo de Ciência e Tecnologia de Campina Grande**
<http://www.abcmc.org.br/museuvivo/apresent.html>
- **Seara da Ciência Universidade Federal do Ceará**
<http://www.searadaciencia.ufc.br>
- **Usina Ciência**
<http://www.usinaciencia.ufal.br>

ELEMENTOS QUÍMICOS

[As massas atômicas entre parênteses são dos isótopos mais estáveis dos elementos radioativos.]
[De acordo com as últimas recomendações da Iupac.]

Elemento	Símbolo	Número Atômico	Massa Atômica
Actínio	Ac	89	(227)
Alumínio	Al	13	26,9815
Americío	Am	95	(243)
Antimônio	Sb	51	121,75
Argônio	Ar	18	39,948
Arsênio	As	33	74,9216
Astato	At	85	(210)
Bário	Ba	56	137,34
Berquélio	Bk	97	(247)
Bérlio	Be	4	9,0122
Bismuto	Bi	83	209
Bóhrio	Bh	107	(262,1)
Boro	B	5	10,811
Bromo	Br	35	79,909
Cádmio	Cd	48	112,40
Cálcio	Ca	20	40,08
Califórnio	Cf	98	(251)
Carbono	C	6	12,01115
Cério	Ce	58	140,12
Césio	Cs	55	132,905
Chumbo	Pb	82	207,19
Cloro	Cl	17	35,453
Cobalto	Co	27	58,93
Cobre	Cu	29	63,55
Copernício	Cn	112	277
Criptônio	Kr	36	83,80
Crômio	Cr	24	51,996
Cúrio	Cm	96	(247)
Darmstádio	Ds	110	(269)
Disprósio	Dy	66	162,50
Dúbnio	Db	105	(262)
Einstéinio	Es	99	(252)
Enxofre	S	16	32,064
Érbio	Er	68	167,26
Escândio	Sc	21	44,956
Estanho	Sn	50	118,69
Estrôncio	Sr	38	87,62
Európio	Eu	63	151,96
Férmio	Fm	100	(257)
Ferro	Fe	26	55,847
Flúor	F	9	18,9984
Fósforo	P	15	30,9738
Frâncio	Fr	87	(223)
Gadólínio	Gd	64	157,25
Gálio	Ga	31	69,72
Germânio	Ge	32	72,59
Háfnio	Hf	72	178,49
Hássio	Hs	108	(265)
Hélio	He	2	4,0026
Hidrogênio	H	1	1,00797
Hólmio	Ho	67	164,930
Índio	In	49	114,82
Iodo	I	53	126,9044
Iródio	Ir	77	192,2
Itérbio	Yb	70	173,04
Ítrio	Y	39	88,905

Elemento	Símbolo	Número Atômico	Massa Atômica
Lantânio	La	57	138,91
Laurêncio	Lr	103	(260)
Lítio	Li	3	6,941
Lutécio	Lu	71	174,97
Magnésio	Mg	12	24,312
Meitnério	Mt	109	(269)
Manganês	Mn	25	54,9380
Mendelévio	Md	101	(258)
Mercúrio	Hg	80	200,59
Molibdênio	Mo	42	95,94
Neodímio	Nd	60	144,24
Neônio	Ne	10	20,183
Netúnio	Np	93	(237)
Nióbio	Nb	41	92,906
Níquel	Ni	28	58,69
Nitrogênio	N	7	14,0067
Nobélio	No	102	(259)
Ósmio	Os	76	190,2
Ouro	Au	79	196,967
Oxigênio	O	8	15,9994
Paládio	Pd	46	106,4
Platina	Pt	78	195,09
Plutônio	Pu	94	(244)
Polônio	Po	84	(209)
Potássio	K	19	39,098
Praseodímio	Pr	59	140,907
Prata	Ag	47	107,870
Promécio	Pm	61	(145)
Protactínio	Pa	91	(231)
Rádio	Ra	88	(226)
Radônio	Rn	86	(222)
Rênio	Re	75	186,2
Ródio	Rh	45	102,905
Roentgênio	Rg	111	(272)
Rubídio	Rb	37	85,47
Rutênio	Ru	44	101,07
Rutherfordórdio	Rf	104	(261)
Samário	Sm	62	150,35
Seabórgio	Sg	106	(263,1)
Selênio	Se	34	78,96
Silício	Si	14	28,086
Sódio	Na	11	22,9898
Tálio	Tl	81	204,37
Tantálio	Ta	73	180,948
Tecnécio	Tc	43	(98)
Telúrio	Te	52	127,60
Térbio	Tb	65	158,924
Titânio	Ti	22	47,90
Tório	Th	90	232,0
Túlio	Tm	69	168,934
Tungstênio	W	74	183,85
Urânio	U	92	238
Vanádio	V	23	50,942
Xenônio	Xe	54	131,38
Zinco	Zn	30	65,38
Zircônio	Zr	40	91,22

BIBLIOGRAFIA

- American Chemical Society; ChemCom: Chemistry in the Community.* 2. ed. Dubuque: Kendall/Hunt Publishing Company, 1993.
- American Chemical Society; Chemistry in Context: Applying Chemistry to Society.* 1. ed. Dubuque: Wm. C. Brown Publishers, 1994.
- American Chemical Society; Chemistry in Context: Applying Chemistry to Society.* 2. ed. Dubuque: Wm. C. Brown Publishers, 1997.
- ATKINS, P. & JONES, L. *Chemistry: Molecules, Matter and Change.* 3. ed. New York: W. H. Freeman Co., 1997.
- _____. *Princípios de Química: Questionando a vida moderna e o meio ambiente.* Trad. CARACELLI, I. et al. Porto Alegre: Bookman, 2001.
- BROWN, T. L.; LE MAY JR., H. E.; BURSTEN, B. E. *Chemistry: The central Science.* 7. ed. Upper Saddle River: Prentice-Hall, 1997.
- BUTHELEZY, T. et al. *Chemistry: Matter and Change.* New York, McGraw-Hill, 2008.
- CHANG, R. *Química.* 5. ed. Lisboa: McGraw-Hill, 1994.
- COTTON, F. A. et al. *Advanced Inorganic Chemistry.* 6. ed. New York: John Wiley & Sons Inc., 1999.
- COX, P. A. *The Elements on Earth: Inorganic Chemistry in the Environment.* 1. ed. Oxford: Oxford University Press, 1995.
- EBBING, D. D. & GAMMON S. D. *General Chemistry.* 8. ed. Boston: Houghton Mifflin, 2005.
- EMSLEY, J. *The consumer's Good Chemical Guide.* 1. ed. Oxford: W. H. Freeman Co., 1996.
- GILLESPIE, R. J. et al. *Atoms, Molecules and Reactions: An Introduction to Chemistry.* New Jersey: Prentice-Hall, 1994.
- GREENWOOD, N. N. & EARNSHAW, A. *Chemistry of the Elements.* 2. ed. Oxford: Butterworth-Heinemann, 1997.
- HILL, J. W. *Chemistry for Changing Times.* 2. ed. New York: Macmillan, 1992.
- _____; PETRUCCI, R. H. *General Chemistry.* 2. ed. Upper Saddle River: Prentice-Hall, 1996.
- KOTZ, J. C. et al. *The Chemical World: Concepts and Applications.* 1. ed. Saunders College Publishing, 1994.
- _____; PURCELL, K. F. *Chemistry & Chemical Reactivity.* 2. ed. Fort Worth: Saunders College Publishing, 1991.
- LIDE, D. R. *Handbook of Chemistry and Physics.* 87. ed. Boca Raton: CRC Press, 2007.
- MAHAN, B. H. & MYERS, R. J. *University Chemistry.* 4. ed. Menlo Park: Benjamin Cummings, 1987.
- MASTERTON, W. L. & HURLEY, C. N. *Chemistry: Principles & Reactions.* 3. ed. Fort Worth: Saunders College Publishing, 1997.
- McMURRY, J. & FAY, R. C. *Chemistry.* 3. ed. New Jersey: Prentice-Hall, 2001.
- OLMSTED III, J. & WILLIAMS, G. M. *Chemistry: The Molecular Science.* 1. ed. St. Louis: Mosby, 1994.
- PARTINGTON, J. R. *A Short History of Chemistry.* 3. ed. New York: Dover Publications Inc., 1989.
- PAULING, L. *General Chemistry.* 3. ed. San Francisco: W. H. Freeman, 1970.
- SELINGER, B. *Chemistry in the Marketplace.* 3. ed. Sydney: Harcourt Brace Jovanovich Publishers, 1986.
- SHRIVER, D. F.; ATKINS, P. W.; LANGFORD, C. H. *Inorganic Chemistry.* 2. ed. Oxford: Oxford University Press, 1994.
- SNYDER, C. H. *The Extraordinary Chemistry of Ordinary Things.* 1. ed. New York: John Wiley & Sons Inc., 1992.
- The Merck Index: an encyclopedia of chemicals, drugs, and biologicals.* 12. ed. New Jersey: Merck & Co. Inc., 1996.