Francisco Miragaia Peruzzo
Licenciado em Química pela Faculdade de Filosofia, Ciências e Letras de Araraquara.
Professor de Química em escolas de ensino médio.

Eduardo Leite do Canto
Licenciado em Química pela Universidade Estadual de Campinas (Unicamp).
Doutor em Ciências pelo Instituto de Química da Universidade Estadual de Campinas.
Professor de Química em escolas de ensino médio.

QUÍMICA
na abordagem do cotidiano

VOLUME
2

Físico-Química

Componente curricular: QUÍMICA

4ª edição

São Paulo, 2006

Moderna

Título original: *Química na abordagem do cotidiano*
© Francisco Miragaia Peruzzo, Eduardo Leite do Canto, 2006

Coordenação editorial: Rita Helena Bröckelmann
Edição de texto: Luis Fernando Furtado (coordenação), Renata Rosenthal, Rebeca Yatsuzuka, Fabiana Asano
Assistência editorial: Josy Malone Simões Gomes
Consultoria didático-pedagógica: Anna Canavarro Benite
Coordenação de *design* e projetos visuais: Sandra Botelho de Carvalho Homma
Projeto gráfico: Marta Cerqueira Leite, Ulhôa Cintra Comunicação Visual e Arquitetura Ltda.
Capa: Everson de Paula
Fotos: Canavial (detalhe de cana-de-açúcar) Colmos, Morro Agudo. © Delfim Martins/Pulsar; Reflexo no retrovisor de carro sendo abastecido. © Bryan Mullennix/Age Fotostock-Keystone
Coordenação de produção gráfica: André Monteiro, Maria de Lourdes Rodrigues
Coordenação de arte: Wilson Gazzoni Agostinho
Edição de arte: Wilson Gazzoni Agostinho
Editoração eletrônica: Setup Bureau Editoração Eletrônica
Coordenação de revisão: Elaine Cristina del Nero
Revisão: Afonso N. Lopes, José Alessandre da Silva Neto, Iolanda M. Nascimento, Nancy H. Dias, Viviane T. Mendes
Coordenação de pesquisa iconográfica: Ana Lucia Soares
Pesquisa iconográfica: Camila D'Angelo, Flávia Aline de Morais, Maria Magalhães
Coordenação de *bureau*: Américo Jesus
Tratamento de imagens: Evaldo de Almeida, Fabio N. Precendo
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)

Peruzzo, Francisco Miragaia
Química na abordagem do cotidiano / Francisco Miragaia Peruzzo, Eduardo Leite do Canto. — 4. ed. — São Paulo : Moderna, 2006.

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

1. Química (Ensino médio) I. Canto, Eduardo Leite do. II. Título.

06-5801 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

Este livro, fruto de vários anos de trabalho e de pesquisa, integra uma coleção em três volumes destinada ao ensino de Química no Ensino Médio. A obra pretende auxiliar o aluno a compreender conceitos, aprimorar o letramento científico e desenvolver competências científicas desejáveis a qualquer cidadão.

Cada capítulo se inicia com uma foto relacionada ao tema, seguida de uma lista dos principais conteúdos conceituais nele abordados. A imagem de abertura muitas vezes tem relação com o dia a dia, de modo a propiciar um ponto de partida motivador e instigar o desejo de aprender uma ciência extremamente vinculada à realidade. Na segunda página do capítulo, a atividade em grupo denominada *O que você pensa a respeito?* permite um debate acerca das concepções prévias dos estudantes sobre assuntos ligados ao capítulo. Também nessa segunda página encontra-se o texto organizador *Pare e situe-se!*, no qual se comenta a relação do capítulo com o que já foi estudado e/ou sua inserção na Química e sua importância.

No desenvolvimento dos conteúdos ao longo dos capítulos, nesta nova edição, modificações foram realizadas. A utilização de imagens (fotos, esquemas, diagramas etc.) foi incrementada. Os exercícios foram atualizados, contemplando os vestibulares das diversas regiões brasileiras. Eles aparecem agora em duas seções: *Exercícios essenciais* e *Exercícios adicionais*. Os essenciais são inseridos logo após um bloco de teoria e podem ser utilizados em classe e/ou como tarefa, a critério do(a) professor(a). Os adicionais vêm logo em seguida e têm por meta revisar o tema, estabelecer inter-relações e aplicar conceitos a novas situações, mais elaboradas.

Aspectos relacionados às descobertas científicas, às modernas linhas de pesquisa e suas aplicações tecnológicas ou sua presença no cotidiano são apresentados na nova seção *Informe-se sobre a Química*, ao final dos capítulos. As atividades da seção *Você entendeu a leitura?* propiciam o trabalho em grupo na interpretação das informações apresentadas, na aplicação de suas informações a outras situações, na percepção de relações interdisciplinares e no estabelecimento de ligações com a vida cotidiana. A seção *Reavalie o que você pensa a respeito*, que fecha cada capítulo, proporciona a retomada das concepções prévias, sua reformulação e a percepção do aprendizado realizado.

Novos mapas conceituais foram acrescentados para encadear conceitos relevantes. Entre eles, mapas de página inteira constituem a nova seção *Estabeleça conexões*, inserida ao final de diversos capítulos e que trata das relações entre conceitos fundamentais da Química. Ao final do livro, outro mapa conceitual de página inteira oferece uma possível visão geral dos principais temas do volume.

Como nas edições anteriores, procuramos primar pela linguagem correta e acessível, mantendo sempre o necessário rigor na exposição de fatos, conceitos, definições, princípios, leis e teorias. Grande esforço foi realizado na busca de dados corretos e para que as convenções científicas em vigor sejam sempre seguidas na obra.

Agradecemos aos professores que nos têm honrado com o uso desta obra em suas edições anteriores e, com muita satisfação, apresentamos esta nova edição, cujo objetivo continua sendo o de tornar eficiente e prazeroso o ensino e o aprendizado da fantástica ciência que é a Química.

Os autores

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

Estrutura dos capítulos deste livro

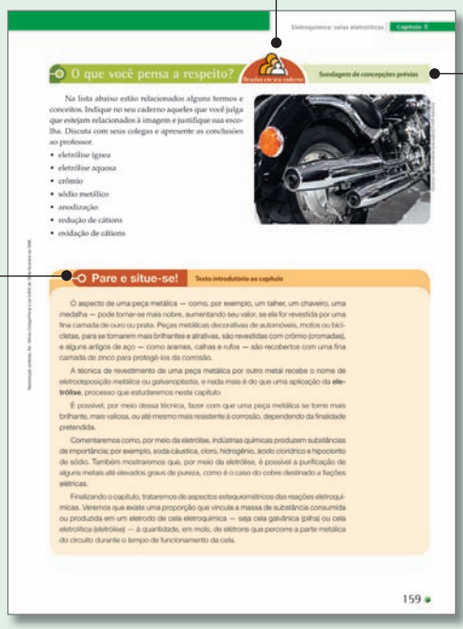


Todo capítulo inicia-se com uma foto com o objetivo de contextualizar o assunto que será tratado.

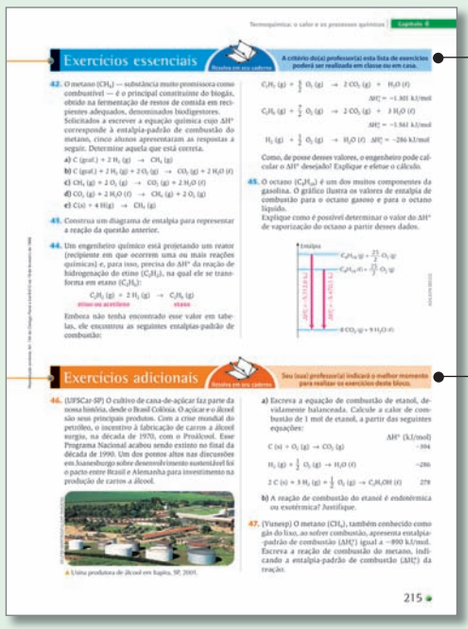
Na abertura do capítulo apresenta-se um resumo dos principais conteúdos a serem abordados.

Este ícone aparece em seções nas quais atividades em grupo são oportunas.

Uma atividade em grupo inicia o capítulo. Discuta com seus colegas as relações entre a Química e a imagem mostrada.



Um texto no começo de cada capítulo trata do tema abordado em termos gerais, fazendo conexões com o cotidiano ou temas estudados em outros capítulos.



As atividades estão divididas em duas seções: *Exercícios essenciais*, que permitem uma fixação imediata do assunto trabalhado, e *Exercícios adicionais* de aprofundamento.

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


O PRINCÍPIO DE LE CHATELIER BEM NA FRENTE DE SEUS OLHOS!

As lentes fotocromáticas possuem cristais de cloreto de prata ($AgCl$) incorporados diretamente ao vidro. Quando a radiação ultravioleta atinge os cristais de cloreto de prata, eles escurecem. Isso ocorre quando os íons prata (Ag^+) são reduzidos a prata metálica (Ag) pelos íons cloreto (Cl^-), que se transformam em átomos de cloro elementar (Cl):

$$\underbrace{AgCl}_{\text{incolor}} + \text{energia luminosa} \rightleftharpoons \underbrace{Ag}_{\text{escuro}} + Cl$$

[...]

Quanto maior a incidência de luz, maior o número de átomos de prata formados. O aumento da incidência de luz desloca o equilíbrio para a direita, fazendo a lente escurecer. Ao entrar em um local escuro, a diminuição da incidência de luz desloca o equilíbrio para a esquerda, clareando a lente.

O funcionamento das lentes fotocromáticas baseia-se no Princípio de Le Chatelier.

Fonte do texto: BLOOMFIELD, M. M.; STEPHENS L. J. *Chemistry and the living organism*. 6. ed. Nova York: Wiley, 1996. p. 202. (*Tradução dos autores*.)

O PROCESSO HABER-BOSCH

O chamado **processo Haber-Bosch** para a síntese industrial da amônia utiliza a reação equacionada a seguir, realizada em três condições: uso de catalisador, alta temperatura e alta pressão.

$N_2(g) + 3\,H_2(g) \rightleftharpoons 2\,NH_3(g) \quad \Delta H° = -91{,}8\ kJ$

O **catalisador** não desloca equilíbrio, mas aumenta a rapidez da reação, fazendo com que o equilíbrio seja atingido mais rapidamente.

A **alta temperatura** também serve para aumentar a velocidade da reação.

A variação de entalpia para a reação de síntese da amônia é negativa. Decorre que um aumento de temperatura desloca esse equilíbrio para a esquerda (isto é, no sentido endotérmico), o que diminui o rendimento da produção de amônia. Porém, o aquecimento é necessário para aumentar a velocidade da reação, já que a baixas temperaturas a reação é tão lenta que o tempo que se perderia na produção seria proibitivamente elevado.

Para tentar compensar o fato de o aquecimento diminuir o rendimento da produção de NH_3, utiliza-se **alta pressão**, que favorece a reação para a direita (isto é, no sentido do menor volume gasoso).

GÁS TÓXICO CHEIRO IRRITANTE

ATENÇÃO

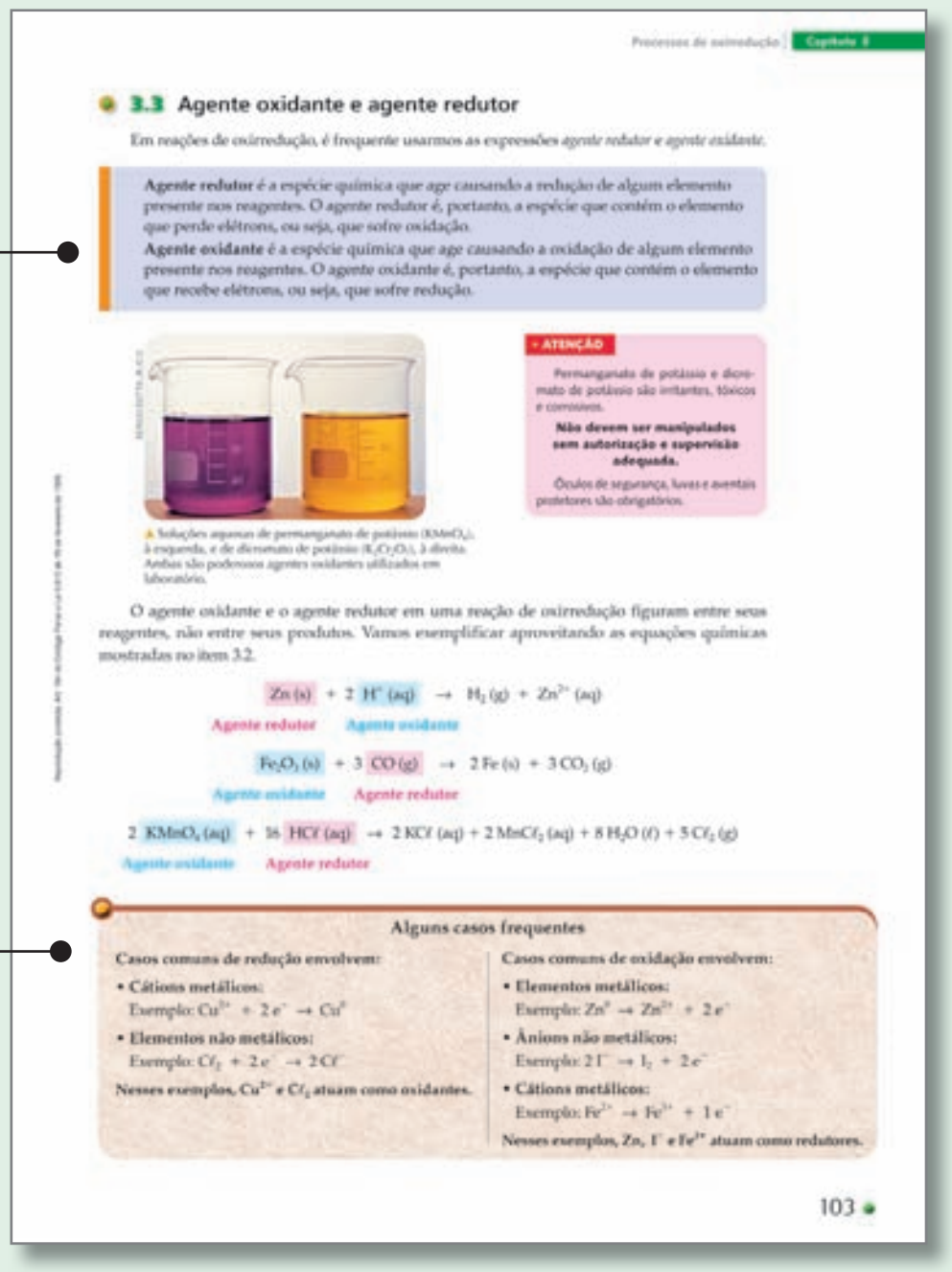
A amônia é um gás **tóxico e corrosivo, de odor forte e irritante**. Causa lesões oculares, queimaduras na pele e nas mucosas, salivação, náusea, vômitos e edema pulmonar.

Fábrica de amônia (Austrália, 2008), que produz essa substância a partir dos gases nitrogênio e hidrogênio.

282

Fotografias são amplamente utilizadas para contextualizar os assuntos tratados e ilustrar aspectos experimentais.

Os capítulos são permeados por uma variedade de quadros contendo definições, complementações da teoria, aplicações cotidianas e dicas para facilitar a aprendizagem.


Processos de oxirredução | Capítulo 3

3.3 Agente oxidante e agente redutor

Em reações de oxirredução, é frequente usarmos as expressões *agente redutor* e *agente oxidante*.

Agente redutor *é a espécie química que age causando a redução de algum elemento presente nos reagentes. O agente redutor é, portanto, a espécie que contém o elemento que perde elétrons, ou seja, que sofre oxidação.*

Agente oxidante *é a espécie química que age causando a oxidação de algum elemento presente nos reagentes. O agente oxidante é, portanto, a espécie que contém o elemento que recebe elétrons, ou seja, que sofre redução.*

Soluções aquosas de permanganato de potássio ($KMnO_4$), à esquerda, e de dicromato de potássio ($K_2Cr_2O_7$), à direita. Ambas são poderosos agentes oxidantes utilizados em laboratório.

ATENÇÃO

Permanganato de potássio e dicromato de potássio são irritantes, tóxicos e corrosivos.

Não devem ser manipulados sem autorização e supervisão adequada.

Óculos de segurança, luvas e aventais protetores são obrigatórios.

O agente oxidante e o agente redutor em uma reação de oxirredução figuram entre seus reagentes, não entre seus produtos. Vamos exemplificar aproveitando as equações químicas mostradas no item 3.2.

$Zn(s) + 2\,H^+(aq) \rightarrow H_2(g) + Zn^{2+}(aq)$ — Agente redutor: $Zn(s)$; Agente oxidante: $H^+(aq)$

$Fe_2O_3(s) + 3\,CO(g) \rightarrow 2\,Fe(s) + 3\,CO_2(g)$ — Agente oxidante: $Fe_2O_3(s)$; Agente redutor: $CO(g)$

$2\,KMnO_4(aq) + 16\,HCl(aq) \rightarrow 2\,KCl(aq) + 2\,MnCl_2(aq) + 8\,H_2O(l) + 5\,Cl_2(g)$ — Agente oxidante: $KMnO_4(aq)$; Agente redutor: $HCl(aq)$

Alguns casos frequentes

Casos comuns de redução envolvem:
- **Cátions metálicos:** Exemplo: $Cu^{2+} + 2\,e^- \rightarrow Cu^0$
- **Elementos não metálicos:** Exemplo: $Cl_2 + 2\,e^- \rightarrow 2\,Cl^-$

Nesses exemplos, Cu^{2+} e Cl_2 atuam como oxidantes.

Casos comuns de oxidação envolvem:
- **Elementos metálicos:** Exemplo: $Zn^0 \rightarrow Zn^{2+} + 2\,e^-$
- **Ânions não metálicos:** Exemplo: $2\,I^- \rightarrow I_2 + 2\,e^-$
- **Cátions metálicos:** Exemplo: $Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+} + 1\,e^-$

Nesses exemplos, Zn, I^- e Fe^{2+} atuam como redutores.

103

Avisos de segurança alertam sobre perigos potenciais no manuseio de reagentes e equipamentos.


Informe-se sobre a Química

"Platina na forma de nanocubos otimiza células de hidrogênio

Em nanoescala, quase tudo é surpreendente. Enquanto a esfera é considerada a forma perfeita nas dimensões humanas e supra-humanas, cientistas descobriram que cubos — mais especificamente, nanocubos — de platina são catalisadores muito mais eficientes do que o mesmo metal em outros formatos.

Área superficial dos catalisadores

A área superficial dos catalisadores é um elemento-chave na otimização das reações químicas — quanto maior sua área, maior será o contato dos reagentes com o catalisador e, por decorrência, maior será a eficiência do processo.

Agora, o Dr. Shouheng Sun, da Universidade de Brown, nos Estados Unidos, demonstrou que o formato das nanopartículas pode ter um papel ainda mais importante.

Células de hidrogênio

Ao tentar maximizar o potencial da platina para uso em células de hidrogênio, o Dr. Sun descobriu que construir a camada de catálise com nanocubos desse metal aumenta a eficiência da reação em até quatro vezes, em relação a outros formatos.

A platina ajuda a reduzir a barreira de energia — a quantidade de energia necessária para iniciar uma reação — na fase de oxidação da célula de hidrogênio.

O metal nobre também é útil no outro extremo da célula a combustível, conhecido como catodo. No catodo ela ajuda na redução do oxigênio, um processo no qual os elétrons arrancados dos átomos de hidrogênio juntam-se com átomos de oxigênio, formando água — o único resíduo resultante da operação de uma célula de hidrogênio.

Nanocubos de platina com cerca de 7 nm de largura vistos ao microscópio eletrônico de transmissão. À direita, representação esquemática, em cores fantasiosas, da reação catalisada pelos nanocubos.

Economia

"Para esta reação, o formato é mais importante do que o tamanho", explica Sun. O próximo passo é construir uma célula de hidrogênio para testar o catalisador de nanocubos. Sun afirma que a quantidade de energia gerada pelo protótipo deverá ser significativamente superior à das células atuais.

Sendo um metal nobre, a platina é extremamente cara, e qualquer otimização do seu uso pode levar a uma redução na quantidade de metal utilizado, reduzindo significativamente o custo de toda a célula de hidrogênio."

Fonte: Inovação Tecnológica. 25 de abril, 2008. Disponível em: <http://www.inovacaotecnologica.com.br>. Acesso em: 16 mar. 2010.

Você entendeu a leitura? Responda em seu caderno

1. Volte à seção *Informe-se sobre a Química* do capítulo 4 e identifique, no esquema desenhado para uma célula a combustível, onde seriam aplicados os catalisadores de platina.
2. O esquema apresentado nesta leitura representa a reação catalisada pela platina em que eletrodo?
3. Pesquise aplicações da platina como catalisador ou com outras finalidades e cite que características desse metal são aproveitadas nessas aplicações.
4. Sun afirma que a quantidade de energia gerada pelo protótipo deverá ser significativamente superior à das células atuais. Discuta com seus colegas o porquê dessa afirmação de Sun.

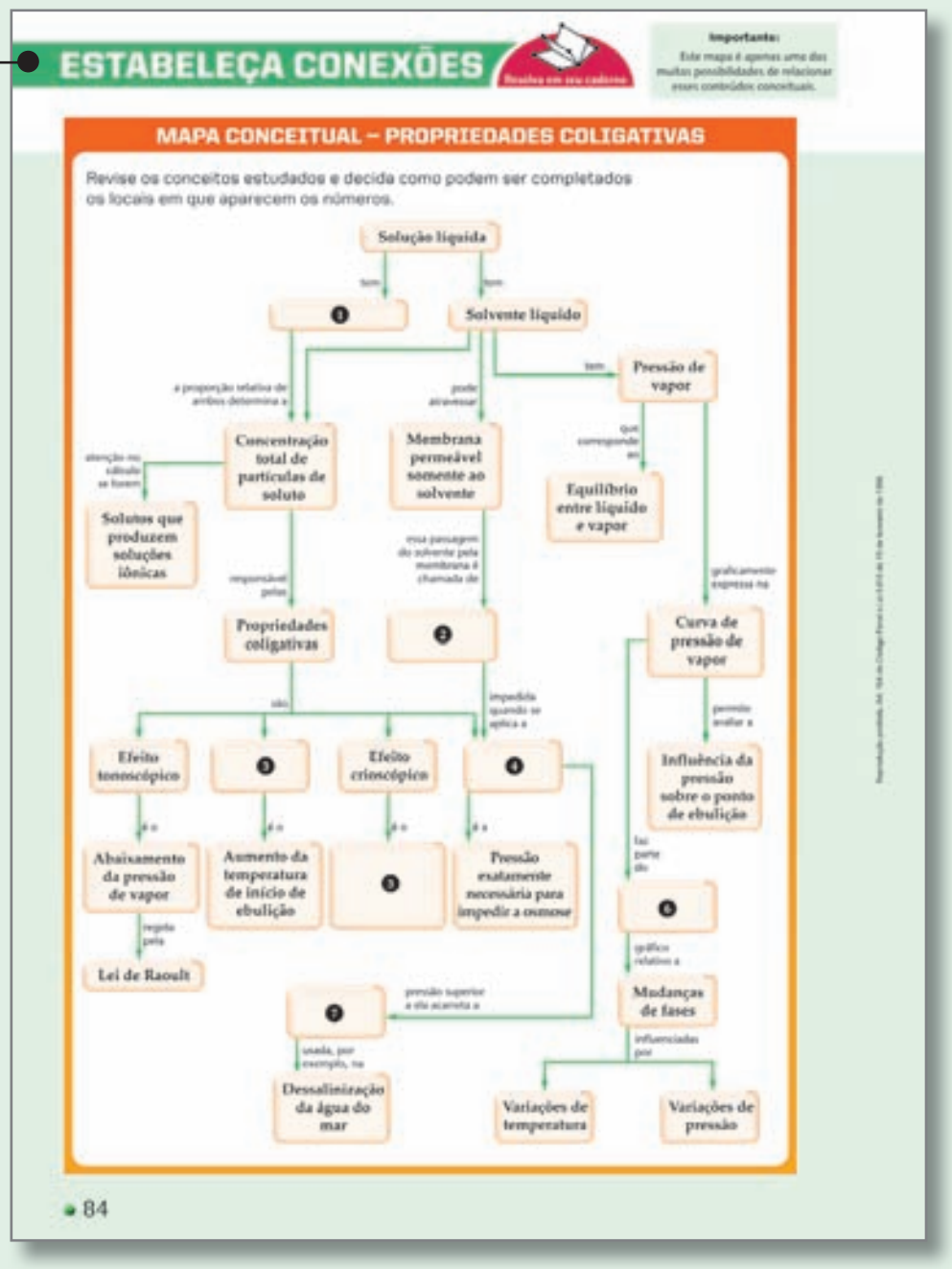
Reavalie o que você pensa a respeito — Verifique em que mudaram suas concepções prévias

Reveja sua resposta à atividade da segunda página deste capítulo, reavalie o que escreveu, discuta com seus colegas e, se julgar necessário, elabore novas justificativas ou aprimore as que tinha escrito. Apresente-as ao professor.

262

No encerramento de um capítulo ou conjunto de capítulos, você é motivado a interpretar e completar no caderno um dos possíveis mapas conceituais envolvendo a temática em questão.

Reavalie e, quando for o caso, reformule suas respostas dadas à atividade de abertura do capítulo.


ESTABELEÇA CONEXÕES — Resolva em seu caderno

Importante: Este mapa é apenas uma das muitas possibilidades de relacionar esses conteúdos conceituais.

MAPA CONCEITUAL – PROPRIEDADES COLIGATIVAS

Revise os conceitos estudados e decida como podem ser completados os locais em que aparecem os números.

84

Textos dos autores, de jornais de circulação nacional, de agências de notícias e de livros de divulgação científica são utilizados nessa seção de leitura. Atividades sobre o tema seguem a leitura.

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

Sumário

Capítulo 1 – Expressando a concentração de soluções aquosas 8

1. Alguns conceitos introdutórios 10
2. Concentração comum 12
3. Densidade de solução × concentração comum 15
4. Concentração em quantidade de matéria 17
5. Título, porcentagem e partes por milhão 23
6. Outras expressões de concentração 28
7. Diluição de soluções 30
8. Titulação ácido-base 34

Informe-se sobre a Química – Oceanos: uma solução de eletrólitos 40

Estabeleça conexões – Concentração das soluções 41

Exercícios essenciais: 13, 17, 19, 21, 25, 29, 32, 37

Exercícios adicionais: 14, 17, 20, 22, 27, 34, 39

Capítulo 2 – Propriedades coligativas 42

1. É possível ferver a água sem aquecê-la? 44
2. Diagrama de fases de uma substância pura 45
3. Pressão de vapor de um líquido 52
4. Temperatura de ebulição de um líquido 55
5. O conceito de propriedades coligativas 59
6. Propriedades coligativas para solutos não voláteis e de natureza molecular 59
7. Aumento da temperatura de ebulição (ebulioscopia) 63
8. Abaixamento da temperatura de solidificação (crioscopia) 64
9. Analisando a ebulição e o congelamento por meio de gráficos 65
10. Pressão osmótica 68
11. Propriedades coligativas para soluções eletrolíticas 76

Informe-se sobre a Química – Anticongelante é segredo de animais que sobrevivem ao frio 82

Estabeleça conexões – Propriedades coligativas 84

Exercícios essenciais: 50, 56, 62, 66, 74,79

Exercícios adicionais: 50, 57, 63, 67, 75, 80

Capítulo 3 – Processos de oxirredução 85

1. Transferência de elétrons, oxidação e redução 87
2. O conceito de número de oxidação 89
3. Reações de oxirredução 99
4. Sugestões para auxiliar no balanceamento de equações químicas de reações de oxirredução 106

Informe-se sobre a Química – O processo fotográfico tradicional em preto e branco 115

Estabeleça conexões – Oxirredução 117

Exercícios essenciais: 93, 98, 101, 104, 112

Exercícios adicionais: 93, 99, 102, 105, 114

Capítulo 4 – Eletroquímica: celas galvânicas 118

1. Introdução 120
2. Celas eletroquímicas 121
3. Estudo das celas galvânicas 122
4. Potencial-padrão de semicela 130
5. Aplicações da tabela de potenciais-padrão 135
6. Pilhas e baterias comerciais 148

Informe-se sobre a Química – Célula de combustível no espaço; Células de combustível na indústria automobilística 155

Estabeleça conexões – Celas galvânicas 157

Exercícios essenciais: 128, 135, 138, 141, 145, 152

Exercícios adicionais: 129, 136, 139, 141, 146

Capítulo 5 – Eletroquímica: celas eletrolíticas 158

1. Conceito de eletrólise 160
2. Eletrólise ígnea 161
3. Nomenclatura dos eletrodos em uma cela eletrolítica 161
4. Pilha e eletrólise envolvem fenômenos inversos 162
5. Eletrólise aquosa 164
6. Aplicações da eletrólise 168
7. Noções de metalurgia 173
8. Estequiometria das reações eletroquímicas 179

Informe-se sobre a Química – A importância de reciclar o alumínio 189

Estabeleça conexões – Celas eletrolíticas 191

Exercícios essenciais: 163, 166, 171, 177, 185

Exercícios adicionais: 163, 167, 172, 178, 187

Capítulo 6 – Termoquímica: o calor e os processos químicos 192

1. Calor e unidades para expressá-lo 194
2. Entalpia e variação de entalpia 196
3. A Lei de Hess 208
4. O estado-padrão 212
5. Entalpia-padrão de combustão 213
6. Entalpia-padrão de formação 216
7. Energia de ligação 221
8. Aspectos estequiométricos da termoquímica 225

Informe-se sobre a Química – Dissipadores com diamante reacendem "guerra do *clock*" dos processadores; Diamantes sintéticos 228

Estabeleça conexões – Termoquímica 231

Exercícios essenciais: 198, 201, 207, 210, 215, 219, 223, 225

Exercícios adicionais: 198, 202, 215, 220, 224, 226

Capítulo 7 – Cinética química: o transcorrer das reações químicas 232

1. Quantificando a rapidez de uma reação 234
2. Efeito da concentração sobre a rapidez 238
3. Efeito da temperatura sobre a rapidez 243

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

4. Efeito da superfície de contato sobre a rapidez 246
5. Efeito do catalisador sobre a rapidez 249
6. Leicinética 252
7. Teoria das colisões 256
8. Mecanismo de atuação do catalisador..... 259

Informe-se sobre a Química – Platina na forma de nanocubos otimiza células de hidrogênio 262

Estabeleça conexões – Cinética química..... 263

Exercícios essenciais: 236, 241, 245, 247, 250, 254, 258, 261

Exercícios adicionais: 237, 242, 245, 247, 251, 254

Capítulo 8 – Equilíbrio químico: a coexistência de reagentes e produtos..... 264

1. Conceito de equilíbrio químico..... 266
2. Constante de equilíbrio em função dasconcentr ações..... 267
3. Constante de equilíbrio em função das pressões parciais 275
4. Deslocamento de equilíbrio 277
5. Equilíbrio químico em soluções de eletrólitos 285
6. Equilíbrio iônico da água: pH e pOH..... 290
7. Indicadoresácido-bas e..... 294
8. Hidrólise salina 299
9. Equilíbrios heterogêneos: análise matemática 303
10. Deslocamento de equilíbrios heterogêneos 304
11. Solubilidade..... 307
12. Produto de solubilidade 314

Informe-se sobre a Química – Erro de laboratório farmacêutico causa mortes..... 317

Estabeleça conexões – Equilíbrio químico 319

Estabeleça conexões – Equilíbrios iônicos em solução.... 320

Estabeleça conexões – Equilíbrios heterogêneos 321

Exercícios essenciais: 268, 271, 276, 283, 287, 289, 295, 301, 305, 311, 316

Exercícios adicionais: 273, 276, 283, 290, 297, 302, 306, 313, 316

Capítulo 9 – Radioatividade: fenômenos de origem nuclear 322

1. A descoberta da radioatividade 324
2. Radioatividade é um fenômeno nuclear 326
3. Estudo das emissões alfa, beta e gama..... 326
4. Cinética dos decaimentos radioativos..... 334
5. Transmutação nuclear 337
6. Algumas aplicações da radioatividade..... 339
7. Fissão nuclear 344
8. Fusãonuclear 347

Informe-se sobre a Química – O acidente do césio-137; O acidente de Chernobyl..... 350

Estabeleça conexões – Radioatividade 355

Exercícios essenciais: 329, 333, 335, 342, 348

Exercícios adicionais: 330, 333, 336, 343, 349

Mapa conceitual de Físico-Química 356

Apêndices

A. Tabela de cátions e de ânions..... 357
B. Potências de dez e notação científica..... 358
C. Algumas unidades, seus múltiplos e submúltiplos ... 359
D. Logaritmosdecimais 360

Respostas..... 361

Siglas de vestibulares..... 368

Índice remissivo 370

Bibliografia..... 374

Tabela periódica 376

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

CAPÍTULO 1

Expressando a concentração de soluções aquosas

Alguns conteúdos importantes:

- *Conceitos de solução, solvente e soluto*
- *Método para o preparo laboratorial de uma solução aquosa de concentração conhecida*
- *Concentração comum*
- *Distinção entre concentração comum de uma solução e densidade de uma solução*
- *Concentração em quantidade de matéria (em mol/L)*
- *Título, porcentagem e ppm (em massa e em volume)*
- *Diluição de soluções*
- *Cálculo estequiométrico envolvendo reagentes em solução, com destaque para a titulação ácido-base*



DIGITAL VISION/GETTY IMAGES

▲ Ao contrário do que muita gente pensa, a água potável (aquela que pode ser ingerida sem risco à saúde) não é água pura, mas sim uma solução aquosa de vários solutos diferentes. Isso é fácil de constatar observando as indicações presentes no rótulo de uma embalagem de água mineral. A observação dessas indicações também ilustra que há uma linguagem apropriada para expressar a composição de uma solução.

O que você pensa a respeito?

Resolva em seu caderno

Sondagem de concepções prévias

Na lista abaixo estão relacionados alguns termos e conceitos. Indique no seu caderno aqueles que você julga que estejam relacionados à imagem e justifique sua escolha. Discuta com seus colegas e apresente as conclusões ao professor.

- mistura de soluções
- dissolução
- diluição
- aumento de concentração
- diminuição de concentração
- neutralização



MARINEZ MARAVALHAS GOMES/CID

Pare e situe-se!

Texto introdutório ao capítulo

Os muitos materiais com que tomamos contato em nosso dia a dia raramente são substâncias puras. Geralmente, são misturas de duas ou mais substâncias. As misturas podem ser fundamentalmente divididas em dois tipos: as heterogêneas (que apresentam duas ou mais fases, ou seja, porções com propriedades distintas) e as homogêneas (que apresentam uma única fase, ou seja, têm as mesmas propriedades em todos os seus pontos).

As misturas homogêneas são também denominadas **soluções**.

As propriedades de uma solução não dependem apenas dos seus componentes, mas também da proporção entre as quantidades desses componentes. Por exemplo, se você misturar uma colherada de açúcar em um copo de água e mexer bem, obterá uma solução aquosa de açúcar. Uma das propriedades dessa solução é o seu sabor doce.

Se, em outro experimento, você misturar três colheradas de açúcar em um copo de água e mexer bem, também obterá uma solução aquosa de açúcar. Esta última apresenta, contudo, um sabor mais doce que a primeira. Em linguagem química, dizemos que essa segunda solução é mais concentrada, ou seja, apresenta uma maior concentração de açúcar. E a primeira delas é menos concentrada, ou mais diluída.

Este capítulo destina-se a abordar alguns modos para expressar matematicamente a concentração de soluções. Destina-se, também, a discutir a diluição de soluções, técnica que permite obter soluções menos concentradas a partir de outras, mais concentradas. Finalizando o capítulo, veremos exemplos de cálculos estequiométricos em reações com reagente(s) em solução e mostraremos como o conhecimento da concentração das soluções possibilita tais cálculos.

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

1 Alguns conceitos introdutórios

1.1 Recordando os conceitos de solução, solvente e soluto

Vamos repetir algumas conceituações apresentadas em Química Geral.

Quando você coloca um pouco de açúcar na água e mexe até obter uma só fase, está fazendo uma solução. O mesmo acontece se você adicionar um pouquinho de sal à água e misturar bem. **Solução** é o nome dado a qualquer mistura homogênea.

CONSTOCK/STOCK PHOTOS



HIGHRES PRESS STOCK/CID



▲ Embora a maior parte das soluções esteja no estado líquido, existem também soluções gasosas e soluções sólidas.

Ⓐ O ar atmosférico, convenientemente filtrado para eliminar partículas nele dispersas, é um exemplo de solução gasosa, na qual predominam o gás nitrogênio (cerca de 78%) e o gás oxigênio (cerca de 21%).

Ⓑ Entre as soluções sólidas está o ouro usado pelos joalheiros (mistura de ouro e cobre em proporção adequada).

Podemos usar o verbo "dissolver" para nos referirmos ao ato praticado por uma pessoa ao fazer uma solução. Uma frase como "eu dissolvi o açúcar em água" exemplifica esse uso. Outro modo de usar o verbo "dissolver" é aplicá-lo a uma substância, a fim de expressar a propriedade que a substância tem de misturar-se a outra, originando uma solução. Numa frase como "a água dissolve o açúcar", temos um exemplo desse tipo de uso.

Quando uma substância é capaz de dissolver outra, costumamos chamá-la de **solvente**. Assim, por exemplo, a água é um solvente para o açúcar, para o sal, para o álcool e para várias outras substâncias. A substância que é dissolvida num solvente, a fim de fazer uma solução, é denominada **soluto**.

Se uma solução é preparada com o solvente água, dizemos que é uma **solução aquosa**. Ao dissolver açúcar em água, por exemplo, obtemos uma solução aquosa de açúcar, na qual a água é o solvente e o açúcar é o soluto.

• ATENÇÃO

Jamais cheire ou coloque na boca uma substância empregada em experimentos.

1.2 Material para medida de volume

Nos laboratórios, ao se trabalhar com soluções, há frequentemente a necessidade de conhecer a quantidade de soluto presente em solução. Por esse motivo, além de ser necessário determinar a massa de solutos (caso sejam sólidos), o que é possível com o uso de balanças de precisão, deve-se também medir com exatidão o volume de líquidos, já que trabalharemos com soluções aquosas.

Os laboratórios são equipados com vários recipientes de vidro em que há indicações de volume, para a realização dessas medidas, mas nem todos os recipientes possibilitam a mesma precisão. O quadro a seguir mostra os principais recipientes e os procedimentos nos quais são mais utilizados.

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



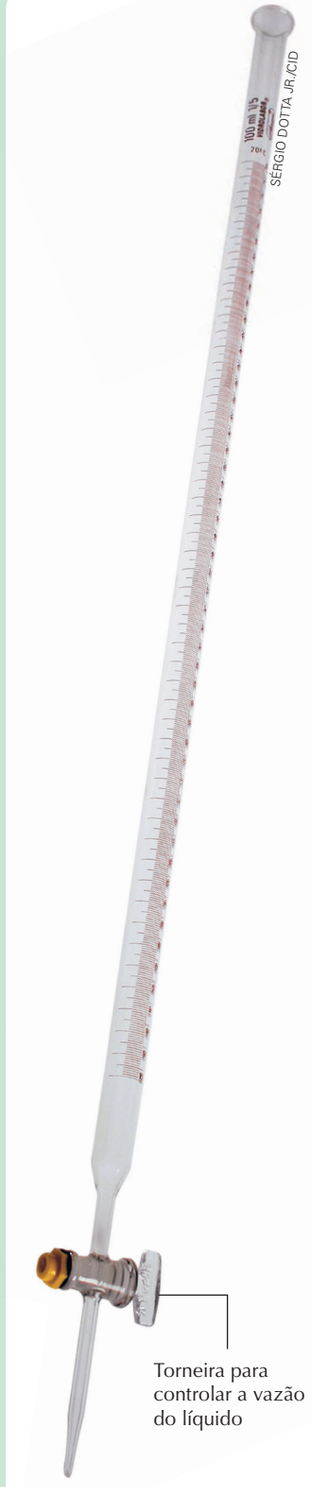
SÉRGIO DOTTA JR./CID

▲ Béquer: é pouco preciso; apenas fornece medidas aproximadas de volume.



SÉRGIO DOTTA JR./CID

▲ Erlenmeyer: também é pouco preciso; apenas fornece medidas aproximadas de volume.



SÉRGIO DOTTA JR./CID

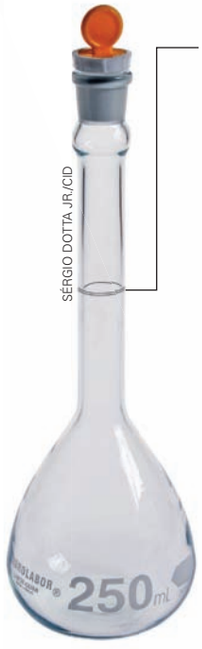
Torneira para controlar a vazão do líquido

▲ Bureta: é um instrumento de maior precisão que a proveta e é útil para medir o volume de solução adicionado a um frasco.



SÉRGIO DOTTA JR./CID

◄ Proveta: é um pouco mais precisa que o béquer e o erlenmeyer, fornecendo medidas razoáveis para procedimentos que não exijam precisão muito grande.



SÉRGIO DOTTA JR./CID

◄ Balão volumétrico: apresenta um traço de calibração a uma certa temperatura. Assim como a pipeta volumétrica, esse balão permite medir com boa precisão, na temperatura indicada, um dado volume de líquido. Nos laboratórios são comuns balões de 50 mL, 100 mL, 250 mL, 500 mL, 1.000 mL e 2.000 mL.



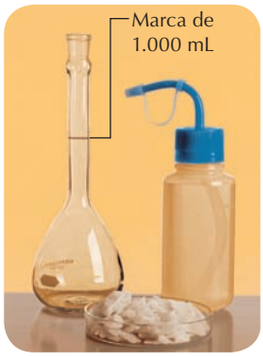
SÉRGIO DOTTA JR./CID

▲ Pipeta volumétrica: apresenta um traço de calibração (ou aferição) a uma dada temperatura (que vem indicada no instrumento). O traço permite medir, na temperatura estabelecida, o volume fixo de líquido com boa precisão.

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

1.3 O preparo de uma solução aquosa em laboratório

Observe, nas fotos abaixo, o preparo de uma solução aquosa de NaOH.



SÉRGIO DOTTA JR./CID

▲ Massa de soluto = 80 g
M(NaOH) = 40 g · mol^{-1}

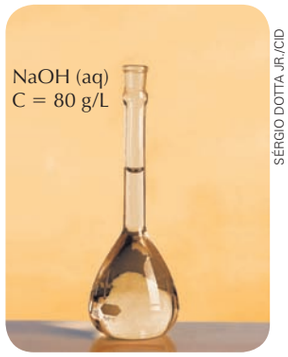
O soluto é transferido para o frasco e, em seguida, adiciona-se um pouco de água destilada e agita-se até que todo o sólido se dissolva.

Finalmente, acrescenta-se água com auxílio de uma pisseta até atingir a marca de 1.000 mL.



SÉRGIO DOTTA JR./CID

▲ Adição de água destilada até a marca de 1 L.



SÉRGIO DOTTA JR./CID

▲ A solução preparada contém 80 g de soluto dissolvidos em 1,0 L de solução.

• ATENÇÃO

Os experimentos descritos no capítulo são enfocados por sua importância para o estudo da Química. **Nenhum** experimento deve ser realizado por conta própria.

A eventual realização deve ter **autorização** e **supervisão** do(a) professor(a).

• ATENÇÃO

NaOH não deve ser manipulado sem orientação e supervisão adequada.

É um sólido branco que provoca queimaduras na pele e nos olhos. Se ingerido, causa sérias lesões internas. Sua solução aquosa também oferece esses riscos e **NÃO** deve ter contato com a pele, as mucosas e os olhos.

Óculos de segurança, luvas e aventais protetores são obrigatórios.

Os químicos possuem uma **linguagem verbal** específica para representar a solução preparada. Observe a seguir que existem diferentes maneiras de se referir a uma determinada solução:

- A solução preparada contém 80 g de soluto dissolvidos em 1.000 mL de solução.
- A solução preparada contém 80 g de soluto dissolvidos em uma quantidade de água suficiente para 1,0 L de solução.
- A solução preparada contém 80 g de soluto dissolvidos em 1,0 L de solução.
- A solução preparada contém 40 g de soluto dissolvidos em 0,5 L de solução.
- A solução preparada contém 20 g de soluto dissolvidos em 0,25 L de solução.

As frases acima, embora diferentes, dizem respeito à mesma solução.

O frasco com a solução preparada deve ser tampado e **rotulado** para indicar o conteúdo.

Ao rotularem um frasco para informar o seu conteúdo, os químicos adotam uma **linguagem matemática**. Essa linguagem utiliza **frações** para **representar quantitativamente os componentes da solução**, ou seja, a **concentração da solução**.

O estudo dessa linguagem matemática é chamado em química de **estudo da concentração das soluções**.

As frações no final desta página são idênticas porque o soluto está homogeneamente distribuído por todo o volume da solução, ou seja, cada porção da solução apresenta a mesma relação entre a quantidade de soluto e a quantidade de solução.

Um refrigerante tipo cola contém 1,0 g de H_3PO_4 por litro do refrigerante. Para preparar 8.000 L desse refrigerante é necessário adicionar 8.000 g do H_3PO_4 na solução e completar o volume a 8.000 L.

2 Concentração comum

A solução cujo preparo foi descrito apresenta um volume total de 1 L e a massa de soluto nela presente é de 80 g. Assim, a solução contém 80 g de soluto dissolvidos em 1 L de solução, o que, ao ser expresso em linguagem matemática, pode ser escrito:

$$\frac{80\text{ g de soluto}}{1{,}0\text{ L de solução}} = \frac{40\text{ g de soluto}}{0{,}5\text{ L de solução}} = \frac{20\text{ g de soluto}}{0{,}25\text{ L de solução}} = \ldots$$

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

Generalizando, uma das maneiras usadas pelos químicos para expressar a concentração de uma solução é por meio da massa de soluto dissolvida em certo volume dessa solução. Essa grandeza, no Ensino Médio brasileiro, é frequentemente denominada **concentração comum**.

Em palavras: **A concentração comum de uma solução expressa a massa de soluto presente num certo volume de solução.**

Em equação:

$$C = \frac{m_{soluto}}{V_{solução}}$$

Dois comentários são importantes sobre esse conceito.

Primeiro, a unidade da concentração comum será composta por uma unidade de massa qualquer (mg, g, kg, t etc.) dividida por uma unidade de volume qualquer (cm^3, mL, dm^3, L, m^3 etc.).

Segundo, o volume que se leva em conta nessa definição **não** é o volume de solvente usado para fazer a solução, mas **sim** o **volume da solução**.

Vejamos agora **a leitura do rótulo** identificador de uma solução aquosa contida em um frasco.

No rótulo do frasco vão as seguintes informações:

NaOH (aq)
C = 80 g/L

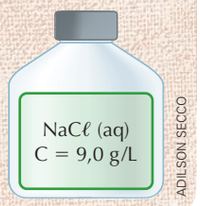
NaOH (aq) indica que a substância dissolvida (soluto) é o NaOH e que o solvente é a água. **C = 80 g/L** indica uma solução aquosa de NaOH de concentração igual a 80 g/L.

Um ponto importante referente ao tema deste capítulo é a correta interpretação de informações contidas em rótulos que expressem concentração de soluções. Se, no rótulo de um frasco que contém uma solução aquosa, existe a informação de que ela tem concentração 80 g/L, isso deve ser interpretado como: existem 80 g de soluto em cada litro de solução. Abaixo você encontra um exemplo de rótulo para interpretar. Outros exemplos aparecerão ao longo do capítulo.

Interprete o rótulo do frasco.

Dê especial importância aos seguintes pontos:

- ✔ Qual é o solvente?
- ✔ Qual é o soluto?
- ✔ Quanto há de soluto em cada litro de solução?
- ✔ Quantos mg de soluto há em cada mL de solução?
- ✔ Como pode ter sido preparada essa solução?



ADILSON SECCO

Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

1. O brometo de potássio (KBr) é um sólido cristalino branco bastante solúvel em água. Como você prepararia uma solução contendo 11,9 g desse sal em 1 L de solução?
Que volume da solução preparada contém 9,52 g de soluto?

2. No rótulo de um frasco de laboratório lê-se:

NaOH (aq) C = 60 g/dm^3

a) Qual é o solvente e qual é o soluto?
b) Qual é a massa de soluto em 500 cm^3 dessa solução?
c) Que volume de solução, em mL, contém 15 g de soluto?

3. Um frasco de laboratório contém 2,0 L de uma solução aquosa de NaCℓ. A massa do sal dissolvida na solução é de 120 g. Que volume deve ser retirado da solução inicial para que se obtenham 30 g de sal dissolvidos?
a) 1,0 L **c)** 0,25 L **e)** 0,75 L
b) 0,5 L **d)** 1,5 L

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

4. Um certo remédio contém 30 g de um componente ativo X dissolvido num determinado volume de solvente, constituindo 150 mL de solução. Ao analisar o resultado do exame de laboratório de um paciente, o médico concluiu que o doente precisa de 3 g do componente ativo X por dia, divididos em três doses, ou seja, de 8 em 8 horas. Que volume do medicamento deve ser ingerido pelo paciente a cada 8 horas para cumprir a determinação do médico?

a) 50 mL **c)** 5 mL **e)** 12 mL
b) 100 mL **d)** 10 mL

5. Qual a massa de açúcar ingerida por uma pessoa ao beber um copo de 250 mL de limonada na qual o açúcar está presente na concentração de 80 g/L?

6. Por evaporação e purificação, um litro de água do mar fornece 27 g de cloreto de sódio, comercializado como sal de cozinha. Que volume de água do mar, em m^3, precisa ser empregado para que uma salina produza 1 t de cloreto de sódio?

Exercícios adicionais

Resolva em seu caderno

Seu (sua) professor(a) indicará o melhor momento para realizar os exercícios deste bloco.

7. (UFG-GO) As instruções da bula de um medicamento usado para reidratação estão resumidas no quadro a seguir.

Modo de usar:	dissolva o conteúdo do envelope em 500 mL de água.
Composição: cada envelope contém	
cloreto de potássio	75 mg
citrato de sódio di-hidratado	145 mg
cloreto de sódio	175 mg
glicose	10 g

a) Calcule a concentração de potássio, em mg/L, na solução preparada segundo as instruções da bula.

b) Quais são as substâncias do medicamento que explicam a condução elétrica da solução do medicamento? Justifique sua resposta.

▲ **Comentário dos autores:**
Sempre que necessário, consulte a tabela periódica.

8. (UFSM-RS) O derramamento de óleo nos cursos d'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 m^3 de água, sem comprometer o ecossistema?

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

9. Um paciente chega ao hospital com uma crise de hipertensão (isto é, "pressão alta"). Após ter o seu quadro controlado pelos médicos, esse paciente permanece internado para que seu estado seja acompanhado.

O médico responsável deseja aplicar regularmente nesse paciente, por via endovenosa (ou intravenosa, isto é, "dentro da veia"), o medicamento cloridrato de metildopa. Consultando uma publicação especializada, o médico obtém as seguintes informações:

Cloridrato de metildopa
Fórmula molecular: $C_{10}H_{14}C\ell NO_4$
Massa molar: 247,5 g/mol
Apresentação: solução aquosa a 50 g/L
Método de administração: endovenoso
Dose recomendada: de 250 mg a 1.000 mg a cada 6 horas

• ATENÇÃO

O consumo de medicamentos sem orientação médica, a automedicação, é uma atitude perigosíssima à saúde.

JAMAIS SE AUTOMEDIQUE.

De acordo com a rotina hospitalar, esse médico deve registrar na documentação do paciente, que é encaminhada à equipe de profissionais de Enfermagem, as instruções referentes à medicação a ser administrada.

Sabe-se que o cloridrato de metildopa é sólido nas condições ambientes. Como vemos pelos dados do quadro anterior, o que se administra na veia do paciente é uma solução dessa substância em água.

Digamos que a intenção seja administrar, a cada 6 horas, a dose mínima de 250 mg do medicamento. Qual o volume de solução que deve ser injetado a cada vez?

E se a intenção for administrar a dose máxima de 1.000 mg, qual o volume de solução necessário?

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

3 Densidade de solução × concentração comum

O conceito de densidade pode ser aplicado a uma substância pura ou a uma mistura.

Pode, portanto, ser aplicado a uma mistura homogênea (solução).

Em palavras: **A densidade de uma solução é o resultado da divisão da sua massa pelo seu volume.**

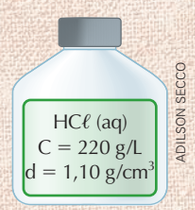
Em equação:

$$d = \frac{m_{solução}}{V_{solução}}$$

Esteja atento para não confundir a concentração comum com a densidade da solução. A **concentração comum** expressa a **massa de soluto** presente em um certo volume de solução. Já a **densidade** de uma solução expressa a **massa total** (isto é, a de soluto mais a de solvente) de um certo volume de solução.

Interprete o rótulo do frasco.

- ✔ Qual é o solvente?
- ✔ Qual é o soluto?
- ✔ Qual a massa de cada cm^3 de solução?
- ✔ Qual a massa de cada dm^3 de solução?
- ✔ Qual a massa de soluto em cada dm^3 de solução?



ADILSON SECCO

• ATENÇÃO

O ácido clorídrico (solução aquosa do gás HCℓ) é extremamente corrosivo e desprende vapores tóxicos, que irritam a pele, os olhos, as mucosas e o sistema respiratório.

Sua manipulação é perigosa e NUNCA deve ser feita sem autorização e supervisão do(a) professor(a).

Óculos de segurança, luvas e aventais protetores são obrigatórios.



VAPORES TÓXICOS

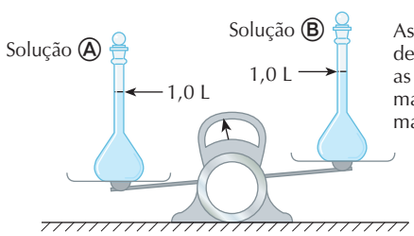
ADILSON SECCO

A densidade não é propriamente, portanto, uma maneira de expressar a concentração de uma solução, mas está relacionada a ela, pois, quando variamos a concentração de soluto, varia também a densidade. Para ilustrar o conceito de densidade aplicado a soluções e também o fato de ela variar quando a concentração varia, consideremos o exemplo das seguintes soluções aquosas, preparadas em frascos rigorosamente iguais:

A solução Ⓐ contém 100 g de NaCℓ dissolvidos em água suficiente para 1,0 L de solução. Verifica-se que a massa da solução resultante é de 1.103 g.

A solução Ⓑ contém 30 g de NaCℓ dissolvidos em água suficiente para 1,0 L de solução. Verifica-se que a massa da solução resultante é de 1.029 g.

Considerando que os **frascos** tenham rigorosamente a **mesma massa**, colocando-os um em cada prato de uma balança, observaremos o seguinte:



As massas dos frascos de vidro que contêm as soluções são iguais, mas seus conteúdos têm massas diferentes

ADILSON SECCO

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

O prato contendo a solução Ⓐ abaixou porque a massa total da solução Ⓐ é maior que a da solução Ⓑ.

Como o volume das soluções é o mesmo, decorre que a massa por unidade de volume da solução Ⓐ é maior que a massa por unidade de volume da solução Ⓑ, ou seja, a solução Ⓐ é **mais densa** que a solução Ⓑ.

A unidade empregada para a grandeza densidade é sempre composta por uma unidade de massa dividida por uma unidade de volume. Assim, podemos expressá-la em g/cm^3, g/mL, kg/L, t/m^3 etc.

No exemplo anterior, a solução Ⓐ apresenta densidade de 1,103 kg/L (ou 1,103 kg/dm^3), o que equivale a 1,103 g/mL (ou 1,103 g/cm^3), conforme demonstrado a seguir:

$$\frac{1{,}103\ \text{kg}}{1\ \text{dm}^3} = \frac{1{,}103\ \text{kg}}{1\ \text{L}} = \frac{0{,}001103\ \text{kg}}{0{,}001\ \text{L}} = \frac{1{,}103\ \text{g}}{1\ \text{mL}} = \frac{1{,}103\ \text{g}}{1\ \text{cm}^3}$$

÷ 10^3 (equivale a) ÷ 10^3 (equivale a) equivale a (equivale a)

Analogamente, podemos afirmar que a solução Ⓑ tem densidade de 1,029 kg/L (ou 1,029 kg/dm^3), o que equivale a 1,029 g/mL (ou 1,029 g/cm^3).

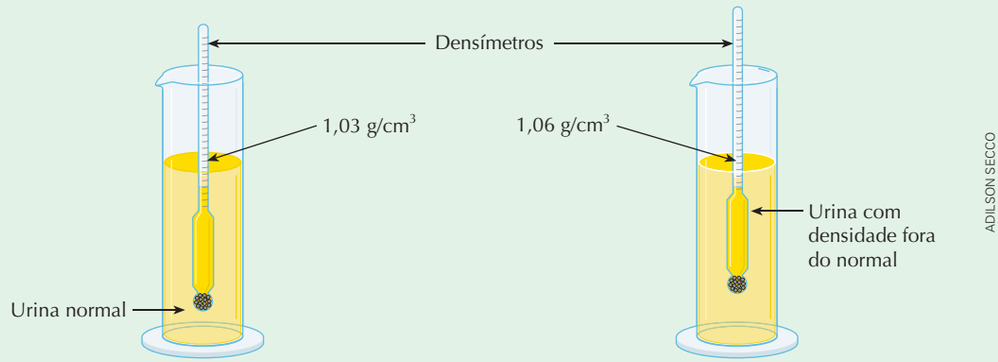
O DENSÍMETRO

Existe mais de um modo de determinar a densidade de uma porção de matéria. Podemos, por exemplo, medir a massa e o volume e dividir uma grandeza pela outra.

No caso de amostras líquidas, como é o caso das soluções aquosas, um método bastante conveniente é usar o **densímetro**. Trata-se de um tubo que flutua nos líquidos em geral. Quanto maior a densidade do líquido, maior a parte do densímetro que fica acima da superfície. A densidade do líquido é lida na escala graduada que existe no densímetro.

A urina é uma solução aquosa de vários solutos, entre os quais os mais abundantes são a ureia, o ácido úrico, a creatinina (esses três são produzidos quando o corpo processa substâncias que contêm nitrogênio, como é o caso das proteínas) e o cloreto de sódio.

A densidade da urina normal pode variar de 1,01 g/cm^3 a 1,03 g/cm^3. Algumas doenças podem provocar alterações nessa densidade. Pacientes diabéticos, por exemplo, produzem urina contendo concentração apreciável de glicose, o que faz com que a densidade dessa solução seja maior que a normal.



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

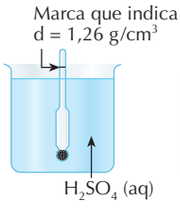
Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

10. "A concentração comum, em g/L, expressa a massa ■ presente em um litro de ■. Já a densidade de uma solução, em g/mL, expressa a massa, em gramas, de ■." Reescreva essas frases, completando corretamente as lacunas.

11. O líquido bastante corrosivo encontrado no interior de baterias de automóveis é na realidade uma solução aquosa de H_2SO_4 de densidade igual a 1,26 g/cm^3. Uma fábrica de baterias, após receber um lote da referida solução, usou um densímetro para verificar se a densidade dessa solução atendia às especificações. O resultado aparece ilustrado ao lado.



ADILSON SECCO

• ATENÇÃO

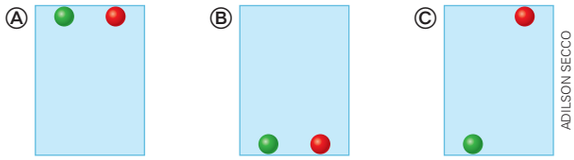
O líquido das baterias de automóvel contém H_2SO_4, que é **extremamente corrosivo**.

O contato com pele, olhos e mucosas causa graves lesões.

Sua manipulação é perigosa e só deve ser feita por profissional treinado.

Sabendo-se que a solução da bateria contém somente H_2SO_4 e água destilada, e que a densidade do ácido puro é maior que a da água pura, como o dono da fábrica de baterias poderá contornar o problema, fazendo com que a solução tenha a densidade desejada?

12. Duas bolinhas, de cores e densidades diferentes, foram colocadas em três recipientes, totalmente preenchidos com álcool (d = 0,8 g/mL), água (d = 1 g/mL) e uma mistura de água e álcool. As três figuras representam a posição das bolinhas em cada caso, mas não necessariamente nessa ordem. Deduza e justifique qual o líquido presente em cada caso.



ADILSON SECCO

Exercícios adicionais

Resolva em seu caderno

Seu (sua) professor(a) indicará o melhor momento para realizar os exercícios deste bloco.

Exercício Resolvido

13. Um frasco contém o seguinte rótulo:

H_2SO_4 (aq); C = 165 g/L; d = 1,10 g/cm^3

a) Qual a massa de 1,0 L dessa solução?

b) Qual a massa de ácido presente em 1,0 L dessa solução?

c) Qual a massa de água em 1,0 L dessa solução?

Resolução

a) A densidade informa que 1 cm^3 dessa solução tem massa 1,10 g. Assim, 1,0 L (1.000 cm^3) tem massa 1.100 g, ou 1,10 kg.

b) A concentração informa que cada litro de solução contém 165 g de soluto.

c) Sendo conhecida a massa de 1,0 L de solução (item **a**) e a massa de soluto presente nesse volume (item **b**), deduzimos que a massa de água é igual a 1.100 g menos 165 g, ou seja, 935 g.

14. (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/mL, a concentração desse sal.

15. 200 g de KOH, ao serem dissolvidos em 800 mL de água, forneceram 840 mL de solução. Calcule:

a) a concentração da solução expressa em g/L;

b) a densidade da solução expressa em g/L e em g/cm^3.

16. Uma solução cuja densidade é igual a 1,25 g/cm^3 foi preparada pela adição de 160 g de KI em 760 mL de água. Determine a concentração dessa solução expressa em g/dm^3.

4 Concentração em quantidade de matéria

No SI, a quantidade de matéria (n) é expressa por meio da unidade **mol**. Veja, a seguir, algumas das vantagens de se conhecer a quantidade de matéria (expressa em mol) de uma substância:

- Está diretamente relacionada à quantidade de entidades microscópicas (átomos, moléculas, íons etc.).
- As quantidades em mols de reagentes e produtos de uma reação química obedecem à proporção dos coeficientes estequiométricos na equação.

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

Assim, uma maneira extremamente conveniente de expressar a concentração de uma solução é por meio da quantidade de matéria (expressa em mol) de soluto presente em um certo volume de solução.

Observe abaixo o preparo de uma solução aquosa:



SÉRGIO DOTTA JR./CID

▲ Massa do soluto = 80 g
$M(NaOH) = 40\ g \cdot mol^{-1}$
$n_{soluto} = 2\ mol$

O soluto é transferido para o frasco e, em seguida, adiciona-se um pouco de água destilada e agita-se até que todo o sólido se dissolva.

Finalmente, acrescenta-se água com auxílio de uma pisseta até atingir a marca de 1.000 mL.



SÉRGIO DOTTA JR./CID

▲ Adição de água destilada até a marca de 1 L.

Interpretemos a legenda da foto ao lado:
NaOH (aq) indica que a substância dissolvida (soluto) é o NaOH e que o solvente é a água.

$\mathcal{M} = 2,0$ mol/L indica uma solução aquosa de NaOH de concentração igual a 2,0 mol/L.



SÉRGIO DOTTA JR./CID

▲ NaOH (aq)
$\mathcal{M} = 2,0$ mol/L

Utilizaremos novamente uma **linguagem matemática** para representar a solução preparada, ou seja, uma nova expressão de concentração. Essa solução contém 2 mol de soluto dissolvidos em 1,0 L de solução:

$$\frac{2\ mol\ de\ soluto}{1,0\ L\ de\ solução} = \frac{1\ mol\ de\ soluto}{0,5\ L\ de\ solução} = \frac{0,5\ mol\ de\ soluto}{0,25\ L\ de\ solução} = \ldots$$

As frações são idênticas porque o soluto está homogeneamente distribuído por todo o volume da solução.

Expressar a **concentração em quantidade de matéria** de uma solução nada mais é do que dizer quantos mols de soluto há em cada litro (ou decímetro cúbico) de solução.

Anteriormente, a concentração em quantidade de matéria recebia outros nomes: **molaridade** ou **concentração molar**. Essas terminologias **não são recomendadas**. Porém, ainda são usadas por alguns químicos e é conveniente acostumar-se também com elas.

Neste livro, vamos usar o símbolo $\mathcal{M}$ para representar a grandeza concentração em quantidade de matéria.

Em palavras: **A concentração em quantidade de matéria de uma solução expressa a quantidade em mols de soluto presente em cada decímetro cúbico de solução.**

Em equação:

$$\mathcal{M} = \frac{n_{soluto}}{V_{solução}}$$

Nessa expressão, o volume da solução deve ser em **decímetro cúbico**, ou **litro**. Assim, a unidade para expressar a concentração em quantidade de matéria é **mol/dm³**, ou **mol/L**.

No passado foi comum chamar a unidade mol/L de "molar" e representá-la por "M". Assim, a concentração 2,0 mol/L era representada por 2,0 M (lê-se: dois molar). Embora **não se recomende** mais usar a expressão molar e o símbolo M (mas sim mol/dm³), ainda é costume de muitos químicos fazê-lo, razão pela qual é útil conhecer também essa representação.

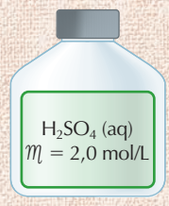
• ATENÇÃO

NaOH não deve ser manipulado sem orientação e supervisão adequada.

É um sólido branco que provoca queimaduras na pele e nos olhos. Se ingerido, causa sérias lesões internas. Sua solução aquosa também oferece esses riscos e **NÃO** deve ter contato com a pele, as mucosas e os olhos.

Óculos de segurança, luvas e aventais protetores são obrigatórios.

Interprete o rótulo do frasco.

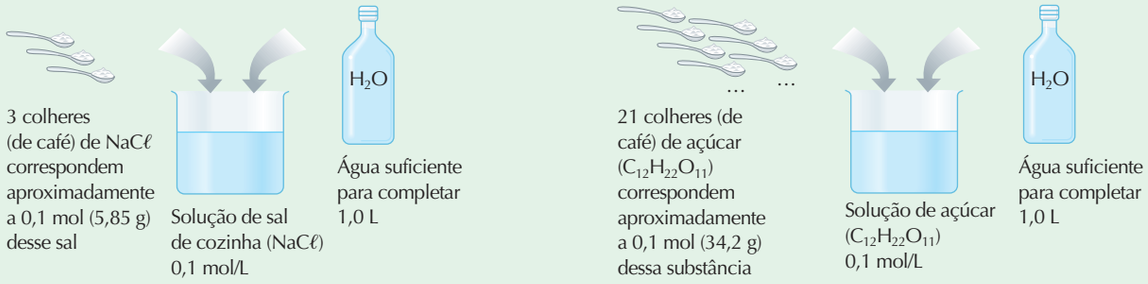


ADILSON SECCO

- ✔ Qual é o solvente?
- ✔ Qual é o soluto?
- ✔ Quantos mols de soluto há por litro de solução?
- ✔ Quantos gramas de soluto há por litro de solução?
- ✔ Quantos miligramas de soluto há em cada mililitro de solução?
- ✔ Como pode ter sido preparada essa solução?

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

NOÇÕES PRÁTICAS COM MATERIAIS CASEIROS



ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

• ATENÇÃO

CUIDADO COM EXPERIMENTOS CASEIROS!

Os experimentos descritos no capítulo são enfocados por sua importância para o estudo da Química. **Nenhum** experimento deve ser realizado por conta própria, **por mais simples que pareça**. A eventual realização deve ter **autorização** e **supervisão** do(a) professor(a).

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

Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

17. "Quando a concentração de uma solução é expressa em mol/dm^3, ela nos informa a quantidade de ■, em mols, presente em cada ■ de ■." Reescreva essa frase, completando as lacunas de modo que fique corretamente redigida.

18. Determinado produto comercializado em supermercados e destinado à remoção de crostas de gordura de fornos consiste em uma solução aquosa 2,0 mol/L de soda cáustica (hidróxido de sódio). O rótulo de embalagem informa que contém 800 mL do produto. Determine a massa de soda cáustica presente nesse produto.

• ATENÇÃO

Produtos domésticos para limpeza de fornos com NaOH não devem ser manipulados sem orientação e supervisão adequada. Podem provocar sérias lesões na pele, nos olhos e nas mucosas. Se ingeridos, causam graves lesões internas. Têm alto poder corrosivo sobre alguns metais, como crômio e alumínio. Óculos de segurança, luvas e aventais protetores são obrigatórios.

19. No rótulo de um frasco de laboratório, contendo um líquido incolor, lê-se o seguinte:

$$HNO_3\ (aq) \qquad \mathcal{M} = 0{,}1\ mol/L$$

Acerca do conteúdo desse frasco:

a) qual o soluto e qual o solvente?
b) quantos mols de soluto há em um litro de solução?
c) qual a massa da quantidade respondida no item anterior?
d) quantos mols de soluto há em 500 mL de solução?
e) qual a massa da quantidade respondida no item anterior?
f) expresse a concentração dessa solução em g/L.

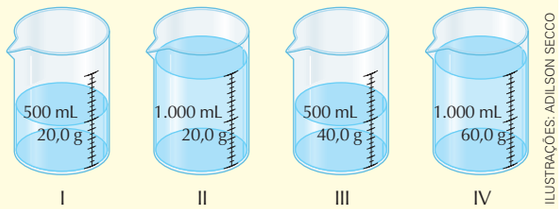
20. Explique como você procederia, em um laboratório adequadamente equipado, para preparar uma solução aquosa 0,10 mol/L de sacarose (açúcar de cana, $C_{12}H_{22}O_{11}$). A massa molar da sacarose é 342 g/mol.

21. Para preparar uma solução aquosa destinada à administração endovenosa ("dentro da veia"), um técnico pesou 30 g de um medicamento sólido, transferiu essa amostra para um balão volumétrico de 200 mL, acrescentou um pouco de água destilada e agitou até que o sólido se dissolvesse totalmente. A seguir, completou com água destilada até a marca do balão. Tudo isso foi feito em condições laboratoriais adequadas de assepsia (ausência de microrganismos e impurezas).

a) Expresse a concentração da solução em g/L.
b) Qual o volume dessa solução que deve ser administrado em um paciente a fim de que ele receba a dose de 750 mg do medicamento?
c) A massa molar desse medicamento é 120 g/mol. Expresse a concentração da solução preparada, em mol/L.

Exercício Resolvido

22. (UFRN) A concentração é uma característica importante das soluções e um dado necessário para seu uso no laboratório, na indústria e no cotidiano. Abaixo, estão desenhados recipientes com os respectivos volumes de solução e massas de hidróxido de sódio (NaOH).



ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

A solução cuja concentração molar é 1,0 mol/L está contida no recipiente:

a) I. **b)** II. **c)** III. **d)** IV.

Resolução

Recipiente I

Quantidade de matéria:

$$n = \frac{20{,}0\ g}{40\ g/mol} \Rightarrow n = 0{,}50\ mol$$

Concentração em quantidade de matéria:

$$\mathcal{M} = \frac{0{,}50\ mol}{0{,}500\ L} \Rightarrow \boxed{\mathcal{M} = 1{,}0\ mol/L}$$

Alternativa **a**.

Recipiente II

Quantidade de matéria:

$$n = \frac{20{,}0\ g}{40\ g/mol} \Rightarrow n = 0{,}50\ mol$$

Concentração em quantidade de matéria:

$$\mathcal{M} = \frac{0{,}50\ mol}{1{,}000\ L} \Rightarrow \mathcal{M} = 0{,}50\ mol/L$$

Recipiente III

Quantidade de matéria:

$$n = \frac{40{,}0\ g}{40\ g/mol} \Rightarrow n = 1{,}0\ mol$$

Concentração em quantidade de matéria:

$$\mathcal{M} = \frac{1{,}0\ mol}{0{,}500\ L} \Rightarrow \mathcal{M} = 2{,}0\ mol/L$$

Recipiente IV

Quantidade de matéria:

$$n = \frac{60{,}0\ g}{40\ g/mol} \Rightarrow n = 1{,}5\ mol$$

Concentração em quantidade de matéria:

$$\mathcal{M} = \frac{1{,}5\ mol}{1{,}000\ L} \Rightarrow \mathcal{M} = 1{,}5\ mol/L$$

23. Testes revelaram que determinada marca de refrigerante tipo "cola" contém $2{,}0 \cdot 10^{-3}$ mol/L de ácido fosfórico, H_3PO_4.
Quando uma pessoa bebe um copo de 250 mL desse refrigerante, está ingerindo:

a) que quantidade em mols de ácido fosfórico?

b) que massa de ácido fosfórico?

24. Ainda sobre o refrigerante da questão 23. Na indústria que o produz são preparados, de uma só vez, 10 m^3 de refrigerante. Para esse preparo são necessários:

a) quantos mols de ácido fosfórico?

b) quantos quilogramas de ácido fosfórico?

Exercícios adicionais

Resolva em seu caderno

Seu (sua) professor(a) indicará o melhor momento para realizar os exercícios deste bloco.

25. (PUC-RJ) Qual a molaridade de uma solução aquosa preparada a partir de 11,7 g de NaCℓ, perfazendo um volume total de 2 L?

26. (UEM-PR) Qual é a massa, em gramas, de hidróxido de sódio necessária para se preparar 500 mL de uma solução aquosa 2,0 mol/L? (Dados: H = 1; Na = 23; O = 16.)

27. (UFRGS-RS) Um aditivo para radiadores de automóveis é composto de uma solução aquosa de etilenoglicol. Sabendo que em um frasco de 500 mL dessa solução existem cerca de 5 mol de etilenoglicol ($C_2H_6O_2$), a concentração comum dessa solução, em g/L, é:

a) 0,010 **c)** 3,1 **e)** 620
b) 0,62 **d)** 310

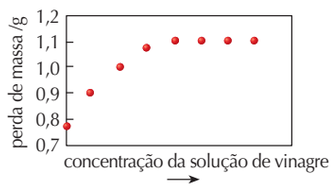
28. (UFMG) Uma solução 0,1 mol/L de um hidróxido alcalino *M*OH é preparada dissolvendo-se 0,8 g de hidróxido *M*OH em 200 mL de solução. A fórmula do hidróxido é:

a) CsOH **c)** LiOH **e)** RbOH
b) KOH **d)** NaOH

29. (UEL-PR) Dissolvendo-se 1,47 g de $CaC\ell_2 \cdot 2\ H_2O$ em água até completar 200 mL, obtém-se uma solução aquosa cuja concentração, em mol/L, é:

a) $5{,}0 \cdot 10^{-2}$ **c)** $3{,}0 \cdot 10^{-2}$ **e)** $1{,}0 \cdot 10^{-2}$
b) $4{,}0 \cdot 10^{-3}$ **d)** $2{,}0 \cdot 10^{-3}$

30. (Fuvest-SP) Os comprimidos de um certo antiácido efervescente contêm ácido acetilsalicílico, ácido cítrico e determinada quantidade de bicarbonato de sódio, que não é totalmente consumida pelos outros componentes, quando o comprimido é dissolvido em água.
Para determinar a porcentagem em massa do bicarbonato de sódio ($NaHCO_3$) nesses comprimidos, foram preparadas 7 soluções de vinagre, com mesmo volume, porém de concentrações crescentes. Em um primeiro experimento, determinou-se a massa de um certo volume de água e de um comprimido do antiácido. A seguir, adicionou-se o comprimido à água, agitou-se e, após cessar a liberação de gás, fez-se nova pesagem. Procedimento análogo foi repetido para cada uma das 7 soluções. Os resultados desses 8 experimentos estão no gráfico.



ADILSON SECCO

Dados:
massa do comprimido = 3,0 g
massas molares (g/mol): dióxido de carbono = 44
bicarbonato de sódio = 84
vinagre = solução aquosa diluída de ácido acético

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

Considerando desprezível a solubilidade do gás na água e nas soluções utilizadas, a porcentagem em massa de bicarbonato de sódio nos comprimidos de antiácido é, aproximadamente, de

a) 30 **c)** 70 **e)** 90
b) 55 **d)** 85

31. (Vunesp) 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 $2{,}0 \cdot 10^{-5}$ mol · L^{-1}.

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

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

32. (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 **c)** 25 **e)** 50
b) 20 **d)** 40

4.1 Contando íons em solução

A partir de agora você realizará atividades para determinar a quantidade de entidades (átomos, moléculas e íons) em uma solução com auxílio da grandeza quantidade de matéria.

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

Exercícios essenciais

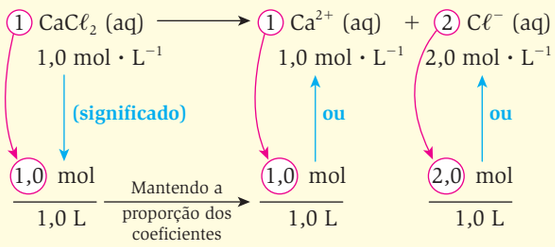
Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

Exercício Resolvido

33. Calcule a concentração em mol · L^{-1} dos íons Ca^{2+} (aq) e $C\ell^-$ (aq) em uma solução 1,0 mol · L^{-1} de $CaC\ell_2$ (aq).

Resolução

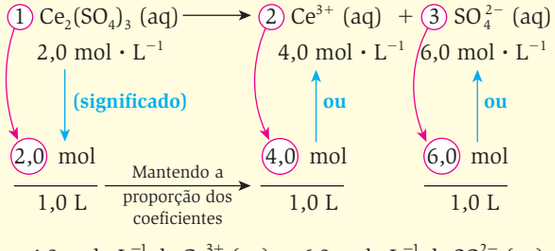


1,0 mol · L^{-1} de Ca^{2+} (aq) e 2,0 mol · L^{-1} de $C\ell^-$ (aq)

Exercício Resolvido

34. Calcule a concentração em mol · L^{-1} dos íons Ce^{3+} (aq) e SO_4^{2-} (aq) em uma solução 2,0 mol · L^{-1} de $Ce_2(SO_4)_3$ (aq).

Resolução



4,0 mol · L^{-1} de Ce^{3+} (aq) e 6,0 mol · L^{-1} de SO_4^{2-} (aq)

As questões **35**, **36** e **37** referem-se ao seguinte problema prático:

Precisamos preparar 500 mL de uma solução 0,30 molar em $Fe_2(SO_4)_3$. O sal disponível é o $Fe_2(SO_4)_3 \cdot 9\,H_2O$. Esta solução é preparada colocando a quantidade correta do sal sólido num balão volumétrico de 500 mL e acrescentando água, aos poucos, até que todo o sal esteja dissolvido. Após isso, continua-se a colocar água até atingir a marca existente no balão.

35. (ITA-SP) A quantidade, em mol, de $Fe_2(SO_4)_3 \cdot 9\,H_2O$ utilizado é:

a) 0,10 **c)** 0,30 **e)** 0,90
b) 0,15 **d)** 0,60

36. (ITA-SP) A massa, em gramas, do $Fe_2(SO_4)_3 \cdot 9\,H_2O$ utilizado é:

a) 60 **c)** 84 **e)** 169
b) 63 **d)** 120

37. (ITA-SP) A concentração, em mol/L, de íons sulfato em solução será:

a) 0,10 **c)** 0,30 **e)** 0,90
b) 0,15 **d)** 0,60

38. Calcule a concentração, em mol/L, de cada um dos íons nas seguintes soluções:

a) $CaC\ell_2$, 0,05 mol/L.
b) K_2SO_4, 0,04 mol/L.
c) Na_3PO_4, 1,2 mol/L.
d) KI, 0,12 mol/L.
e) KNO_3, 2,0 mol/L.
f) $Ce_2(SO_4)_3$, 0,04 mol/L.

39. Calcule a quantidade em mols de cátions e a quantidade em mols de ânions em cada uma das soluções a seguir:

a) 1,5 L de $CaC\ell_2$ (aq) 0,2 mol · L^{-1}.

b) 0,5 L de KNO_3 (aq) 0,8 mol · L^{-1}.

c) 0,8 L de Na_3PO_4 (aq) 0,1 mol · L^{-1}.

d) 100 mL de $Ce_2(SO_4)_3$ (aq) 0,04 mol · L^{-1}.

40. (Fuvest-SP) A concentração de íons fluoreto em água de uso doméstico é de $5{,}0 \cdot 10^{-5}$ mol/L. Se uma pessoa tomar 3,0 L dessa água por dia, calcule ao fim de um dia a massa de fluoreto em miligramas que ela ingeriu. (Massa molar do fluoreto = 19,0 g/mol.)

41. Alguns xaropes expectorantes consistem essencialmente de uma solução aquosa de iodeto de potássio (KI), um sal bastante solúvel em água. Determine qual é a concentração, em mol/L, de íons K^+ e I^- em um xarope que é uma solução 0,01 mol/L em iodeto de potássio.

42. Na água da chuva de uma grande metrópole foi constatado, num dia de grande poluição, que havia 0,003 mol/L de ácido sulfúrico. Qual a concentração, em mol/L, de íons sulfato na água dessa chuva? Explique.

43. No rótulo de um frasco aparece a inscrição abaixo. Determine a concentração, em mol/dm^3, dos íons presentes nessa solução.

$Fe_2(SO_4)_3$ (aq)
$\mathcal{M}$ = 0,1 mol/dm^3

Exercícios adicionais

Resolva em seu caderno

Seu (sua) professor(a) indicará o melhor momento para realizar os exercícios deste bloco.

44. (ITA-SP) Nas condições ambientes, a 1 L de água pura, adiciona-se 0,01 mol de cada uma das substâncias A e B descritas nas opções abaixo. Dentre elas, qual solução apresenta a maior condutividade elétrica?

a) A = $NaC\ell$ e B = $AgNO_3$

b) A = $HC\ell$ e B = NaOH

c) A = $HC\ell$ e B = CH_3COONa

d) A = KI e B = $Pb(NO_3)_2$

e) A = $Cu(NO_3)_2$ e B = $ZnC\ell_2$

45. (UFRGS-RS) Misturando-se 250 mL de solução 0,600 mol/L de $KC\ell$ com 750 mL de solução 0,200 mol/L de $BaC\ell_2$, obtém-se uma solução cuja concentração de íon cloreto, em mol/L, é igual a:

a) 0,300 **d)** 0,600

b) 0,400 **e)** 0,800

c) 0,450

Para responder às questões de números **46** e **47**, considere as informações que seguem:

Na embalagem de certo produto farmacêutico líquido, lê-se que, em cada colher de sopa (15 mL), há, entre outros constituintes:

Sulfato ferroso heptaidratado ..... 12,49 mg

Ácido fosfórico ..... 69,99 mg

46. (PUC-Campinas-SP) A concentração, em mol/L, de íons Fe^{2+} (aq) no produto é, aproximadamente,

a) $1 \cdot 10^{-1}$

b) $2 \cdot 10^{-2}$

c) $3 \cdot 10^{-3}$

d) $4 \cdot 10^{-4}$

e) $5 \cdot 10^{-5}$

Massas molares (g/mol)	
Fe^{2+}	56
SO_4^{2-}	96
H_2O	18

47. (PUC-Campinas-SP) Considerando que toda a quantidade do elemento fósforo nesse produto esteja no ácido fosfórico, H_3PO_4, calcula-se que a massa total de fósforo contida em uma colher de sopa (15 mL) seja, aproximadamente,

a) 11 mg.

b) 22 mg.

c) 32 mg.

d) 45 mg.

e) 68 mg.

Massas molares (g/mol)	
H	1
P	31
O	16

O texto abaixo serve como subsídio para responder à questão **48**.

Um dos problemas para a agricultura é o solo salino (aquele que pode ter sido coberto por oceano em eras geológicas passadas). O excesso de sal diminui o potencial de crescimento da planta, pois a energia destinada ao seu desenvolvimento passa a ser usada na resistência ao ambiente salino e, se a concentração superar certos limites (variáveis de acordo com a espécie), pode levar à morte do vegetal. Cientistas têm se preocupado com o problema e conseguido resultados animadores na obtenção de híbridos resistentes — é o caso do tomate selvagem, tolerante ao sal hibridizado, com o tomate cultivado.

O resultado dessas alterações genéticas, que criam novas espécies, é curioso: plantas que crescem em solo salino são mais doces, isso porque, sendo as concentrações de sais elevadas, a planta tenta eliminá-las produzindo substâncias osmoticamente ativas. Por exemplo: a beterraba e o melão são mais doces quando plantados em solos salinos.

COELHO, M. A. *Geografia Geral*: pesquisa com solo salino visa erradicar fome. São Paulo: Moderna, 1992. (adaptado)

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

48. (UFPel-RS) Ao dizer que solo salino é aquele que pode ter sido coberto por oceanos em eras geológicas passadas, o texto sugere que o sal em maior quantidade, nesse tipo de solo, é o NaCℓ, pois a concentração de sais na água do mar é de 35 g/L, sendo, aproximadamente, 80% desses sais na forma de cloreto de sódio.

Sobre a concentração de NaCℓ na água do mar, considere as afirmativas:

I. Se os íons Na^+ e $C\ell^-$ da água desse mar forem apenas os provenientes do NaCℓ, então a concentração molar do Na^+ é igual à do íon cloreto.

II. Se os íons Na^+ e $C\ell^-$ da água desse mar forem apenas os provenientes do NaCℓ, então a concentração comum (g/L) do Na^+ é inferior à do íon cloreto.

III. A concentração comum do NaCℓ desse mar é de 28 g/L.

IV. A concentração molar de íons na água desse mar é aproximadamente de 0,96 mol/L.

Estão corretas apenas as afirmativas

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

5 Título, porcentagem e partes por milhão

5.1 Título em massa

Imagine que você tenha adicionado 10 g de açúcar a 90 g de água e tenha mexido bem até total dissolução do açúcar. A massa total dessa solução será 100 g, dos quais 10 g é a parte correspondente ao soluto, o açúcar.

Em 50 g dessa solução há 5 g de açúcar. Em 20 g de solução há 2 g de açúcar e assim por diante.

$$\frac{\text{massa de soluto}}{\text{massa de solução}} = \frac{10\ g}{100\ g} = \frac{5\ g}{50\ g} = \frac{2\ g}{20\ g} = \ldots = 0{,}10$$

Como se vê, a **relação** entre a massa de soluto presente em uma amostra dessa solução e a massa dessa amostra é sempre 0,10. A essa relação, os químicos dão o nome de **título em massa**, grandeza que vamos representar por τ_m (τ é a letra grega "tau").

Em palavras: **O título em massa de uma solução expressa a relação entre a massa de soluto presente em uma amostra dessa solução e a massa total dessa amostra de solução.**

Em equação:

$$\tau_m = \frac{m_{soluto}}{m_{solução}}$$

5.2 Porcentagem em massa

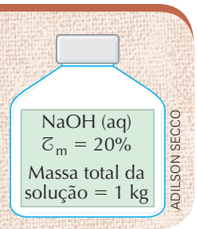
Assim, na solução aquosa de açúcar com $\tau_m = 0{,}10$, podemos dizer que a **porcentagem em massa** do soluto nessa solução é 10%.

$$\frac{\text{massa de soluto}}{\text{massa de solução}} = \frac{10\ g}{100\ g} = \frac{5\ g}{50\ g} = \frac{2\ g}{20\ g} = \ldots = 0{,}10 = \frac{10}{100} = 10\%$$

Quando o título em massa (τ_m) — que é um número adimensional (sem unidade), maior que zero e menor que um — é expresso em porcentagem, tem-se a **porcentagem em massa** do soluto na solução.

Interprete o rótulo do frasco.

Quais as massas de solvente, de soluto e de solução presentes no frasco?



ADILSON SECCO

• ATENÇÃO

NaOH não deve ser manipulado sem orientação e supervisão adequada.

É um sólido branco que provoca queimaduras na pele e nos olhos. Se ingerido, causa sérias lesões internas. Sua solução aquosa também oferece esses riscos e **NÃO** deve ter contato com a pele, as mucosas e os olhos.

Óculos de segurança, luvas e aventais protetores são obrigatórios.

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

5.3 Título em volume

O **título em volume** (que simbolizaremos por τ_v) é uma grandeza que nos informa a fração do volume de uma solução que corresponde ao soluto. Assim, temos a seguinte definição.

Em palavras: **O título em volume de uma solução expressa a relação entre o volume de soluto presente em uma amostra dessa solução e o volume total dessa amostra de solução.**

Em equação:

$$\tau_V = \frac{V_{soluto}}{V_{solução}}$$

Imagine uma solução aquosa de álcool cujo título em volume seja 0,25. Isso quer dizer que o volume de álcool corresponde a 0,25 do volume total da solução.

$$\frac{\text{volume de soluto}}{\text{volume de solução}} = \frac{25\ L}{100\ L} = \frac{12{,}5\ L}{50\ L} = \frac{25\ mL}{100\ mL} = \frac{2{,}5\ mL}{10\ mL} = \ldots = 0{,}25$$

5.4 Porcentagem em volume

Na solução aquosa de álcool de $\tau_v = 0{,}25$ podemos (de modo análogo ao que fizemos com o título em massa) dizer que a porcentagem em volume do álcool nessa solução é 25%.

Quando o título em volume (τ_v) é expresso em porcentagem, tem-se a **porcentagem em volume** do soluto na solução.

5.5 Partes por milhão (ppm) em massa e em volume

Para um soluto em concentração muito pequena, o título ou a porcentagem são números muito pequenos. É comum, nessas situações, o uso da unidade **partes por milhão**, representada por **ppm**, que pode se referir ao título em massa ou ao título em volume. Vejamos um exemplo de cada.

No controle de qualidade da água, há vários critérios para considerá-la própria ao consumo humano. Entre esses critérios está a concentração de íons chumbo (II) (Pb^{2+}), que não pode ser superior a 0,05 ppm **em massa**.

Isso significa que, se houver mais de 0,05 g de íons chumbo em 10^6 g (um milhão de gramas) de líquido, essa "água" é considerada imprópria para consumo. A concentração de 0,05 ppm em massa equivale a 0,000005% em massa, como demonstrado a seguir:

0,05 ppm em massa

$$\frac{\text{massa de soluto}}{\text{massa de solução}} = \frac{0{,}05\ g}{1.000.000\ g} \xrightarrow{\div 10^4} \frac{0{,}000005\ g}{100\ g} = \frac{0{,}000005}{100} = 0{,}000005\%$$

Veja o caso do poluente CO no ar das cidades. Quando a concentração de CO atinge 30 ppm em volume, tem-se o estado de alerta. Essa concentração equivale a 30 L de CO em cada 10^6 L (milhão de litros) de ar, ou seja, a 0,003% em volume:

30 ppm em volume

$$\frac{\text{volume de soluto}}{\text{volume de solução}} = \frac{30\ L}{1.000.000\ L} \xrightarrow{\div 10^4} \frac{0{,}0030\ L}{100\ L} = \frac{0{,}0030}{100} = 0{,}003\%$$

Interprete o rótulo do frasco.

Admita que a água é o solvente (apesar de presente em menor quantidade que o álcool) e que não haja contração de volume na mistura de água e álcool.

Quais os volumes de água e de álcool presentes no frasco?



ADILSON SECCO

• ATENÇÃO

CUIDADO COM O ÁLCOOL!

O etanol (álcool comum) não deve ser manipulado perto de calor, chamas ou faíscas. Pode se inflamar e causar queimaduras, incêndio e explosão.



PAULO PINTO/AGÊNCIA ESTADO

▲ A concentração de poluentes do ar e da água é, por conveniência, frequentemente expressa em ppm, já que se trata de um valor que, se expresso em título ou porcentagem, é muito pequeno. Apesar da concentração relativamente "baixa", poluentes são suficientemente tóxicos para, com a exposição prolongada, produzirem sérios problemas de saúde. São Paulo, SP, 2004.

Assim, estamos em condições de resolver o seguinte problema: quantos litros de CO uma pessoa inala em 9 mil litros de ar contendo 30 ppm de CO?

O cálculo pode ser feito por meio da seguinte regra de três:

Volume de ar		Volume de CO	
$1 \cdot 10^6$ L	———	30 L	$\Rightarrow x = 0{,}27$ L = 270 mL
$9 \cdot 10^3$ L	———	x	

Como você percebe, a unidade **ppm** é útil para expressar a concentração de soluções com baixa concentração. Para concentrações ainda menores, os químicos empregam as unidades **ppb** (partes por bilhão) e **ppt** (partes por trilhão). É útil lembrar que um milhão é 10^6, um bilhão é 10^9 e um trilhão é 10^{12}.

O RISCO DO MONÓXIDO DE CARBONO

O monóxido de carbono combina-se com a hemoglobina nos glóbulos vermelhos do sangue e a inutiliza para sua função essencial, que é a de transportar oxigênio pelo corpo. Sem oxigênio, morremos rapidamente. E nosso cérebro é o primeiro a morrer. O monóxido de carbono (fórmula química: CO) é um gás incolor, inodoro e altamente tóxico.

Todos estamos expostos a ele porque está presente, em pequenas quantidades, na atmosfera. Os maiores níveis são encontrados no ar das cidades, provenientes [da combustão nos motores] dos veículos. A maior parte dos átomos de carbono existentes em um combustível transforma-se em dióxido de carbono (CO_2) com dois oxigênios na molécula, porém um pouco do combustível em um motor ou aquecedor pode encontrar pouco oxigênio para sua combustão completa, e o carbono acaba se combinando com apenas um oxigênio por molécula.

O monóxido de carbono no ar que respiramos pode se combinar com até 5% de hemoglobina de nosso sangue e, se fumarmos, esse valor pode subir para valores da ordem de 10%. [...] Se chegar a 30% perceberemos os sintomas do envenenamento por monóxido de carbono: náuseas, dores de cabeça, indolência e dores no peito. Apenas 1% de CO no ar converte mais de 50% da hemoglobina sanguínea em uma forma que não é funcional e causa morte em uma hora. [...]

A principal fonte de monóxido de carbono proveniente da atividade humana são os gases eliminados pelos escapamentos de carros, que podem produzir níveis tão altos como 50 ppm (0,005%) em locais de tráfego intenso. [...]

Fonte: EMSLEY, J. *Molecules at an exhibition*: portraits of intriguing materials in everyday life. Oxford: Oxford University Press, 1998. p. 108. (*Tradução dos autores*.)

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

Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

49. "O título em massa é uma relação (divisão, quociente, razão) entre a ■ e a ■." Reescreva essa frase em seu caderno, completando as lacunas, de modo que fique corretamente redigida.

50. Explique como você procederia, em um laboratório adequadamente equipado, para preparar um quilograma de solução aquosa de sacarose (açúcar de cana), na qual a porcentagem em massa desse soluto seja 10%.

Exercício Resolvido

51. Um frasco tem o rótulo mostrado abaixo. Determine a porcentagem em massa do soluto na solução.

H_2SO_4 (aq); C = 165 g/L; d = 1,10 g/cm^3

Resolução

Vamos considerar uma amostra de um litro dessa solução. A densidade informa que 1 cm^3 dessa solução tem massa 1,10 g. Assim, 1 L (1.000 cm^3) dessa solução tem massa 1.100 g. E a concentração informa que cada litro de solução contém 165 g de soluto. Dessa maneira, conhecemos a massa total da amostra de um litro de solução e também a massa de soluto nela presente. Assim:

Grandezas:	Massa		Porcentagem	
	1.100 g	———	100%	$\Rightarrow$
	165 g	———	x	

$\Rightarrow x = 15\%$

Exercício Resolvido



52. Em uma amostra de 1 kg de um lote de salsicha em lata os técnicos detectaram a presença de 300 mg de estanho. Levando em conta que é proibido comercializar alimentos contendo mais de 250 ppm de estanho, em massa, conclua se esse produto pode ou não ser comercializado. Justifique.

Resolução

Determinar a concentração de estanho expressa em ppm em massa consiste essencialmente em determinar quantos gramas de estanho estão presentes em um milhão de gramas ($1 \cdot 10^6$ g) de salsicha. Para montar a regra de três, temos a informação de que 1 kg ($1 \cdot 10^3$ g) de salsicha contém 300 mg (0,300 g) de estanho. Assim:

Grandezas:

Massa de salsicha		Massa de estanho
$1 \cdot 10^3$ g	——	0,300 g
$1 \cdot 10^6$ g	——	x

$\Rightarrow x = 300$ g

Então, se 300 g de estanho estão presentes em um milhão de gramas de salsicha, a concentração desse metal é de 300 ppm em massa.
Portanto, o produto **NÃO pode ser comercializado**.

Esta questão permite tirar a conclusão de que o número de **miligramas** de uma substância presente **por quilograma** de um material equivale à concentração dessa substância, expressa em **ppm em massa**.

53. Uma solução de ácido clorídrico a 10% em massa tem densidade 1,05 g/mL. Qual é a concentração dessa solução em g/L?

54. (UFRGS-RS) Soluções de ureia, $(NH_2)_2CO$, 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. A concentração da solução em percentual de massa de ureia e em mol/L, respectivamente, é:

	Percentagem 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

55. (UFRGS-RS) O soro fisiológico é uma solução aquosa que contém 0,9% em massa de NaCℓ. Para preparar 200 mL dessa solução, a quantidade necessária de NaCℓ é de aproximadamente

a) 0,45 g. **c)** 0,09 mol. **e)** 10,6 g.
b) 1,8 g. **d)** 0,18 mol.

▲ **Comentário dos autores:**
Considere a densidade do soro fisiológico igual a 1,0 g/mL.

56. Em 50 L de ar seco e isento de poluentes há 39 L de gás nitrogênio. Qual é o título em volume do nitrogênio no ar?

57. (UFMG) O rótulo de um produto usado como desinfetante apresenta, entre outras, a seguinte informação: "cada 100 mL de desinfetante contém 10 mL de solução de formaldeído 37% V/V (volume de formaldeído por volume de solução)". A concentração de formaldeído no desinfetante, em porcentagem volume por volume, é:

a) 1,0% **c)** 10%
b) 3,7% **d)** 37%

58. (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.

59. Em uma amostra de 100 L do ar de uma cidade há $2 \cdot 10^{-8}$ L do poluente SO_2. A quantas ppm, em volume, isso corresponde?

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

Exercícios adicionais

Resolva em seu caderno

Seu (sua) professor(a) indicará o melhor momento para realizar os exercícios deste bloco.

60. (Ufes) Ao ser ingerido, o cianeto se distribui rapidamente pelos tecidos do corpo humano, ligando-se à hemoglobina. Um dos antídotos utilizados é o nitrito de sódio. Em uma pessoa intoxicada por cianeto, foram administrados intravenosamente 10 mL de nitrito de sódio a 3% p/v. A quantidade de nitrito de sódio, em mg, administrada a essa pessoa, foi de:

a) 10
b) 30
c) 100
d) 300
e) 600

▲ **Comentário dos autores:**
A indicação "3% p/v" significa que a massa de soluto (g) dividida pelo volume de solução (mL) é igual a 0,03.

61. (UFPel-RS) A alquimia clássica teve seu surgimento no século XIII. Embora já fosse praticada desde a Antiguidade, tendo como princípios básicos a procura da imortalidade e a obtenção da pedra filosofal, nada se confirmou a respeito disso. No entanto, ela trouxe várias contribuições à química moderna — que permanecem até hoje, como os processos de fusão, destilação, sublimação, entre outros — oriundas não só da alquimia, como também de épocas anteriores. Quando já se praticava a metalurgia, metais como Au, Ag, Cu, Pb, Fe, Zn e Sn eram conhecidos e trabalhados. Também foram descobertos e preparados novos compostos, como os ácidos clorídrico, nítrico e sulfúrico, resultantes de reações entre metais, sais de cobre e ferro, cloreto de sódio e cloreto de amônio.

Com base no texto e em seus conhecimentos,

a) represente a reação de ionização total do ácido diprótico citado no texto.
b) represente a reação entre o metal de transição situado no quarto período, com configuração eletrônica $ns^2(n-1)d^{10}$, e o hidrácido descoberto pelos alquimistas.
c) calcule o volume do oxiácido monoprótico — considerando sua concentração como sendo de 63% em massa e densidade de 1,4 g/mL — necessário para preparar 1 L de solução com concentração de 0,1 mol/L.

Demonstre os cálculos.

62. (PUC-RS) O fluoreto de sódio é um dos componentes dos cremes dentais, pois inibe a desmineralização dos dentes, tornando-os menos sensíveis às cáries. Um determinado dentista recomendou a um paciente que fizesse bochechamento diário com a solução 0,1% (m/v) de fluoreto de sódio. A solução sugerida apresenta uma concentração, em mol/L, de, aproximadamente,

a) 0,012
b) 0,024
c) 0,043
d) 0,050
e) 0,100

▲ **Comentário dos autores:**
A indicação "0,1% (m/v)" significa que a massa de soluto (g) dividida pelo volume de solução (mL) é igual a 0,001.

63. (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.
b) 6 mol/L.
c) 5 mol/L.
d) 4 mol/L.
e) 3 mol/L.

64. (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 molar do magnésio é 24 gramas por mol, isto 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).

65. (UPF-RS) Numa garrafa de água mineral lê-se, entre outras informações: conteúdo: 2,0 L; bicarbonato de cálcio: 20 ppm.

$$\text{ppm} = \frac{\text{mg soluto}}{\text{L solução aquosa}}$$

A massa de bicarbonato de cálcio no conteúdo da garrafa é:

a) 0,003 g.
b) 0,002 g.
c) 0,001 g.
d) 0,04 g.
e) 50 mg.

66. (Unifesp) A contaminação de águas e solos por metais pesados tem recebido grande atenção dos ambientalistas, devido à toxicidade desses metais ao meio aquático, às plantas, aos animais e à vida humana. Dentre os metais pesados há o chumbo, que é um elemento relativamente abundante na crosta terrestre, tendo uma concentração ao redor de 20 ppm (partes por milhão). Uma amostra de 100 g da crosta terrestre contém um valor médio, em mg de chumbo, igual a:

a) 20
b) 10
c) 5
d) 2
e) 1

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

6 Outras expressões de concentração

6.1 A concentração da água oxigenada, H_2O_2 (aq)

O peróxido de hidrogênio, H_2O_2, é um líquido mais denso que a água ($d = 1{,}44\ g \cdot mL^{-1}$ a 25 °C).

É comum, nos frascos de água oxigenada, sua concentração ser expressa em **volumes**. Por exemplo, água oxigenada a 10 volumes, a 20 volumes etc.

Essa concentração corresponde ao número de litros de gás oxigênio, medidos nas condições normais de temperatura e pressão, obtidos pela decomposição completa de todo H_2O_2, contido em 1,0 litro de solução. Assim:

A massa molar de H_2O_2 é 34 g/mol

$$1\ H_2O_2 \rightarrow 1\ H_2O + \frac{1}{2}O_2$$

$$1\ mol \rightarrow \frac{1}{2}\ mol$$

$$34\ g \rightarrow 11{,}2\ L\ (CNTP)$$

O volume de 0,5 mol de gás nas CNTP é 11,2 L

Interpretação: Assim, uma solução de água oxigenada a 11,2 volumes corresponde a uma solução aquosa contendo 1,0 mol de peróxido de hidrogênio (34 g) dissolvido em 1,0 L de solução. A decomposição completa de 1,0 mol do peróxido de hidrogênio nas CNTP libera 11,2 L de O_2 (g), daí a expressão 11,2 volumes.

• ATENÇÃO

Peróxido de hidrogênio: Líquido incolor, odor ligeiramente picante, solúvel em água e solventes orgânicos polares.

RISCOS: O oxigênio produzido em consequência da decomposição exotérmica (libera calor para o meio ambiente) pode favorecer a combustão no caso de incêndio próximo.

A água oxigenada é um agente comburente e pode causar ignição espontânea de materiais combustíveis. O contato com produtos inflamáveis pode causar incêndios ou explosões.

6.2 Fração em quantidade de matéria

A **fração em quantidade de matéria** ou **fração em mols** (anteriormente denominada fração molar), representada por **x**, expressa a razão entre a quantidade de matéria de um dos componentes da solução e a quantidade de matéria total na solução.

$$x_{soluto} = \frac{n_{soluto}}{n_{soluto} + n_{solvente}} \qquad x_{solvente} = \frac{n_{solvente}}{n_{soluto} + n_{solvente}}$$

Nessas expressões, x_{soluto} é a fração em quantidade de matéria do soluto e $x_{solvente}$ é a fração em quantidade de matéria do solvente.

Vejamos, a seguir, algumas observações importantes sobre esta expressão de concentração das soluções:

- A fração em quantidade de matéria é um número adimensional (não tem unidade).
- A soma das frações em quantidade de matéria dos componentes da solução (incluindo o solvente) é igual a 1 ($x_{soluto} + x_{solvente} = 1$).
- A fração em quantidade de matéria é uma expressão muito útil quando se trabalha com gases. Sua utilização é relativamente restrita quando se trabalha com soluções aquosas.

6.3 Molalidade

A molalidade de uma solução (representada neste livro por W) é numericamente igual à quantidade de matéria de soluto (n_{soluto} expressa em mol) por quilograma de solvente ($m_{solvente}$ expressa em kg). A unidade de W é mol/kg, também conhecida como molal.

$$W = \frac{n_{soluto}\ (mol)}{m_{solvente}\ (kg)}$$

Exemplo:

Uma solução foi preparada misturando-se 2,0 mol (80 g) de NaOH e 1,0 kg (1.000 g ou 1,0 L) de água. Determine sua molalidade.

$$W = \frac{n_{soluto}\ (mol)}{m_{solvente}\ (kg)} = \frac{2{,}0\ mol}{1{,}0\ kg} = 2{,}0\ mol \cdot kg^{-1} = 2{,}0\ molal$$

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

°INPM *VERSUS* °GL

O álcool hidratado apresenta duas especificações distintas, conforme mostrado na ilustração ao lado.



ADILSON SECCO

Para que possamos entendê-las, é necessário saber que °**INPM** corresponde a uma **porcentagem em massa** e °**GL** corresponde a uma **porcentagem em volume**. Apesar de apresentarem valores numéricos diferentes, ambos se referem à mesma solução.

Os cálculos a seguir mostram como é possível transformar °**INPM** em °**GL**.

O significado de 92,8 °INPM

Água	Álcool	Solução	
72 g	928 g	1.000 g	← Esta é uma solução a 92,8 °INPM

Sendo a densidade do álcool puro igual a 0,8 g/cm^3 e a da água pura igual a 1,0 g/cm^3, podemos transformar as massas da água e do álcool presentes na solução nos seus respectivos volumes. Assim:

Água	Álcool	Solução
72 g	928 g	1.000 g
↓	↓	
72 mL	1.160 mL	

Somados esses volumes, deveríamos obter uma solução de volume correspondente a 1.232 mL. Porém, o que se observa experimentalmente é que, após serem misturados, o volume obtido é menor que o valor esperado e o valor encontrado é de 1.208 mL.

Essa contração no volume é atribuída às fortes ligações de hidrogênio estabelecidas entre as moléculas da água e do álcool.

O significado de 96 °GL

Para se calcular a porcentagem em volume, ou seja, °GL, podemos efetuar o seguinte cálculo:

1.208 mL de solução ——— 100% (volume)

1.160 mL de álcool ——— x

x = 96% em volume (ou 96 °GL)



ADILSON SECCO

LÍQUIDO INFLAMÁVEL

• ATENÇÃO

CUIDADO COM O ÁLCOOL!

O etanol (álcool comum) é comumente utilizado como produto de limpeza. Ele não deve ser manipulado perto de calor, chamas ou faíscas. Pode se inflamar e causar queimaduras, incêndio e explosão.

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

Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

Exercício Resolvido

67. (UEPB-adaptado) O peróxido de hidrogênio é uma substância que se decompõe naturalmente segundo a equação: 2 $H_2O_2 \rightarrow 2\ H_2O + O_2$. A produção de oxigênio, segundo essa equação, originou o uso convencional da concentração da água oxigenada em 10 volumes, que significa: 1 litro dessa água oxigenada produzirá 10 litros de gás oxigênio nas CNTP. Qual a quantidade de oxigênio produzida a partir de 34,0 g de peróxido de hidrogênio? Dados: H = 1; O = 16.

a) 68 g **c)** 32 g **e)** 160 g
b) 16 g **d)** 34 g

Resolução

$H_2O_2 \rightarrow H_2O + \frac{1}{2} O_2$ $\quad M_{H_2O_2} = 34$ g/mol; $M_{O_2} = 32$ g/mol.

1 mol ——— $\frac{1}{2}$ mol

34 g ——— 16 g

Alternativa **b**.

68. (UFPE) A água oxigenada, solução de peróxido de hidrogênio (H_2O_2), é vendida nas farmácias com concentrações em termos de "volumes", que correspondem à relação entre o volume de gás O_2, liberado após completa decomposição do H_2O_2, e o volume da solução aquosa. Sabendo que a equação química de decomposição da água oxigenada é:

$$H_2O_2\ (aq) \rightarrow H_2O\ (\ell) + \frac{1}{2} O_2\ (g)$$

calcule a concentração em mol/L de uma solução de água oxigenada de 24,4 volumes a 25 °C e 1 atm.

(Dado: R = 0,082 atm · L · K^{-1} · mol^{-1})

69. (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 **d)** 0,80
b) 0,08 **e)** 1,00
c) 0,40

70. (Uece) A concentração em quantidade de matéria (molaridade) e a fração em quantidade de matéria (fração molar) do soluto de uma solução de hidróxido de sódio cujo título é 40% e cuja densidade absoluta é 1,8 g/mL são, respectivamente, em valores aproximados:

a) 9,0 mol/L e 0,23
b) 9,0 mol/L e 0,36
c) 18,0 mol/L e 0,23
d) 18,0 mol/L e 0,36

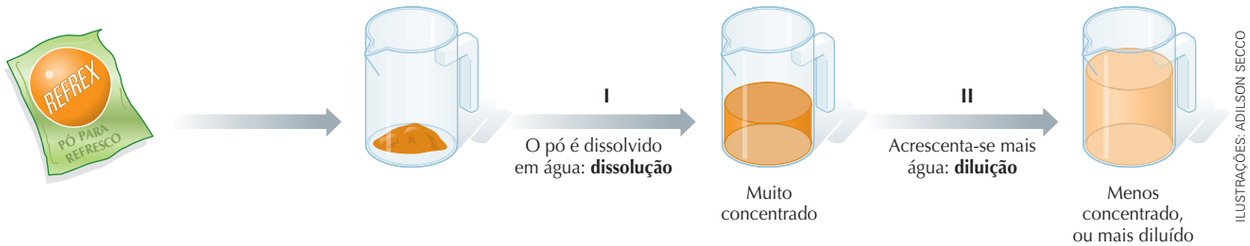
71. (PUC-MG) Quando 39,2 g de ácido sulfúrico são dissolvidos em 200 mL de água, obtém-se uma solução de volume igual a 220 mL. A molalidade (W) e a molaridade ($\mathcal{M}$) dessa solução são iguais a:

a) 0,5 molar e 0,5 molal.
b) 1,0 molal e 2,0 molar.
c) 1,0 molar e 2,0 molal.
d) 2,0 molar e 1,8 molal.
e) 2,0 molal e 1,8 molar.

72. (UFMS) Numa Olimpíada de Química, pedia-se para calcular várias unidades de concentração da solução formada por 0,342 mol de ureia, $(NH_2)_2CO$, dissolvidos totalmente em 100,0 mL de água, a 25 °C. Nessa mesma temperatura, a densidade da solução é 1,045 g · mL^{-1} e a da água é 1,00 g · mL^{-1}. A respeito dessa solução, considerando-se as massas atômicas: C = 12,0; N = 14,0; O = 16,0 e H = 1,00, é correto afirmar:

01) sua concentração em quantidade de matéria é 2,97 mol · L^{-1}.
02) sua molalidade é 0,342 mol · kg^{-1}.
04) a fração em quantidade de matéria do soluto é $5{,}80 \cdot 10^{-1}$.
08) a fração em quantidade de matéria do solvente é $9{,}42 \cdot 10^{-1}$.
16) o título em massa do soluto é $1{,}70 \cdot 10^{-2}$.

7 Diluição de soluções



ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

Não confunda dissolver com diluir!

Ao se misturar o pó para refresco em água e mexer bem, o pó está sendo dissolvido no solvente água, conforme indicado na figura, em I.

Ao se acrescentar mais solvente à solução para diminuir a concentração, estará ocorrendo uma diluição, conforme indicado na figura, em II.

> **Diluição** é o processo de acrescentar mais solvente a uma solução.

Num laboratório de Química **não** existem soluções de todas as concentrações possíveis e imagináveis. Geralmente são preparadas e armazenadas soluções de concentração elevada e, a partir delas, podem-se obter outras mais diluídas (isto é, menos concentradas) por meio da diluição.



SÉRGIO DOTTA JR./CID

A diluição de soluções é procedimento comum em laboratórios químicos. Soluções de estoque, normalmente, apresentam concentrações elevadas. ▶

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

7.1 Diluição de soluções (nível macroscópico)



SÉRGIO DOTTA JR./CID

▲ Da solução aquosa de $K_2Cr_2O_7$ de concentração 2,0 mol/L ① é retirada uma alíquota de 25,0 mL com auxílio de uma pipeta volumétrica.



SÉRGIO DOTTA JR./CID

▲ Essa alíquota de 25,0 mL é transferida para o balão volumétrico ②, de capacidade 250 mL.



SÉRGIO DOTTA JR./CID

▲ A seguir completa-se com água destilada até atingir a marca de 250 mL existente no gargalo do balão.

• ATENÇÃO

Você não deve realizar qualquer tipo de experimento por conta própria. A eventual realização deve ter autorização e supervisão do(a) professor(a).

7.2 Diluição de soluções (nível microscópico)

Quando uma solução concentrada de $CuC\ell_2$ (aq) é diluída pela adição de solvente, o resultado é uma nova solução que contém o mesmo número de íons Cu^{2+} e $C\ell^-$, porém em um maior volume de solução.



SÉRGIO DOTTA JR./CID

SÉRGIO DOTTA JR./CID

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

(Átomos representados por esferas em cores fantasiosas e fora de proporção.)

A solução é mais diluída porque o mesmo número de entidades (íons) está presente num volume maior de solvente e, consequentemente, de solução.

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

7.3 Diluição de soluções (os cálculos)

Como, na diluição, a quantidade do soluto não se altera, podemos afirmar que a quantidade de matéria (n) de soluto existente na alíquota está também presente na nova solução obtida pela diluição da alíquota.

Usando índice **i** para a alíquota inicial e **f** para a alíquota final, temos:

$$n_{i\ soluto} = n_{f\ soluto} \qquad m_{i\ soluto} = m_{f\ soluto} \qquad m_{i\ soluto} = m_{f\ soluto}$$
$$\mathcal{M}_i \cdot V_i = \mathcal{M}_f \cdot V_f \qquad C_i \cdot V_i = C_f \cdot V_f \qquad \mathcal{T}_i \cdot m_i = \mathcal{T}_f \cdot m_f$$

Dessa maneira é possível justificar por que as soluções de estoque, normalmente, são concentradas.

Ao se diluir uma solução a quantidade de soluto dissolvida não se altera, porém o volume total da solução aumenta e a massa total da solução também aumenta.

Então, como decorrência desse aumento, a concentração da solução diminui. Assim:

$$\downarrow C = \frac{m_{soluto}}{V_{solução}\uparrow} \qquad \downarrow \mathcal{M} = \frac{n_{soluto}}{V_{solução}\uparrow} \qquad \downarrow \mathcal{T}_m = \frac{m_{soluto}}{m_{solução}\uparrow} \qquad \downarrow \mathcal{T}_V = \frac{V_{soluto}}{V_{solução}\uparrow}$$

Na diluição mostrada em fotos no item 7.1, não foi determinada a concentração da solução final. Como isso poderia ser feito?

A partir da definição de concentração em quantidade de matéria, podemos afirmar que a quantidade em mols de soluto é dada por $n_{soluto} = \mathcal{M} \cdot V$, em que $\mathcal{M}$ é a concentração da solução em mol/L e V é o volume da solução.

Uma vez que, na diluição, a quantidade do soluto não se altera, podemos afirmar que o mesmo n_{soluto} presente na alíquota de 25,0 mL está presente na nova solução obtida pela diluição da alíquota.

Usando índice **i** para a alíquota (situação inicial) e **f** para a nova solução (situação final), temos:

$$n_{i\ soluto} = n_{f\ soluto}$$

$$\mathcal{M}_i \cdot V_i = \mathcal{M}_f \cdot V_f$$

$$2{,}0\ mol/L \cdot 0{,}025\ L = \mathcal{M}_f \cdot 0{,}250\ L \quad \Rightarrow \quad \mathcal{M}_f = 0{,}2\ mol/L$$

Os termos **diluída** e **concentrada** são usados em comparação entre soluções:

- a expressão **solução diluída** significa solução com concentração relativamente pequena de soluto;
- a expressão **solução concentrada** significa solução com concentração relativamente elevada de soluto.

Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

73. Uma pessoa que não gosta de café "forte" resolveu transformar um café "forte" num café "fraco" por acréscimo de água.



ADILSON SECCO

a) Como é denominada a técnica empregada?

b) Compare a concentração de soluto antes e depois.

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

74. Este exercício envolve a interpretação de modelos. A ilustração Ⓐ representa 100 mL de uma solução aquosa de açúcar de cana (sacarose). A ilustração Ⓑ representa o sistema após adição de 100 mL de água pura.

ADILSON SECCO



a) Nos modelos, as bolinhas representam, de modo mais correto, as moléculas do soluto ou do solvente? Justifique.

b) As expressões "diluído" e "concentrado" só fazem sentido quando usadas para estabelecer comparação entre soluções. Aplique esses termos às soluções das ilustrações.

c) Enumere algumas situações do seu dia a dia em que a operação diluição de soluções é observada.

75. Estabeleça uma comparação entre os sistemas representados pelas figuras Ⓐ e Ⓑ da questão anterior, quanto:

a) à massa de soluto;

b) à quantidade em mols de soluto;

c) ao volume da solução;

d) à concentração, em g/L;

e) à concentração, em mol/L.

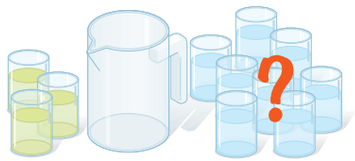
76. Quando, na diluição de uma solução aquosa, o acréscimo de água provoca uma **triplicação** do volume da solução, o que acontece com a concentração da solução, expressa em:

a) mol/L? **b)** g/L?

77. Quando, na diluição de uma solução aquosa, o acréscimo de água provoca uma **triplicação** da massa da solução, o que acontece com o título em massa?

78. Você tem três copos de uma limonada muito azeda. Em uma jarra de tamanho apropriado, quantos copos de água você adicionaria a esses 3 copos de limonada a fim de que a concentração, em mol/L, dos solutos presentes na limonada se reduza a 60% da inicial?

ADILSON SECCO



Observação: considere que todos os "copos" mencionados tenham o **mesmo** volume.

79. Acrescentam-se 300 mL de água a 200 mL de uma solução 10 g/L de cloreto de sódio.
Qual a concentração final dessa solução?

80. Um técnico tem 500 mL de uma solução de um medicamento e precisa reduzir a concentração, em mol/L, a 1/4 do valor inicial. Como ele deve proceder?

Exercício Resolvido

81. (Mackenzie-SP) Aquecem-se 800 mL de solução 0,02 mol/litro de fosfato de sódio, até que o volume de solução seja reduzido de 600 mL.
A concentração em mol/L da solução final é:

a) $2{,}0 \cdot 10^{-3}$ mol/litro.

b) $8{,}0 \cdot 10^{-2}$ mol/litro.

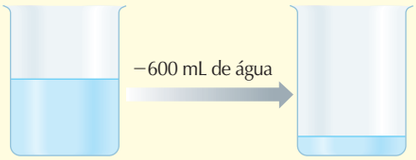
c) $1{,}0 \cdot 10^{-2}$ mol/litro.

d) $1{,}5 \cdot 10^{-3}$ mol/litro.

e) $5{,}0 \cdot 10^{-3}$ mol/litro.

Resolução

ADILSON SECCO



Na_3PO_4 (aq)
$\mathcal{M}_i = 0{,}02$ mol/L
$V_i = 800$ mL

Na_3PO_4 (aq)
$\mathcal{M}_f = ?$
$V_f = 200$ mL

$\mathcal{M}_i \cdot V_i = \mathcal{M}_f \cdot V_f$
$0{,}02 \cdot 0{,}8 = \mathcal{M}_f \cdot 0{,}2$

$\boxed{\mathcal{M}_f = 8 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}}$

Alternativa **b**.

82. (UFC-CE) Um químico possui em seu estoque 500 mL de solução 1 mol/L de NaCℓ. Para que possa aproveitá-la na preparação de uma solução 2 mol/L deste mesmo sal, ele deve:

(01) adicionar 500 mL de água;

(02) evaporar 250 mL de água dessa solução;

(04) adicionar 1/2 mol de NaCℓ;

(08) preparar 500 mL de solução 3 mol/L de NaCℓ e juntar as duas soluções.

Dê como resposta a soma dos números associados às afirmações corretas.

83. Um laboratorista precisa preparar uma solução 0,5 mol/L de Na_2SO_4, aproveitando 200 mL de solução 0,8 mol/L do mesmo sal. O que ele deve fazer com a solução 0,8 mol/L é:

a) adicionar 320 mL de água.

b) evaporar 120 mL de água.

c) adicionar 120 mL de água.

d) adicionar 1.400 mL de água.

e) adicionar 0,4 mol de sal.

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

Exercícios adicionais

Resolva em seu caderno

Seu (sua) professor(a) indicará o melhor momento para realizar os exercícios deste bloco.

84. (Vunesp) O ácido sulfúrico (H_2SO_4) é um líquido viscoso, muito corrosivo, oxidante e higroscópico. Além da sua utilização em baterias de automóveis, preparação de corantes, tintas e explosivos, este ácido pode ser utilizado, quando diluído adequadamente, na remoção de camadas de óxidos depositados nas superfícies de ferro e aço (decapante). A solução aquosa concentrada deste ácido apresenta densidade igual a 1,80 g/mL, sendo 98% m/m (massa percentual) em H_2SO_4.

a) Calcule a concentração, em quantidade de matéria (mol/L) da solução concentrada de ácido sulfúrico. Massa molar H_2SO_4 = 98 g/mol.

b) Para se preparar a solução aquosa de ácido sulfúrico utilizada como decapante, dilui-se 50 mL da solução concentrada para um volume final de 250 mL. Qual a concentração, em mol/L, que apresenta esta solução?

85. (Cesgranrio-RJ) Uma solução 0,05 mol/L de glicose, contida em um béquer, perde água por evaporação até restar um volume de 100 mL, passando a concentração para 0,5 mol/L. O volume de água evaporada é, aproximadamente:

a) 50 mL. **c)** 500 mL. **e)** 1.000 mL.

b) 100 mL. **d)** 900 mL.

86. (UFPE) Os médicos recomendam que o umbigo de recém-nascido seja limpo, usando-se álcool a 70%. Contudo, no comércio, o álcool hidratado é geralmente encontrado na concentração de 96% de volume de álcool para 4% de volume de água. Logo, é preciso realizar uma diluição. Qual o volume de água pura que deve ser adicionado a um litro (1 L) de álcool hidratado 80% v/v, para obter-se uma solução final de concentração 50% v/v?

a) 200 mL **c)** 600 mL **e)** 1.600 mL

b) 400 mL **d)** 800 mL

87. (PUC-RJ) Sulfato de cobre ($CuSO_4$) é um sal bactericida utilizado em água de piscina. Uma piscina tem capacidade total de 300 m^3 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 em mol/L do sal após sua dissolução total na água da piscina?

b) Se, em vez da adição do sal sólido, fossem bombeados 100 m^3 de água já contendo o $CuSO_4$ numa concentração igual a $3 \cdot 10^{-3}$ mol/L e completando-se, em seguida, o volume total da piscina com água, qual, então, seria a concentração em mol/L do sal?

88. (Vunesp) No descarte de embalagens e produtos químicos, é importante que elas contenham o mínimo possível de resíduos, evitando ou minimizando consequências indesejáveis. Sabendo que, depois de utilizadas, em cada embalagem de 1 litro de NaOH sólido restam 4 gramas do produto, considere os seguintes procedimentos:

- embalagem I: uma única lavagem, com 1 L de água;
- embalagem II: duas lavagens, com 0,5 L de água em cada vez.

(Dados: massas molares: Na = 23 g/mol, O = 16 g/mol e H = 1 g/mol)

a) Qual a concentração de NaOH, em mol/L, na solução resultante da lavagem da embalagem I?

b) Considerando que, após cada lavagem, resta 0,005 L de solução no frasco, determine a concentração de NaOH, em mol/L, na solução resultante da segunda lavagem da embalagem II e responda: qual dos dois procedimentos de lavagem foi mais eficiente?

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

8 Titulação ácido-base

Os coeficientes estequiométricos de uma equação química corretamente balanceada representam a proporção entre as quantidades em mols dos participantes da reação.

É bastante comum que reações químicas envolvam substâncias dissolvidas, ou seja, solutos. Como vimos anteriormente, saber a concentração expressa em mol/L é muito útil, pois, conhecido também o volume de solução, podemos calcular quantos mols há do soluto por meio da expressão: $n_{soluto} = \mathcal{M} \cdot V_{solução}$.

Dessa forma, conhecer $\mathcal{M}$ permite fazer cálculos estequiométricos. Um dos casos mais interessantes e comuns em laboratório é o da **titulação ácido-base**, processo que permite determinar experimentalmente a concentração de uma solução de ácido ou de base. Trata-se de uma técnica corriqueira em alguns laboratórios de análise, que usaremos para exemplificar a realização de um cálculo estequiométrico envolvendo substâncias em solução.

Digamos que um laboratório escolar possua grande estoque de uma solução aquosa de NaOH, mas, circunstancialmente, o rótulo está rasgado e a parte que indicava a concentração foi perdida. É possível determinar essa concentração? A resposta é afirmativa, e a sequência abaixo ilustra as etapas necessárias.

SÉRGIO DOTTA JR./CID



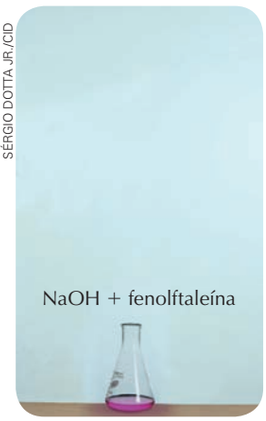
▲ Uma alíquota de volume conhecido (20 mL) e concentração em mol/L desconhecida é retirada com auxílio de uma pipeta volumétrica.

SÉRGIO DOTTA JR./CID



▲ Essa alíquota é transferida para um frasco erlenmeyer.

SÉRGIO DOTTA JR./CID



▲ São acrescentadas algumas gotas de fenolftaleína, indicador ácido-base, que adquire coloração rósea em meio básico.
$V_{base} = 20$ mL
$\mathcal{M}_{base} = ?$

• ATENÇÃO

NÃO se deve, em hipótese alguma, aspirar com a boca o líquido a ser transferido para a pipeta.
A eventual realização de um experimento de titulação requer a autorização e a supervisão do(a) professor(a). Óculos de segurança, luvas e aventais protetores são obrigatórios.

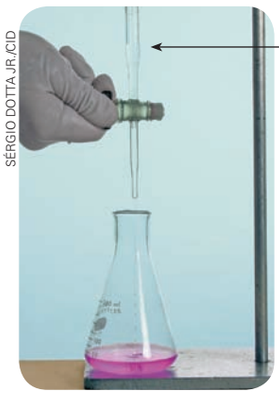
PIPETADORES MANUAIS OU AUTOMÁTICOS

Os pipetadores existem para abolir a pipetagem com a boca. Grande parte dos acidentes em laboratórios é decorrente da ingestão de substâncias tóxicas por essa exposição, muitas vezes deliberada, do estudante.

Note que sabemos o volume da alíquota, mas não o valor de $\mathcal{M}_{base}$.

Uma bureta é preenchida com solução de HCℓ que foi preparada no laboratório e que apresenta um valor previamente conhecido de $\mathcal{M}_{ácido}$. Digamos que esse valor seja 0,50 mol/L, conforme ilustrado abaixo.

SÉRGIO DOTTA JR./CID



◀ A bureta é preenchida com uma solução 0,50 mol/L de HCℓ (aq). No erlenmeyer, está a alíquota de solução de NaOH de concentração desconhecida.

A técnica da titulação ácido-base consiste em adicionar lentamente a solução do ácido (**solução titulante**) à da base (**solução titulada**), fazendo uso da torneira da bureta, até que a reação se complete. Quando ela se completar, poderemos determinar, por leitura na escala da bureta, o volume de solução ácida gasto. De posse desse resultado, é possível calcular, por estequiometria, o valor de $\mathcal{M}_{base}$.

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

Mas como saber que a reação chegou ao final e parar de adicionar ácido?

No **ponto de equivalência**, ou seja, no ponto em que a reação acabou de se completar, toda a base inicialmente presente no erlenmeyer foi neutralizada pelo ácido adicionado. Nesse momento, o meio deixou de ser básico. E, como a fenolftaleína é róseo-avermelhada apenas em meio básico (em meio neutro ou ácido ela é incolor), é possível inferir que se atingiu o ponto final da titulação porque o indicador mudou de cor. Ocorreu a **viragem do indicador**.

Numa titulação ácido-base, a viragem do indicador (adequadamente escolhido) permite avaliar o instante em que se atinge o ponto final da titulação e em que se deve parar de adicionar a solução titulante (no caso, a solução de HCℓ).

Imaginemos que, na titulação de NaOH usando a solução titulante de HCℓ, o volume de ácido consumido tenha sido de 30 mL (veja a foto ao lado).

Quantidade em mols de ácido que reagiu: $n_{ácido} = \mathcal{M}_{ácido} \cdot V_{ácido}$

Quantidade em mols de base que reagiu: $n_{base} = \mathcal{M}_{base} \cdot V_{base}$

	$HC\ell\,(aq)$	+	$NaOH\,(aq)$	→	$NaC\ell\,(aq)$	+	$H_2O\,(\ell)$
Proporção:	**1 mol**		**1 mol**				
Grandezas:	**Quantidade de matéria**		**Quantidade de matéria**				

$$\left.\begin{array}{ccc} 1\ \text{mol} & \text{———} & 1\ \text{mol} \\ \mathcal{M}_{ácido} \cdot V_{ácido} & \text{———} & \mathcal{M}_{base} \cdot V_{base} \end{array}\right\} \Rightarrow \mathcal{M}_{ácido} \cdot V_{ácido} = \mathcal{M}_{base} \cdot V_{base}$$

Substituindo os valores numéricos, temos:

$$0{,}50\ \text{mol/L} \cdot 0{,}030\ \text{L} = \mathcal{M}_{base} \cdot 0{,}020\ \text{L} \Rightarrow \mathcal{M}_{base} = 0{,}75\ \text{mol/L}$$



CARLOS LUVIZARI/CID

▲ O volume da solução ácida consumido pode ser determinado por leitura na escala da bureta. Esse volume foi igual a 30 mL.

8.1 A titulação ácido-base em nível macroscópico


SÉRGIO DOTTA JR./CID

▲ Antes do ponto final, a solução básica contendo o indicador fenolftaleína é rósea.


SÉRGIO DOTTA JR./CID

▲ À medida que se aproxima do ponto final, a cor rósea desaparece onde o ácido é adicionado, mas reaparece com a agitação.

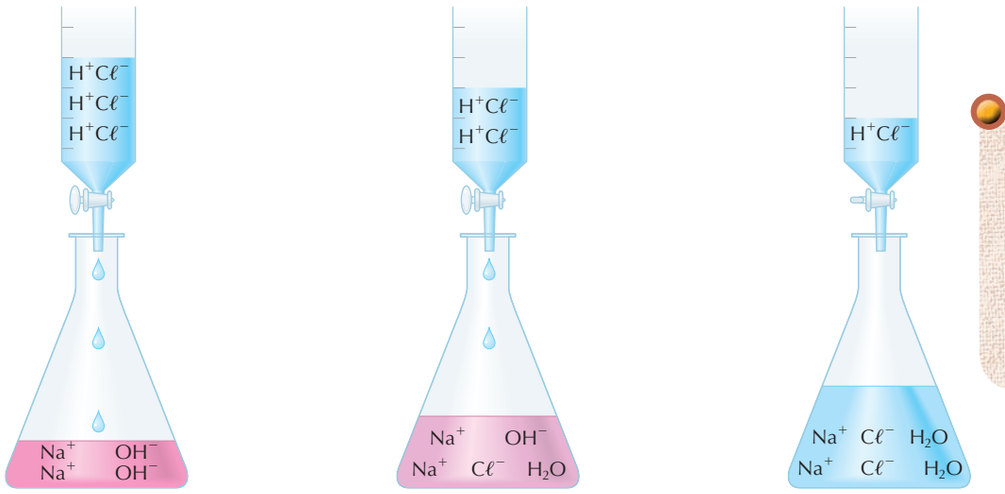

SÉRGIO DOTTA JR./CID

▲ No ponto final, a solução permanece incolor após a agitação. Ocorreu a viragem do indicador.

Quando ocorre a viragem do indicador, para-se de adicionar solução titulante. Atingiu-se o ponto final da titulação.

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

8.2 A titulação ácido-base em nível microscópico



ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

Fenolftaleína + NaOH (aq) (vermelho)

No início havia OH^- da base

Fenolftaleína + NaOH (aq) (vermelho)

Os íons OH^- vão sendo neutralizados por íons H^+

$H^+ (aq) + OH^- (aq) \rightarrow H_2O (\ell)$

(incolor)

Todos os íons OH^- foram neutralizados por íons H^+

O ponto de equivalência é o ponto em que toda a base foi neutralizada pelo ácido adicionado, e vice-versa.

• ATENÇÃO

Não faça os experimentos comentados nos exercícios por conta própria. A eventual realização deve ter autorização e supervisão do(a) professor(a).

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

Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

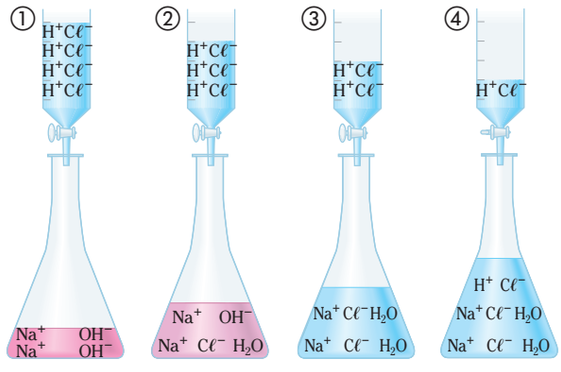
89. Uma amostra de 25 mL de uma solução aquosa de $Ca(OH)_2$ foi titulada com HCℓ 0,10 mol/L. Determinou-se que o volume de solução ácida necessária para atingir a viragem do indicador foi 40 mL. Determine a concentração de $Ca(OH)_2$ expressa em mol/L.

90. Num laboratório de Química, deseja-se confirmar a informação dada por certa empresa de que uma determinada solução aquosa de HCℓ, produzida por ela, apresenta concentração de 1,0 mol/L.

Para isso, titulou-se uma alíquota de 20 mL dessa solução com KOH 0,20 mol/L. O volume de solução básica necessário para atingir a viragem do indicador empregado foi 30 mL. Efetue os cálculos necessários e responda: a informação é correta ou não?

91. Uma amostra de 25 mL de uma solução aquosa de H_2SO_4 foi titulada com uma solução aquosa 0,10 mol/L de NaOH. Determinou-se que o volume de solução básica necessária para atingir a viragem do indicador foi 20 mL. Determine a concentração (mol/L) de H_2SO_4 na solução ácida.

92. Esta questão é sobre a interpretação de modelos. Analise as ilustrações ①, ②, ③ e ④, a seguir, e responda às perguntas, que se referem à titulação de uma solução de hidróxido de sódio usando como solução titulante uma solução de ácido clorídrico e, como indicador, a fenolftaleína. O azul-claro indica solução incolor e o cor-de-rosa indica uma solução róseo-avermelhada, típica da fenolftaleína em meio básico.



ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

a) Qual dos modelos refere-se à situação inicial?

b) Qual deles refere-se a uma situação durante a titulação, mas antes do ponto de equivalência?

c) Qual dos modelos é mais adequado para o ponto de equivalência?

d) Um dos modelos não é resposta dos itens anteriores. A que corresponderia esse modelo?

93. Ainda sobre a titulação da questão anterior, que dados são necessários para calcular a concentração, em mol/L, da solução que é titulada?

UNIDISC



▲ A titulação é um dos métodos empregados para o controle de qualidade de matérias-primas e de produtos industriais.

94. (ITA-SP) O rótulo de um produto de limpeza diz que a concentração de amônia (NH_3) é de 9,5 g/L. Com o intuito de verificar se a concentração de amônia corresponde à indicada no rótulo, 5,00 mL desse produto foram titulados com ácido clorídrico de concentração 0,100 mol/L. Para consumir toda a amônia dessa amostra, foram gastos 25,00 mL do ácido. Com base nas informações fornecidas acima,

	Qual a concentração da solução, calculada com os dados da titulação?	A concentração indicada no rótulo é correta?
a)	0,12 mol/L	sim
b)	0,25 mol/L	não
c)	0,25 mol/L	sim
d)	0,50 mol/L	não
e)	0,50 mol/L	sim

Exercício Resolvido

95. (UFRRJ) Uma amostra de 12 g contendo hidróxido de potássio foi dissolvida em água formando 1,0 litro de solução. Determine o grau de pureza de KOH na amostra, sabendo-se que uma alíquota de 100 mL dessa solução consumiu 75 mL de uma solução de ácido nítrico 0,2 mol/L.

Resolução

Inicialmente, vamos usar os dados referentes à titulação para determinar a concentração em mol/L da solução de KOH.

$HNO_3\ (aq) + KOH\ (aq) \rightarrow KNO_3\ (aq) + H_2O\ (\ell)$

A equação da reação fornece as proporções estequiométricas entre ácido nítrico e hidróxido de potássio.

	HNO_3	KOH
Proporção:	**1 mol**	**1 mol**
Grandezas:	**Quantidade de matéria**	**Quantidade de matéria**

$$\left.\begin{array}{rcl} 1\ \text{mol} & \text{——} & 1\ \text{mol} \\ \mathcal{M}_{\text{ácido}} \cdot V_{\text{ácido}} & \text{——} & \mathcal{M}_{\text{base}} \cdot V_{\text{base}} \end{array}\right\} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow \mathcal{M}_{\text{ácido}} \cdot V_{\text{ácido}} = \mathcal{M}_{\text{base}} \cdot V_{\text{base}}$$

Substituindo valores fornecidos:

$$\mathcal{M}_{\text{ácido}} \cdot V_{\text{ácido}} = \mathcal{M}_{\text{base}} \cdot V_{\text{base}}$$
$$0{,}2\ \text{mol/L} \cdot 75\ \text{mL} = \mathcal{M}_{\text{base}} \cdot 100\ \text{mL}$$
$$\mathcal{M}_{\text{base}} = 0{,}15\ \text{mol/L}$$

Assim, há 0,15 mol de KOH em um litro de solução. Como foi justamente esse o volume de solução preparado, há 0,15 mol de KOH na amostra original. Vamos determinar a que massa corresponde essa quantidade de matéria.

Grandezas:

Massa		**Quantidade de matéria**
56 g	———	1 mol
x	———	0,15 mol

$\Rightarrow \quad x = 8{,}4\ \text{g}$

Finalmente, vamos determinar a porcentagem da massa total da amostra inicial (12 g) que se deve ao KOH (8,4 g), ou seja, o "grau de pureza de KOH na amostra".

Grandezas:

Massa		**Porcentagem**
12 g	———	100%
8,4 g	———	y

$\Rightarrow \quad \boxed{y = 70\%}$

96. (UFF-RJ) Sabe-se que uma amostra de 10,0 mL de leite bovino continha, inicialmente, 0,50 g de lactose (açúcar encontrado no leite dos mamíferos).
Após algum tempo, ao realizar-se uma análise para a determinação da massa, em grama, de ácido láctico (monoprótico) existente nessa amostra foram necessários 40,0 mL de solução NaOH 0,10 mol $\cdot$ L^{-1}.
Tem-se a transformação:

$$\underset{\text{Lactose}}{C_{12}H_{22}O_{11}} + H_2O \rightarrow 2\ \underset{\text{Glicose}}{C_6H_{12}O_6} \rightarrow 4\ \underset{\text{Ácido láctico}}{C_3H_6O_3}$$

A partir dessas informações, determine o percentual de lactose presente na amostra analisada.

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

97. (UCG-GO) Para determinar a porcentagem de prata em uma liga, um analista dissolve uma amostra de 0,800 g da liga em ácido nítrico. Isso causa a dissolução da prata como íons Ag^+. A solução é diluída com água e titulada com uma solução 0,150 mol/L de tiocianato de potássio, KSCN. É formado, então, um precipitado:

$$Ag^+ (aq) + SCN^- (aq) \rightarrow AgSCN (s)$$

E o analista descobre que são necessários 42 mL da solução de KSCN para a titulação. Qual é a porcentagem em massa de prata na liga?

Exercícios adicionais

Resolva em seu caderno

Seu (sua) professor(a) indicará o melhor momento para realizar os exercícios deste bloco.

98. (UnB-DF) Para sua completa neutralização, uma amostra de vinagre de 5,0 mL consumiu 25 mL de uma solução que contém 0,20 mol/L de NaOH. Supondo que o único componente ácido do vinagre seja o ácido acético (CH_3COOH), calcule a massa (em gramas) do ácido, contida em 1 L de vinagre (dados: M (NaOH) = 40 g/mol; M (CH_3COOH) = = 60 g/mol).

99. (PUC-MG) Alguns produtos de limpeza doméstica consistem basicamente de solução aquosa de amônia. Para reagir completamente com a amônia presente em 5,00 mL de amostra de um determinado produto de limpeza, foram necessários 30,0 mL de ácido clorídrico 1,0 mol/L. A reação que ocorre é:

$$NH_3 (aq) + HC\ell (aq) \rightarrow NH_4C\ell (aq)$$

A concentração de amônia, em mol/L, na amostra é:

a) 2,0 **c)** 0,6 **e)** 6,0
b) 3,0 **d)** 0,3

100. (Unifenas-MG) O ácido cítrico (192 g/mol), responsável pela acidez do suco de laranja, é um aditivo multifuncional muito utilizado como acidificante, flavorizante, tamponante e sequestrante no processamento industrial de alimentos. Na titulação de uma solução contendo 0,24 g dessa substância foram consumidos 25 mL de solução 0,2 mol/L de NaOH. Esse ácido possui:

a) 1 hidrogênio ionizável.
b) 2 hidrogênios ionizáveis.
c) 3 hidrogênios ionizáveis.
d) 4 hidrogênios ionizáveis.
e) 5 hidrogênios ionizáveis.

101. (UFSC) Para se determinar o conteúdo de ácido acetilsalicílico ($C_9H_8O_4$) num comprimido isento de outras substâncias ácidas, 1,0 g do comprimido foi dissolvido numa mistura de etanol e água. Essa solução consumiu 15 mL de solução aquosa de NaOH, de concentração 0,20 mol · L^{-1}, para reação completa. Ocorreu a seguinte transformação química:

$$C_9H_8O_4 (aq) + NaOH (aq) \rightarrow C_9H_7O_4Na (aq) + H_2O$$

Sabendo que a massa molar do ácido acetilsalicílico é 180 g · mol^{-1}, calcule a porcentagem (%) em massa desse ácido no comprimido.

102. (UFMS) O rótulo de um produto de limpeza diz que a concentração de amônia, NH_3, é de 9,0 g/L. Com o objetivo de verificar se a concentração da amônia corresponde à indicada no rótulo, 10,0 mL desse produto foram neutralizados completamente com 25,0 mL de solução aquosa de ácido clorídrico 0,20 mol/L. Qual a concentração da base, em mol/L, calculada a partir dos dados da titulação? Para efeito de resposta, multiplique o resultado por cem.

103. (Unifesp) O gás sulfeto de hidrogênio é uma substância que dá aos ovos podres o nauseabundo odor que exalam. Esse gás é formado na reação de um ácido forte, como o ácido clorídrico, $HC\ell$ (aq), com sulfeto de sódio, Na_2S. Considerando que a reação química se processa até consumir todo o reagente limitante, quando são transferidos para um recipiente 195 g de sulfeto de sódio, 584 g de ácido clorídrico a 25% em massa e água destilada, a quantidade produzida de sulfeto de hidrogênio, em gramas, é igual a:

a) 779 **d)** 85
b) 683 **e)** 68
c) 234

104. (Vunesp) O ácido tartárico ($H_2C_4H_4O_6$) é um ácido diprótico que pode ser utilizado como acidulante na indústria alimentícia e é encontrado naturalmente em uvas, por exemplo. Na determinação de seu teor em suco de uvas, uma fração de 40,0 mL desse suco consumiu 20,0 mL de solução de hidróxido de sódio (NaOH) 0,2 mol · L^{-1}. Dadas as massas molares: H = 1 g · mol^{-1}, C = 12 g · mol^{-1} e O = 16 g · mol^{-1}, calcule a concentração, em g · L^{-1}, de ácido tartárico no suco de uvas.

▲ **Comentário dos autores:**
Um ácido diprótico é aquele que apresenta dois hidrogênios ionizáveis.

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

Informe-se sobre a Química

Oceanos: uma solução de eletrólitos

A Terra tem o privilégio de ser o único planeta do sistema solar que contém água em oceanos, rios e lagos. Em todos os casos, a água não é pura, mas sim solvente em soluções cujos solutos principais são sais.

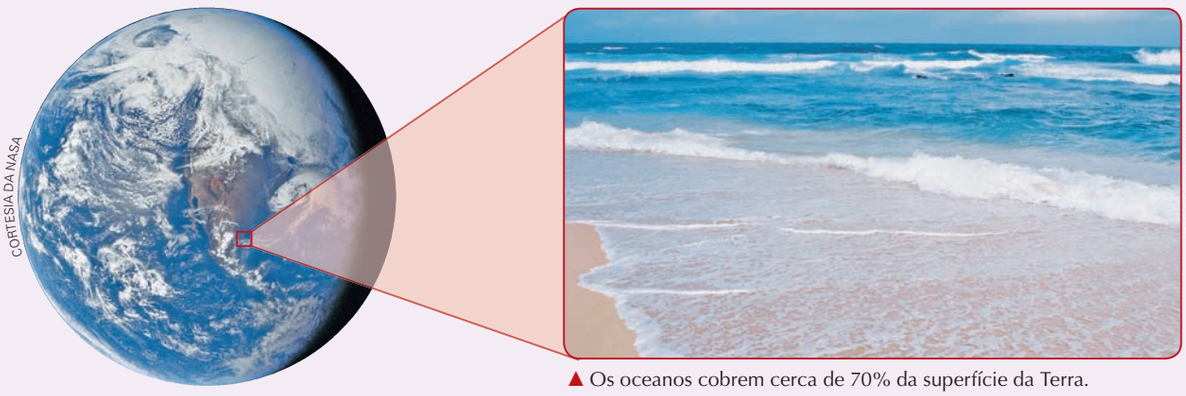
Os oceanos cobrem aproximadamente 70% da superfície do nosso planeta e contêm mais de $1{,}4 \cdot 10^{18}$ kg de massa de água. As águas que compõem os oceanos se comunicam, formando uma única massa de solvente que apresenta mesmas proporções dos principais solutos.

Devido à concentração de soluto presente, a água do mar é classificada como uma solução de eletrólitos moderadamente concentrada.

Para se ter uma ideia, a concentração em quantidade de matéria em relação aos íons Na^+ e $C\ell^-$ é de aproximadamente 0,5 mol · L^{-1} e em relação aos íons Mg^{2+} e SO_4^{2-} é de aproximadamente 0,05 mol · L^{-1}. As concentrações dos íons Na^+ e $C\ell^-$, por exemplo, são cerca de dez vezes maiores que as de Mg^{2+} e SO_4^{2-}.

Embora as proporções dos principais solutos sejam constantes, a concentração pode variar em diferentes locais, devido a fatores como excesso de chuvas, fusão de gelo, falta de chuvas ou calor excessivo.

As variações tanto em proporção como em concentração de solutos secundários, como HCO_3^-, NO_3^-, $H_2PO_4^-$ e ânions de silício (provenientes da ação mecânica e química da água sobre as rochas), são muito grandes, dependendo da região do planeta.



CORTESIA DA NASA

DIGITAL VISION/GETTY IMAGES/CID

▲ Os oceanos cobrem cerca de 70% da superfície da Terra.

Você entendeu a leitura? Responda em seu caderno

1. Pesquise sobre o papel dos oceanos na regulação do clima global.
2. Pesquise e explique o que é a corrente termohalina, citando a importância da salinidade das águas em seu mecanismo.
3. Explique como o aquecimento global pode comprometer a circulação das águas oceânicas.
4. Considerando que a densidade da água do mar fosse igual a 1 g/cm^3, qual seria a massa total de $NaC\ell$ presente em todos os oceanos terrestres?



WAGNER SANTOS/KINO

Salinas em Cabo Frio, RJ, 2000. ▶

Reavalie o que você pensa a respeito

Resolva em seu caderno

Verifique em que mudaram suas concepções prévias

Reveja sua resposta à atividade da segunda página deste capítulo, reavalie o que escreveu, discuta com seus colegas e, se julgar necessário, elabore novas justificativas ou aprimore as que tinha escrito. Apresente-as ao professor.

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

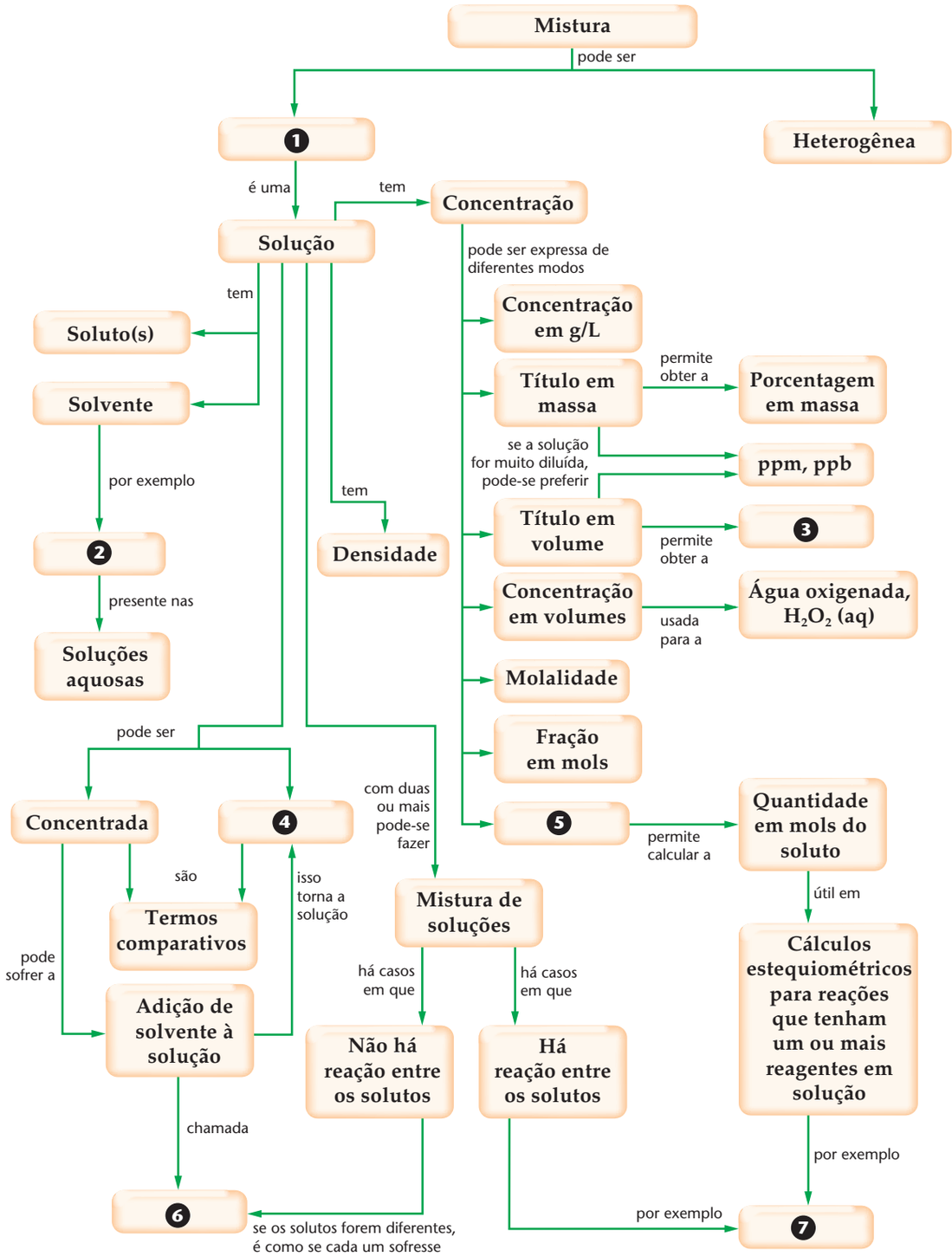
ESTABELEÇA CONEXÕES

Resolva em seu caderno

Importante:
Este mapa é apenas uma das muitas possibilidades de relacionar esses conteúdos conceituais.

MAPA CONCEITUAL – CONCENTRAÇÃO DAS SOLUÇÕES

Revise os conceitos estudados e decida como podem ser completados os locais em que aparecem os números.



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

CAPÍTULO 2

Propriedades coligativas


FRANS LANTING/FRANS LANTING PHOTOGRAPHY

▲ São conhecidas algumas borboletas, habitantes de locais com inverno rigoroso, que produzem substâncias causadoras de um *efeito crioscópico* em seus fluidos corporais. Isso permite que elas não congelem durante o período mais frio do ano e consigam sobreviver. Neste capítulo, estudaremos, entre outras coisas, o que vem a ser o *efeito crioscópico*. Borboletas Monarca, México, 2004.

Alguns conteúdos importantes:

- *Diagrama de fases de uma substância pura*
- *Pressão de vapor*
- *Volatilidade e pressão de vapor*
- *Temperatura de ebulição de um líquido*
- *Propriedades coligativas para soluções de solutos não voláteis e não eletrólitos*
- *Efeito tonoscópico*
- *Efeito ebulioscópico*
- *Efeito crioscópico*
- *Osmose*
- *Pressão osmótica*
- *Purificação da água por osmose reversa*
- *Dessalinizadores*
- *Propriedades coligativas para soluções de eletrólitos não voláteis*

O que você pensa a respeito?

Resolva em seu caderno

Sondagem de concepções prévias

Na lista abaixo estão relacionados alguns termos e conceitos. Indique no seu caderno aqueles que você julga que estejam relacionados à imagem e justifique sua escolha. Discuta com seus colegas e apresente as conclusões ao professor.

- sublimação
- reação química
- aumento da volatilidade
- aumento da temperatura de ebulição
- diminuição da temperatura de congelamento



SÉRGIO DOTTA JR./CID

Reabastecimento do fluido ▶ do radiador de um automóvel.

• ATENÇÃO

O etilenoglicol, utilizado como aditivo em radiadores, é um líquido muto tóxico.
Seu contato com a pele ou os olhos, sua ingestão ou a inalação de seus vapores oferecem sérios riscos à saúde.
Óculos de segurança, luvas e aventais protetores são recomendados.

Pare e situe-se!

Texto introdutório ao capítulo

Dentre os inúmeros exemplos de soluções (misturas homogêneas), são de particular interesse as soluções aquosas (aquelas nas quais o solvente é a água), pois, entre outros motivos, estão presentes em todos os seres vivos. Compreender as propriedades das soluções tem contribuído para que os cientistas possam entender o funcionamento dos organismos vivos.

Entre as propriedades das soluções líquidas, em particular das soluções aquosas de solutos não voláteis (que não tendem a vaporizar), destacam-se quatro que são denominadas **propriedades coligativas**. São propriedades que dependem da concentração de partículas dissolvidas (moléculas e/ou íons), mas não da natureza dessas partículas, ou seja, não dependem de que partículas são essas. As quatro propriedades coligativas são o **abaixamento da pressão de vapor do solvente**, o **aumento da temperatura de início de ebulição**, a **diminuição da temperatura de início de solidificação** e a **pressão osmótica**.

Para compreender essas propriedades é necessário conhecer o **diagrama de fases** de uma substância e compreender o conceito de **pressão de vapor** de um líquido. Por conveniência didática, este capítulo pode ser assim dividido:

Primeiramente (itens 1 a 4), você conhecerá o diagrama de fases da água e aprenderá a interpretá-lo. Também aprenderá o conceito de pressão de vapor e sua relação com a tendência que um líquido tem para vaporizar.

A seguir (itens 5 a 10), você estudará as quatro propriedades coligativas referentes a soluções de solutos não eletrólitos e não voláteis.

Finalmente (item 11), você verá que é possível estendermos a discussão das propriedades coligativas às soluções de solutos eletrólitos e não voláteis.

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

1 É possível ferver a água sem aquecê-la?

A pressão atmosférica média ao nível do mar é de 101,3 kPa, o que equivale a 1 atm ou 760 mmHg. Quando uma amostra de água, mantida a essa pressão, é gradualmente aquecida, verifica-se que entra em ebulição a 100 °C.

Experimentalmente também se verifica que, quando a água está submetida a uma outra pressão que não 101,3 kPa, a temperatura de ebulição não é 100 °C. Assim, por exemplo, quando a água está submetida a 198,5 kPa (196% da pressão ao nível do mar), entra em ebulição a 120 °C. Quando está a 84,5 kPa (83% da pressão ao nível do mar), o ponto de ebulição se reduz a 95 °C. E quando a pressão é de 70,1 kPa (69% da pressão ao nível do mar), a ebulição ocorre a 90 °C. A figura Ⓐ esquematiza uma aparelhagem que pode ser empregada para realizar experimentos que fornecem resultados como esses.

Esses e muitos outros resultados permitiram aos cientistas enunciar a seguinte conclusão experimental: o ponto de ebulição da água aumenta à medida que aumenta a pressão a que ela está submetida.

Os resultados experimentais que citamos serão interpretados mais à frente, neste capítulo. Por conveniência, vamos designá-los por ①, ②, ③ e ④.

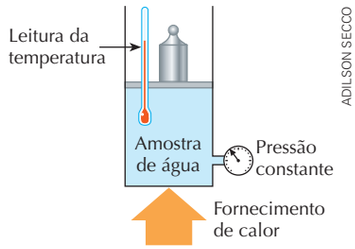
Resultado experimental	Pressão constante à qual a água está submetida (kPa)	Ponto de ebulição (°C)
①	198,5	120
②	101,3 (1 atm)	100
③	84,5	95
④	70,1	90

Outra conclusão experimental interessante é que a água pode entrar em ebulição à temperatura ambiente. Isso é possível colocando-se uma amostra de água no interior de um recipiente fechado conectado a uma bomba de vácuo, dispositivo que remove ar do recipiente e reduz a pressão no interior dele. Essa aparelhagem está esquematizada na figura Ⓑ, ao lado. Promovendo uma gradual redução da pressão, observa-se que, num certo momento, a água entra em ebulição, mesmo estando a uma temperatura bem inferior a 100 °C.

Verifica-se, por exemplo, que, se a água estiver à temperatura fixa de 20 °C, ela entra em ebulição quando a pressão atinge o valor de 2,3 kPa (que equivale a 2% da pressão atmosférica ao nível do mar). Em outras temperaturas, que não 20 °C, verifica-se que a ebulição ocorre em outras pressões. Abaixo estão alguns exemplos de resultados experimentais.

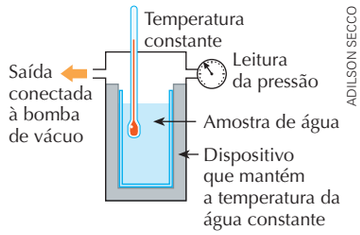
Resultado experimental	Temperatura constante à qual a água está submetida (°C)	Pressão na qual ocorre a ebulição (kPa)
⑤	20	2,3
⑥	30	4,2
⑦	40	7,4
⑧	50	12,3

Ⓐ



ADILSON SECCO

Ⓑ



ADILSON SECCO

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

Pelo exemplo mostrado na foto, constata-se que, quando a pressão sobre a superfície da água líquida é suficientemente reduzida, suas moléculas podem passar para a fase vapor de forma "violenta", causando assim a ebulição da água. A ebulição ocorreu sem que houvesse necessidade de aquecimento do líquido.

Como você pode perceber, a ebulição da água envolve um compromisso entre duas variáveis: a pressão e a temperatura.

> Mantendo-se a pressão constante, a ebulição da água pode ocorrer aumentando-se a temperatura. Por sua vez, mantendo-se a temperatura fixa, a ebulição pode ocorrer por meio da redução da pressão.

Muitos outros fatos experimentais como esses permitiram generalizar essas conclusões para outros líquidos, que não apenas a água. Como os cientistas organizam dados como esses, de modo a tornar compreensíveis os comportamentos de mudança de fase como, por exemplo, a transição de água líquida para vapor de água? É isso que veremos a seguir.



SÉRGIO DOTTA JR./CID

▲ A água ferve sem necessidade de aquecimento quando a pressão que atua sobre ela é reduzida.

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

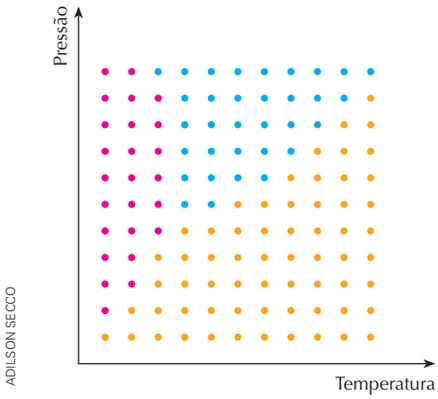
2 Diagrama de fases de uma substância pura

2.1 Diagrama de fases da água

Em Ciência, quando se deseja compreender comportamentos ligados a dados numéricos experimentalmente determinados, o primeiro passo é determinar uma quantidade suficiente desses dados. O passo seguinte é analisar o conjunto de dados obtidos visando perceber as regularidades nele presentes.

No caso das mudanças de estado físico envolvendo a substância água, cientistas realizaram muitos experimentos nos quais uma amostra dessa substância foi submetida a pressões e temperaturas conhecidas.

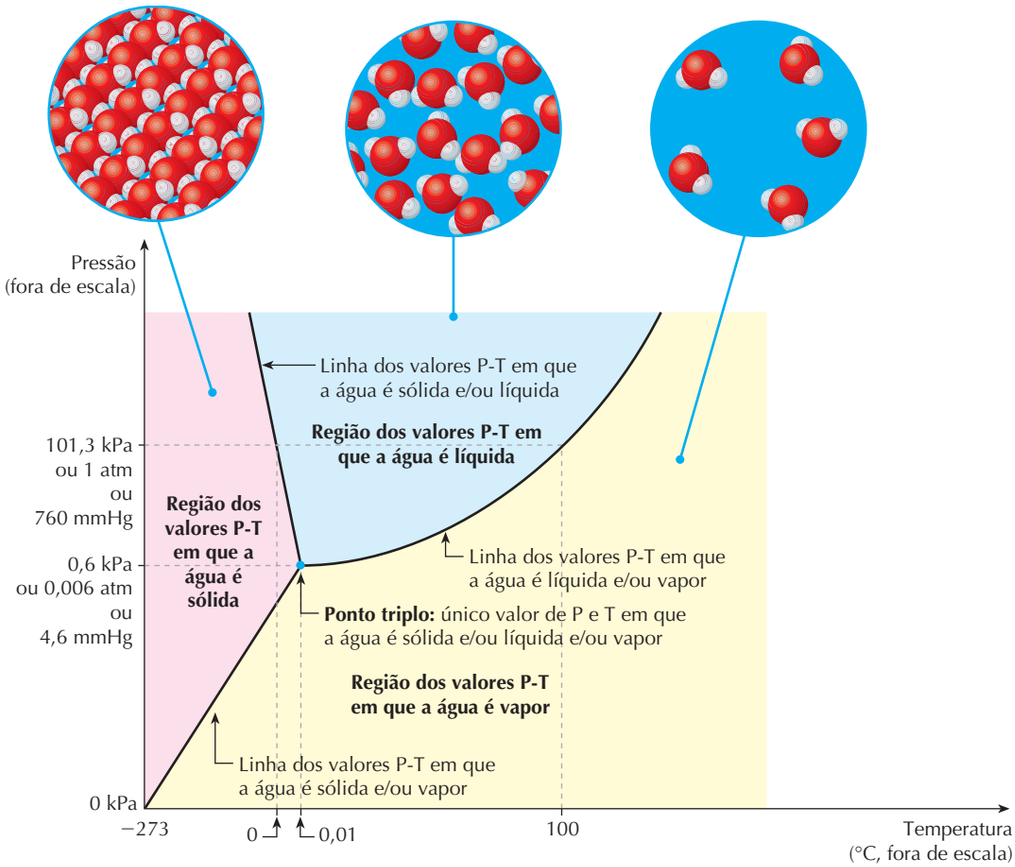
Para cada par de valores pressão-temperatura escolhido, observou-se o estado físico da água: sólido, líquido ou gasoso. Cada par de valores pressão-temperatura foi anotado, assim como o estado físico da água nessas condições. Os resultados foram colocados em um gráfico de pressão *versus* temperatura, como o que aparece esquematizado na figura abaixo.



ADILSON SECCO

Legenda:
- Água no estado sólido
- Água no estado líquido
- Água no estado gasoso (vapor-d'água)

A partir desse grande conjunto de informações, foi possível elaborar o chamado **diagrama de fases** para a água, que aparece na figura abaixo. Nele, a temperatura aparece nas abscissas, e a pressão, nas ordenadas.



ADILSON SECCO

▲ O **diagrama de fases** da água permite avaliar o estado físico de uma amostra de água em função da pressão e da temperatura a que está submetida. Esse diagrama também permite prever como pressão e/ou temperatura devem ser alteradas a fim de provocar mudanças de estado físico numa amostra de água. (Os eixos de pressão e de temperatura **não estão em escala**.) (Os átomos de H e O que formam as moléculas de água estão representados por esferas em cores fantasiosas e fora de proporção.)

Uma amostra qualquer de água tem um valor de pressão e um de temperatura. Esse par de valores pressão-temperatura determina um ponto no diagrama de fases da água. Se esse ponto estiver na área rósea, a água estará no estado sólido. Se o ponto estiver na área azul, a água estará líquida; se estiver na área amarela, ela estará no estado gasoso.

As áreas rósea e azul são separadas por uma linha. Qualquer ponto sobre essa linha indica um par pressão-temperatura em que a água pode existir no estado sólido e/ou líquido. Em outras palavras, essa linha indica os valores pressão-temperatura em que uma amostra de água pode sofrer transição de sólido para líquido (fusão) e de líquido para sólido (solidificação).

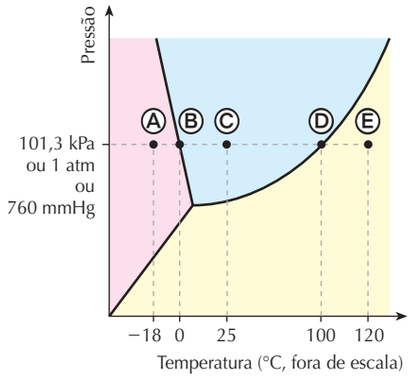
Um ponto na linha de separação entre as regiões azul e amarela corresponde a um par pressão-temperatura no qual uma amostra de água pode estar no estado líquido e/ou gasoso. Pontos sobre essa linha correspondem, portanto, à transição de água líquida para vapor-d'água (vaporização) e à transição de vapor-d'água para água líquida (condensação).

Analogamente, um ponto sobre a linha que separa as regiões rósea e amarela corresponde a um par de valores pressão-temperatura em que a água pode ser sólida e/ou vapor, ou seja, corresponde à transição entre esses dois estados físicos (sublimação).

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

2.2 Interpretação do diagrama de fases da água

Considere o diagrama de fases da água ilustrado abaixo. Uma amostra de gelo, a 1 atm e a –18 °C, temperatura típica de um *freezer*, é representada pelo ponto Ⓐ. Se essa amostra for deixada em um ambiente a 1 atm e 25 °C, irá sofrer gradual aquecimento, tendo sua situação modificada ao longo da linha horizontal tracejada. Ao chegar ao ponto Ⓑ, ocorrerá a fusão do gelo.



ADILSON SECCO

Durante a fusão, a temperatura do gelo permanecerá constante em 0 °C.

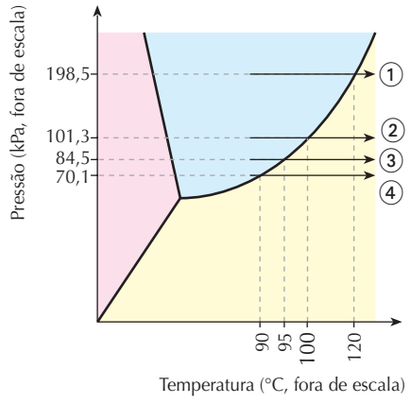
Completada a fusão da amostra, o aquecimento continuará, até ser atingido o ponto Ⓒ, que corresponde à água, a 1 atm e 25 °C. Nesse ponto, a amostra estará na mesma temperatura do ambiente e, portanto, em equilíbrio térmico com ele. Se, a seguir, essa amostra de água líquida for gradualmente aquecida, ela continuará tendo a sua situação modificada ao longo da linha horizontal tracejada e entrará em ebulição quando for atingido o ponto Ⓓ, a 1 atm e 100 °C.

Durante o tempo que durar a ebulição, a temperatura permanecerá constante em 100 °C. Terminada a ebulição, se o vapor for mantido em um sistema fechado, a 1 atm de pressão, e o aquecimento continuar, será atingido, por exemplo, o ponto Ⓔ, que representa vapor-d'água, a 1 atm e 120 °C.

Se procedêssemos de forma inversa, resfriando o vapor-d'água do ponto Ⓔ até o ponto Ⓐ, ocorreria a condensação do vapor em Ⓓ. E o líquido proveniente dessa condensação iria se solidificar no ponto Ⓑ.

O diagrama de fases da água corresponde a um modo simples de expressar como a pressão e a temperatura influenciam as mudanças de fase dessa substância. Já estamos em condição, por exemplo, de usar esse diagrama para ter uma visão de conjunto dos resultados experimentais ① a ⑧, apresentados no item 1.

As setas mostradas no diagrama de fases ilustrado abaixo representam os resultados experimentais ① a ④. Em cada um dos casos, a amostra de água está submetida a um valor diferente de pressão, que se mantém constante durante o aquecimento. Nesses processos, a ebulição ocorre quando se cruza horizontalmente a linha que separa as regiões de líquido e vapor. E esse cruzamento, como se pode perceber, ocorre em diferentes valores de temperatura.



ADILSON SECCO

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

Na prática, uma situação como ① ocorre dentro de uma panela de pressão, que é projetada para reter parte do vapor-d'água, produzindo um aumento da pressão interna e, consequentemente, um aumento da temperatura de ebulição da água. (Veremos, no capítulo 7, que esse aumento da temperatura da água fervente acelera o cozimento dos alimentos e torna, portanto, a panela de pressão mais rápida e econômica.) Situações como ③ e ④ ocorrem em locais cuja altitude seja superior ao nível do mar, pois neles a pressão atmosférica é menor que ao nível do mar. Como regra geral, **à medida que nos dirigimos para localidades de maior altitude, constatamos que a temperatura de ebulição da água diminui graças à redução da pressão ambiente**.

JUCA MARTINS/PULSAR IMAGENS



◀ Nas cidades situadas acima do nível do mar (como é o caso de Poços de Caldas, MG, 2001, retratada nessa foto, que está 1.196 m acima do nível do mar) a temperatura de ebulição da água, em panela aberta, é inferior a 100 °C como consequência de a pressão atmosférica ser menor que ao nível do mar.

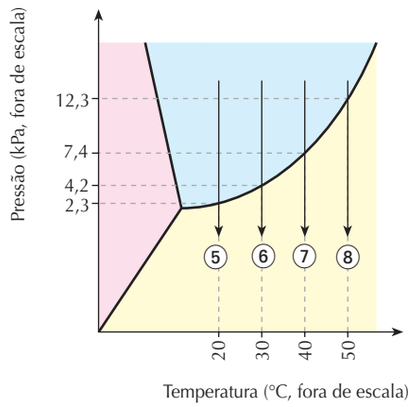
GABOR NEMES/KINO



▲ Nas panelas de pressão, a água ferve acima de 100 °C graças à retenção de parte do vapor produzido, que gera aumento da pressão interna.

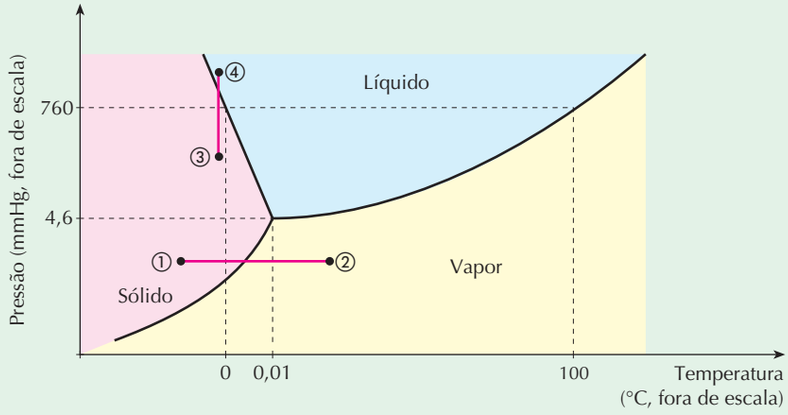
Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Os resultados ⑤ a ⑧ são representados pelas setas no diagrama de fases ilustrado abaixo. Esses processos referem-se à ebulição da água provocada por redução de pressão, a temperatura constante. Perceba que, em cada um desses quatro casos, o cruzamento da linha que separa água líquida do vapor-d'água ocorre em uma diferente pressão, o que é decorrente do fato de, em cada caso, a amostra de água ser mantida a uma diferente temperatura.



ADILSON SECCO

DO CAFEZINHO À PATINAÇÃO NO GELO



ADILSON SECCO

Obtendo o café solúvel (desidratação a frio)

O pó de café é adicionado à água sob agitação. O conjunto é submetido a uma filtração para eliminar a porção insolúvel do pó. A solução restante (água + porção solúvel do pó) é congelada e colocada numa câmara de vácuo. Os cristais de gelo formados sublimam com um leve aumento de temperatura (trecho 1-2 do gráfico), restando um produto isento de água e com suas propriedades inalteradas, o que não ocorreria caso a água fosse eliminada por fervura.

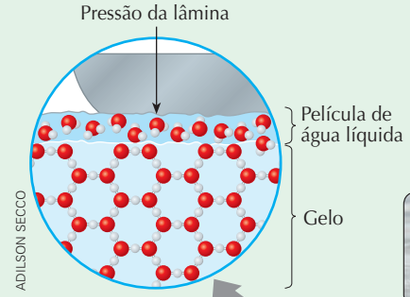


SÉRGIO DOTTA JR./CID

◀ O processo de fabricação do café solúvel e uma proposta de explicação de como um patinador desliza sobre o gelo têm a ver com o diagrama de fases da água.

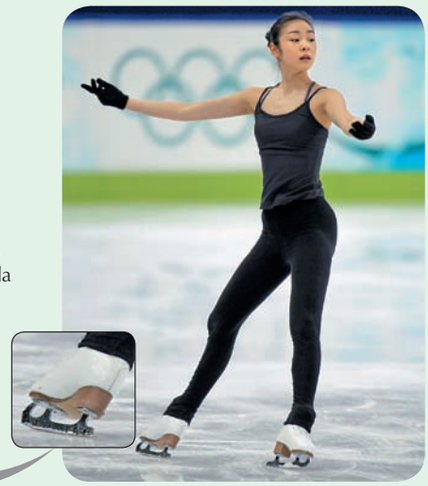
Deslizando sobre o gelo

Uma explicação usada por alguns para o deslizamento dos patins sobre o gelo está relacionada a uma fina camada de água no estado líquido que se forma devido à pressão exercida pelas lâminas dos patins, pressão essa que provoca a fusão do gelo (trecho 3-4 do gráfico).



ADILSON SECCO

(Átomos representados por esferas em cores fantasiosas e fora de proporção.)

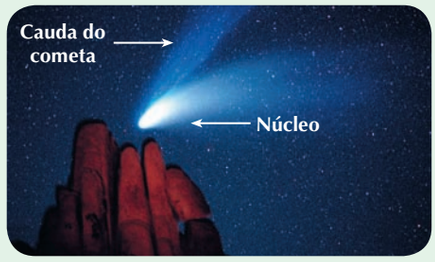


THE NEW YORK TIMES/LATINSTOCK

▲ Patinadora nos Jogos Olímpicos de Inverno, Vancouver, Canadá, 2010.

A cauda do cometa

Os cometas são formados por resíduos da criação do Sistema Solar que permanecem congelados e viajam em órbitas variadas no espaço. Quando um cometa está distante do Sol, ele tem apenas o núcleo, feito de gelo e rocha. Quando se aproxima do Sol, o aquecimento progressivo do núcleo faz com que o gelo da parte exterior se transforme em gases. Estes, junto com outras partículas, se liberam e formam a cauda do cometa (trecho 1-2 do gráfico).



WALTER PACHOLKA-ASTROPICS/SPL-LATINSTOCK

▲ Cometa Hale-Bopp, fotografado do Parque Nacional Joshua Tree, Califórnia, EUA, em 1997.

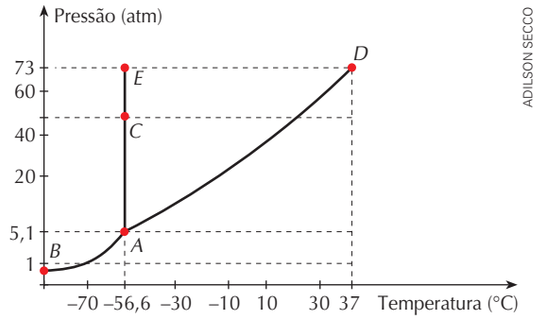
Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

1. (UFSC) Considere o diagrama de fases do dióxido de carbono, representado a seguir. Determine qual(is) a(s) proposição(ões) CORRETA(S):



ADILSON SECCO

(01) À pressão de 73 atm, o dióxido de carbono é líquido na temperatura de 25 °C e é sólido na temperatura de −60 °C, mantendo a mesma pressão.

(02) Os valores de pressão e temperatura correspondentes à linha A-C-E representam o equilíbrio entre os estados sólido e vapor.

(04) Este composto é um gás nas condições ambientes.

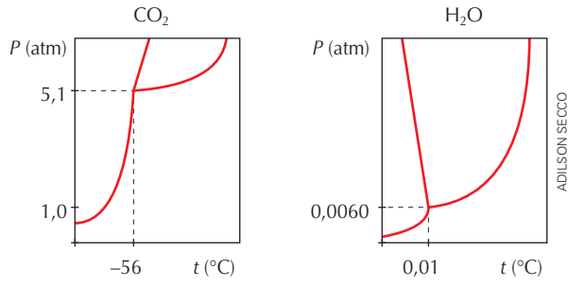
(08) A −56,6 °C e 5,1 atm, tem-se o ponto triplo, no qual o dióxido de carbono se encontra em equilíbrio nos três estados físicos.

(16) No ponto C do diagrama, estão em equilíbrio as fases sólida e vapor.

(32) O gelo-seco sublima quando mantido a 1 atm; portanto, não é possível conservá-lo em *freezers* comuns, a −18 °C.

Responda com a soma dos números das proposições corretas.

2. (UFRGS-RS) Considere os seguintes diagramas de fase para dióxido de carbono e água.



ADILSON SECCO

Um estudante, ao analisar esses diagramas, formulou as seguintes afirmações:

I. Não é possível encontrar CO_2 vapor abaixo de −56 °C.

II. Existe possibilidade de se encontrar CO_2 sólido em temperaturas acima de −56 °C, desde que a pressão seja suficientemente alta.

III. A 0,0060 atm e 0,01 °C coexistem, em equilíbrio, água líquida, vapor e gelo.

IV. Não é possível encontrar água líquida em temperaturas inferiores a 0,01 °C.

Quais estão corretas?

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

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

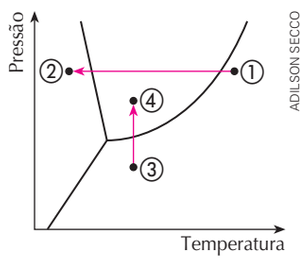
Exercícios adicionais

Resolva em seu caderno

Seu (sua) professor(a) indicará o melhor momento para realizar os exercícios deste bloco.

3. No alto da Serra da Mantiqueira, a água ferve a uma temperatura mais baixa que em Brasília. Em Brasília, por sua vez, a água ferve a uma temperatura mais baixa que em Fortaleza. Utilize o diagrama de fases da água para explicar essas observações experimentais.

4. Descreva a sequência de eventos que corresponde, no diagrama de fases da água mostrado ao lado, à transição do ponto:



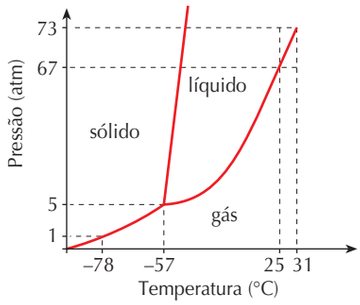
ADILSON SECCO

a) ① ao ponto ②;
b) ③ ao ponto ④.

5. (UFRGS-RS) O CO_2 sólido é denominado gelo-seco por sublimar sob pressão atmosférica, dando origem ao CO_2 gasoso. A sublimação ocorre porque

a) a pressão correspondente ao ponto triplo do CO_2 é superior a 1 atmosfera.
b) o CO_2 líquido é instável.
c) o CO_2 é um gás de difícil liquefação.
d) a pressão de vapor do CO_2 sólido é inferior a 1 atmosfera.
e) as forças de van der Waals entre as moléculas de CO_2 são pouco intensas.

6. (Fuvest-SP) O diagrama esboçado abaixo mostra os estados físicos do CO_2 em diferentes pressões e temperaturas. As curvas são formadas por pontos em que coexistem dois ou mais estados físicos.



ADILSON SECCO

Um método de produção de gelo-seco (CO_2 sólido) envolve:

I. compressão isotérmica do CO_2 (g), inicialmente a 25 °C e 1 atm, até passar para o estado líquido;

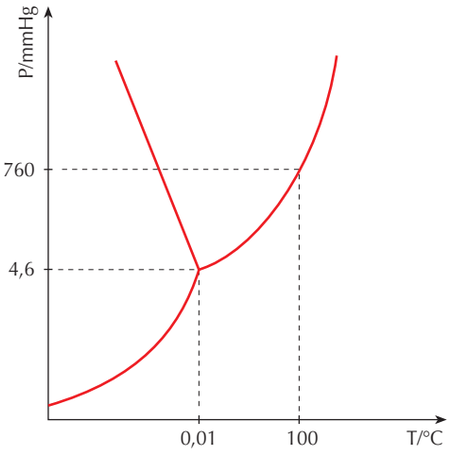
II. rápida descompressão até 1 atm, processo no qual ocorre forte abaixamento de temperatura e aparecimento de CO_2 sólido.

Em I, a pressão mínima a que o CO_2 (g) deve ser submetido para começar a liquefação, a 25 °C, é *y* e, em II, a temperatura deve atingir *x*.

Os valores de *y* e *x* são, respectivamente,

a) 67 atm e 0 °C.
b) 73 atm e −78 °C.
c) 5 atm e −57 °C.
d) 67 atm e −78 °C.
e) 73 atm e −57 °C.

7. (UFG-GO) O diagrama de fases da água é representado abaixo.

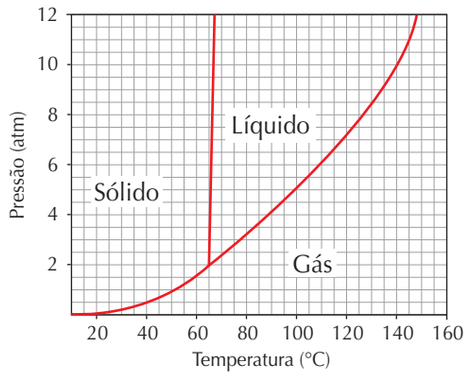


ADILSON SECCO

As diferentes condições ambientais de temperatura e pressão de duas cidades, **A** e **B**, influenciam nas propriedades físicas da água. Essas cidades estão situadas ao nível do mar e a 2.400 m de altitude, respectivamente. Sabe-se, também, que a cada aumento de 12 m na altitude há uma mudança média de 1 mmHg na pressão atmosférica. Sendo a temperatura em **A** de −5 °C e em **B** de −35 °C, responda:

a) Em qual das duas cidades é mais fácil liquefazer a água por compressão? Justifique.
b) Quais são as mudanças esperadas nos pontos de fusão e ebulição da água na cidade **B** com relação a **A**?

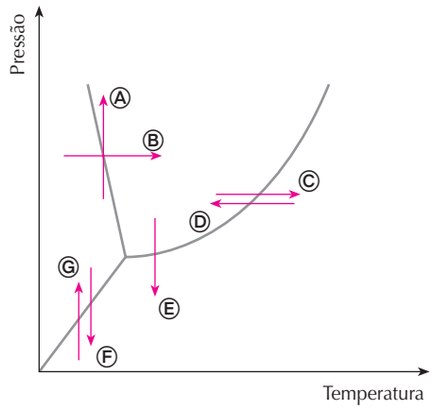
8. (UFRJ) O UF_6 gasoso produzido na etapa de fluoração é condensado para armazenamento e posterior enriquecimento. O diagrama esquemático de equilíbrio de fases do UF_6 é apresentado a seguir:



ADILSON SECCO

a) Apresente a temperatura de ebulição do UF_6 a 10 atm.
b) Qual a temperatura e a pressão em que as três fases (líquida, sólida e gasosa) estão simultaneamente em equilíbrio?

9. Os patins usados no gelo não têm rodas, mas sim uma lâmina metálica longitudinal. Uma explicação sugerida para o fato de os patinadores conseguirem deslizar sobre o gelo é que a lâmina dos patins exerce alta pressão sobre o gelo sólido, que provoca sua fusão sob a lâmina.
O deslizamento aconteceria graças à camada de água líquida que se formaria entre a lâmina e o gelo.
Qual das setas no diagrama de fases mostrado abaixo corresponde a essa mudança de fase da água? Explique.



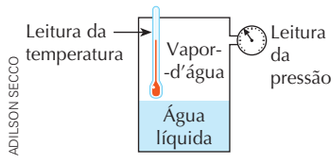
ADILSON SECCO

10. Qual das setas no diagrama de fases da questão anterior corresponde ao derretimento de um pedaço de gelo deixado sobre a pia? Justifique.

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

3 Pressão de vapor de um líquido

Considere um sistema fechado no qual haja água líquida em equilíbrio com vapor-d'água, como o esquematizado a seguir.



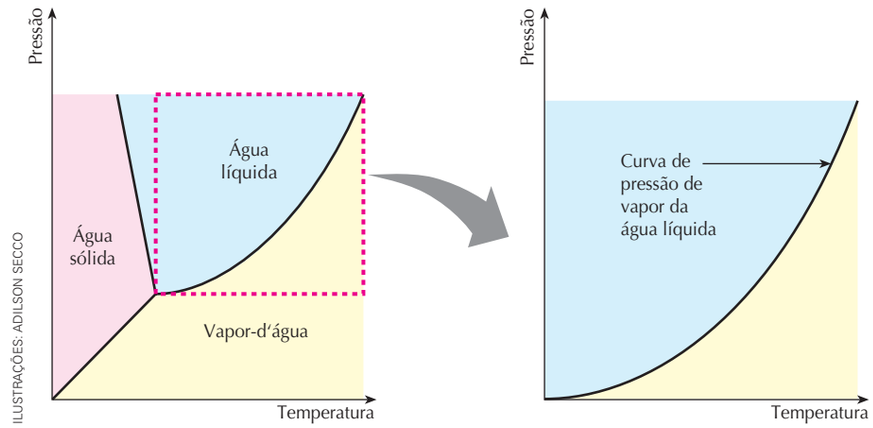
ADILSON SECCO

O equilíbrio entre a fase líquida e a fase vapor pressupõe que a extensão de cada uma delas permaneça constante, ou seja, que a velocidade de vaporização seja igual à de condensação.

A pressão medida nesse sistema, denominada **pressão de vapor da água**, é a pressão que, nessa temperatura, corresponde à situação de coexistência (isto é, existência simultânea) de água líquida e vapor-d'água.

Com uma montagem experimental como essa foram obtidos os valores de pressão de vapor da água em várias temperaturas. Alguns desses valores aparecem na tabela 1.

Se elaborarmos um gráfico da pressão de vapor da água em função da temperatura, o que iremos obter nada mais é do que a curva que, no diagrama de fases da água, separa a região de água líquida da região de vapor-d'água.



ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

O aumento da temperatura acarreta um aumento na pressão de vapor de um líquido.

TABELA 1 **Pressão de vapor da água em várias temperaturas**

Temperatura (°C)	Pressão de vapor (kPa)
0	0,6
10	1,2
20	2,3
30	4,2
40	7,4
50	12,3
60	19,9
70	31,2
80	47,4
90	70,1
100	101,3 (1 atm)
150	475,7
200	1.553,6
250	3.973,6
300	8.583,8

Fonte: LIDE, D. R. (Ed.). *CRC Handbook of Chemistry and Physics*. 84. ed. Boca Raton: CRC Press, 2003. p. **6**-10 s.

Análise microscópica do equilíbrio líquido-vapor com a elevação da temperatura

Fase líquida: O aumento da temperatura (fornecimento de calor) acarreta um aumento de energia das moléculas da fase líquida, o que implica mais moléculas do líquido "saírem" para o estado de vapor.

Fase vapor: O aumento da temperatura (fornecimento de calor) acarreta um aumento da energia e do número das moléculas na fase vapor. Tal efeito provoca um aumento do número de choques entre as moléculas do vapor e as paredes do recipiente. Como consequência, ao ser atingido um novo equilíbrio líquido-vapor, a pressão exercida pelo vapor será maior, ou seja, haverá um aumento da pressão de vapor.

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

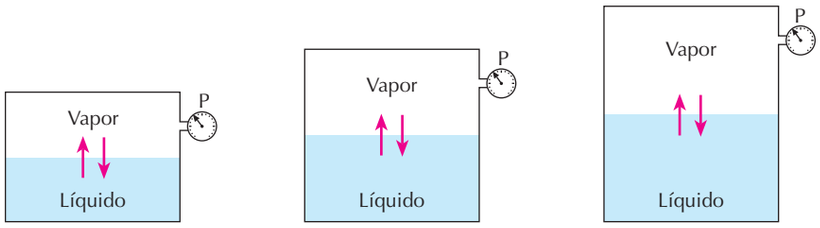
3.1 Volume das fases não afeta a pressão de vapor de um líquido

Acabamos de ver que a pressão de vapor da água varia com a temperatura.

O gráfico da pressão de vapor em função da temperatura, conhecido como **curva de pressão de vapor**, expressa graficamente essa dependência.

Verifica-se, experimentalmente, que **a pressão de vapor de uma substância, numa dada temperatura, não depende do volume e do formato das fases líquida e vapor que estão em equilíbrio**.

Os desenhos a seguir ilustram esquematicamente essa constatação experimental.



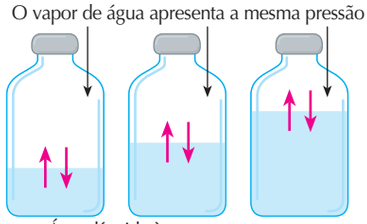
ADILSON SECCO

Esse fato tem pelo menos dois desdobramentos importantes apresentados em Ⓐ e Ⓑ.

Imagine que, em vários frascos iguais, coloquemos quantidades diferentes de água e que todos sejam fechados e mantidos à mesma temperatura. Haverá evaporação do líquido, a concentração de vapor irá aumentando até que, num dado momento, se estabelecerá o equilíbrio entre as fases vapor e líquida.

Uma vez estabelecido esse equilíbrio, apesar de o volume das fases ser diferente nos frascos, a pressão da fase vapor será a mesma em todos eles, como está representado na figura Ⓐ, abaixo. (No entanto, se a quantidade de líquido colocada inicialmente for muito pequena, a quantidade de vapor formado pode não ser suficiente para atingir a pressão de vapor — aquela que permite o estabelecimento do equilíbrio. Assim, todo o líquido terá evaporado sem que se atinja o equilíbrio. Se não houver esse equilíbrio, a pressão interna da fase vapor será inferior à pressão de vapor do líquido.)

Ⓐ O vapor de água apresenta a mesma pressão

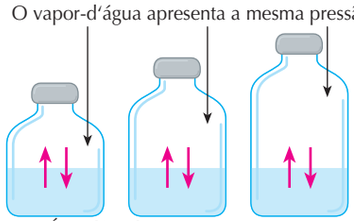


Água líquida à mesma temperatura

ADILSON SECCO

Imagine que a mesma experiência seja repetida, agora com frascos de tamanhos e formatos diferentes, mas com quantidades iguais de líquido. Como anteriormente, desde que a quantidade de líquido colocada seja suficiente, o líquido irá evaporando e a concentração de vapor irá aumentando até que, num dado momento, se estabelecerá o equilíbrio entre as fases líquida e vapor. Estabelecido esse equilíbrio, apesar de o volume das fases (notadamente da fase vapor) ser diferente nos frascos, a pressão da fase vapor será a mesma em todos. Veja a figura Ⓑ.

Ⓑ O vapor-d'água apresenta a mesma pressão



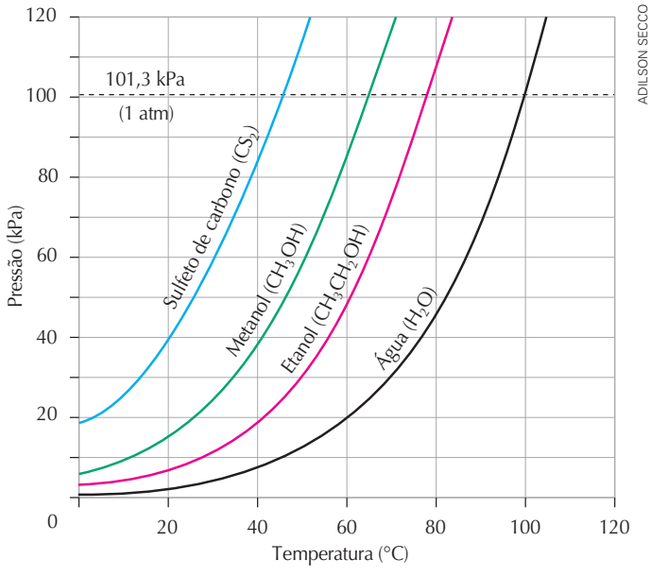
Água líquida à mesma temperatura

ADILSON SECCO

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

3.2 A pressão de vapor depende do líquido

Fazendo a medida da pressão de vapor, em diversas temperaturas, com outros líquidos diferentes da água, constata-se que a pressão de vapor depende do líquido. O gráfico abaixo mostra as curvas de pressão de vapor de quatro líquidos: sulfeto de carbono, metanol, etanol (álcool comum) e água.



ADILSON SECCO

◀ Curvas de pressão de vapor para os líquidos sulfeto de carbono (CS_2), metanol (CH_3OH), etanol (CH_3CH_2OH) e água.

Fonte: HILL, J. W.; PETRUCCI, R. H. *General Chemistry*. Upper Saddle River: Prentice Hall, 1996. p. 401. (Escala convertida de mmHg para kPa pelos autores deste livro.)

• ATENÇÃO

Sulfeto de carbono, metanol e etanol são líquidos tóxicos e altamente inflamáveis.



ADILSON SECCO

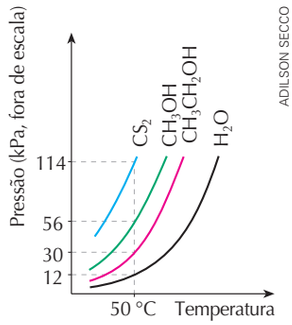
SUBSTÂNCIAS TÓXICAS

Comparando a volatilidade de líquidos diferentes

O gráfico acima permite comparar, numa mesma temperatura, as pressões de vapor das quatro substâncias. Conforme esboçado na figura ao lado, a sequência crescente de pressão de vapor é: água, etanol, metanol e sulfeto de carbono.

O líquido com maior pressão de vapor, numa dada temperatura, é o que apresenta, nessa temperatura, maior tendência a evaporar. Ao comparar líquidos, dizemos que aquele que possui maior tendência a evaporar é o *mais volátil*. **Volatilidade** é a tendência de sofrer vaporização.

Comparando as quatro substâncias, temos:



ADILSON SECCO

água < etanol < metanol < sulfeto de carbono

Verifica-se aumento da pressão de vapor e da volatilidade

Dentre as substâncias acima, o sulfeto de carbono é o líquido de maior pressão de vapor. Suas moléculas passam mais facilmente da fase líquida para a fase vapor (mais volátil). A pressão de vapor de um líquido indica sua volatilidade.



PATRICK RYAN/GETTY IMAGES

O dissulfeto de alila e propila ($C_6H_{12}S_2$) e o S-óxido de tiopropanal (C_3H_6SO) ▶ são substâncias voláteis presentes na cebola; este último é agente lacrimejante. E se a pessoa cortar uma cebola bem gelada? Isso fará alguma diferença? Por quê?

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

4 Temperatura de ebulição de um líquido

Para que um líquido entre em ebulição, é necessário que sua pressão de vapor seja igual à pressão atmosférica (é a pressão que atua sobre a superfície líquida). Assim, a temperatura na qual um líquido entra em ebulição depende da pressão exercida sobre ele.



MARTIN DOHRN/SPL-LATINSTOCK

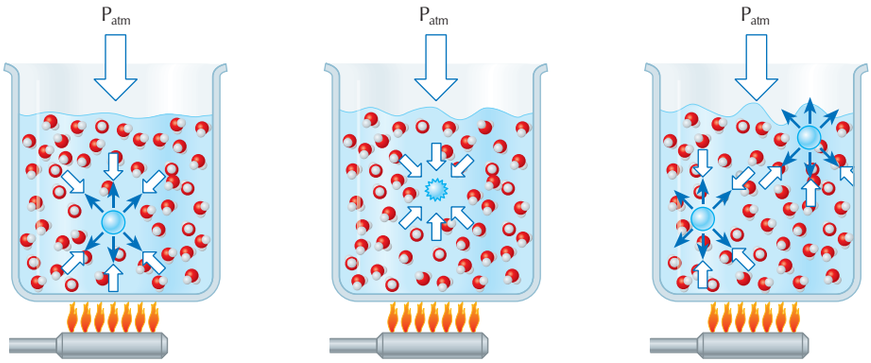
• ATENÇÃO

CUIDADO COM EXPERIMENTOS CASEIROS!

Nenhum experimento deve ser realizado por conta própria, **por mais simples que pareça**. A eventual realização deve ter **autorização** e **supervisão** do(a) professor(a).

◀ Para que uma bolha de vapor possa se formar, crescer e escapar do líquido, é fundamental que a pressão do vapor que forma a bolha seja pelo menos igual à pressão que a atmosfera exerce sobre o líquido. Caso contrário, a bolha será "esmagada" pela pressão atmosférica, e a ebulição não ocorrerá. Assim, a formação de bolhas e a consequente ebulição do líquido, em frasco aberto, somente ocorrerão quando a pressão de vapor da substância for igual à pressão atmosférica, ou superior a ela.

O instante de ebulição em nível microscópico:



ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

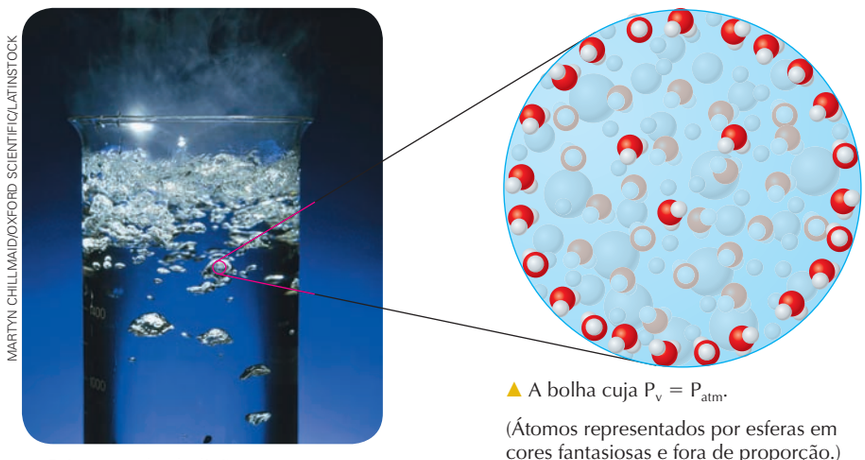
(Representações esquemáticas com átomos em cores fantasiosas e fora de proporção.)

Fonte do esquema: SUCHOCKI, J. *Conceptual Chemistry*. 2. ed. São Francisco: Pearson - Benjamin Cummings/Addison, 2004. p. 255.

▲ Quando a água é aquecida, suas moléculas ganham energia suficiente para evaporar e formar bolhas de vapor-d'água.

▲ Antes que o ponto de ebulição seja alcançado, a pressão de vapor-d'água no interior das bolhas é menor que a P_{atm}. Como resultado, as bolhas são esmagadas.

▲ No ponto de ebulição, a pressão de vapor-d'água no interior das bolhas é igual ou maior que a P_{atm}. Como resultado, as bolhas de vapor-d'água podem se formar, chegar à superfície e escapar.



MARTYN CHILLMAID/OXFORD SCIENTIFIC/LATINSTOCK

ADILSON SECCO

▲ O instante da ebulição.

▲ A bolha cuja $P_v = P_{atm}$.

(Átomos representados por esferas em cores fantasiosas e fora de proporção.)

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

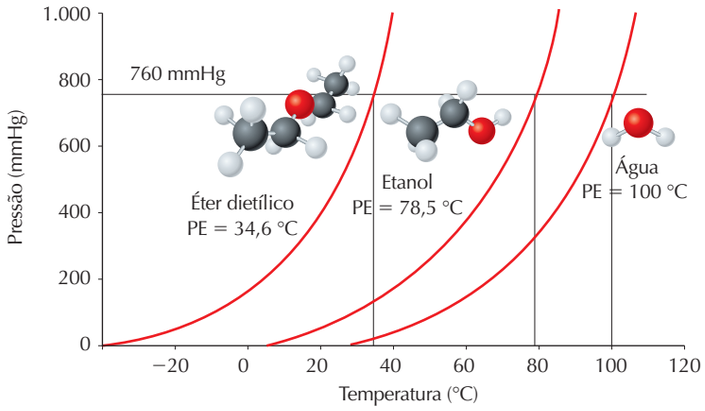
4.1 Comparando pontos de ebulição de líquidos diferentes

O gráfico abaixo, que mostra as curvas de pressão de vapor de três substâncias, permite que façamos a avaliação do ponto de ebulição delas numa determinada pressão.

Para a análise, vamos considerar a pressão de 101,3 kPa (1 atm ou 760 mmHg). Traçando uma horizontal no gráfico nesse valor de pressão, ela interceptará as curvas de pressão de vapor em diferentes temperaturas; cada uma delas é o ponto de ebulição (PE) daquele líquido, na pressão considerada. Entre as três substâncias, podemos afirmar que a sequência de pontos de ebulição é:

éter < etanol < água

Verifica-se aumento do ponto de ebulição



ADILSON SECCO

(Modelos moleculares em cores fantasiosas e sem escala.)

Fonte do gráfico:
MOORE, J. W. et al. *Chemistry:* The molecular science. 2. ed. Belmont: Brooks/Cole, 2005. p. 491.



SÉRGIO DOTTA JR./CID

▲ A água ferve à temperatura ambiente quando a pressão no interior do recipiente é reduzida a menos de 20 mmHg.

Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

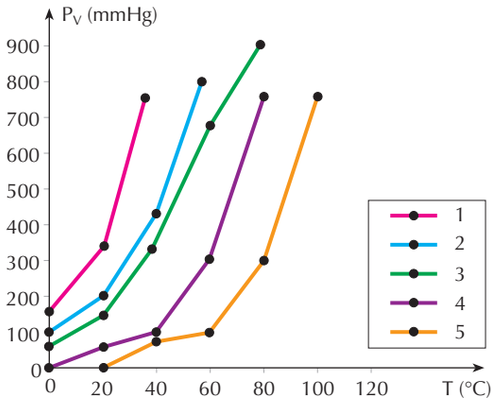
A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

11. Na estante de um laboratório há três frascos fechados contendo acetona, todos à mesma temperatura, ilustrados ao lado.
Em qual deles a pressão do vapor de acetona é maior?



ADILSON SECCO

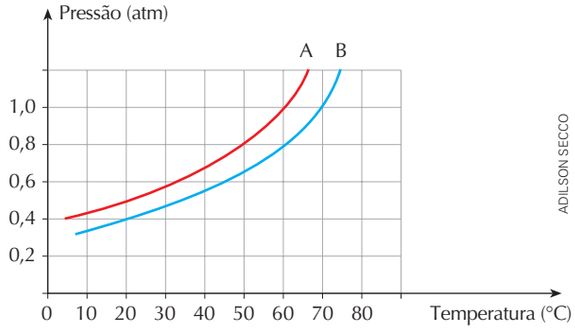
12. (UFPE) O gráfico ao lado mostra a variação da pressão de vapor de algumas substâncias (P_v, em mm de Hg, no eixo das ordenadas) em relação à temperatura (T, em graus Celsius, no eixo das abscissas).
Qual entre essas substâncias é a mais volátil?
a) 1
b) 2
c) 3
d) 4
e) 5



ADILSON SECCO

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

13. (Unicamp-SP) As pressões de vapor dos líquidos A e B, em função da temperatura, estão representadas no gráfico abaixo.



a) Sob pressão de 1 atm, qual a temperatura de ebulição de cada um desses líquidos?

b) Qual dos líquidos apresenta maior pressão de vapor a 50 °C e qual o valor aproximado dessa pressão?

14. (Vunesp) 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.

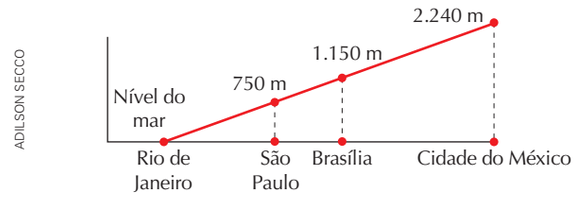
b) menor, pois a temperatura de ebulição será maior.

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.

15. (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.

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

Exercícios adicionais

Resolva em seu caderno

Seu (sua) professor(a) indicará o melhor momento para realizar os exercícios deste bloco.

16. (UFRGS-RS) Em uma cidade do interior gaúcho, observou-se que a água ferve a 98,2 °C. Com base nessa informação, pode-se deduzir que:

a) a pressão de vapor da água nessa cidade, a 98,2 °C, é exatamente igual à pressão de vapor da água, na temperatura de 100 °C, ao nível do mar.

b) a pressão de vapor da água nessa cidade é maior que a pressão de vapor da água ao nível do mar, para a mesma temperatura.

c) a pressão de vapor da água é diretamente proporcional à pressão atmosférica.

d) nessa cidade a pressão de vapor da água a 98,2 °C é exatamente 1 atm.

e) nessa cidade a pressão atmosférica é igual à pressão de vapor da água a 98,2 °C.

17. (FGV-SP) Considere clorofórmio, etanol e água, todos líquidos, à temperatura ambiente. A dependência das pressões de vapor dos três líquidos em função da temperatura é mostrada no gráfico ao lado.
No topo de uma certa montanha, a água ferve a 80 °C. Nesse local, dentro dos limites de erro de leitura dos dados, pode-se afirmar que:

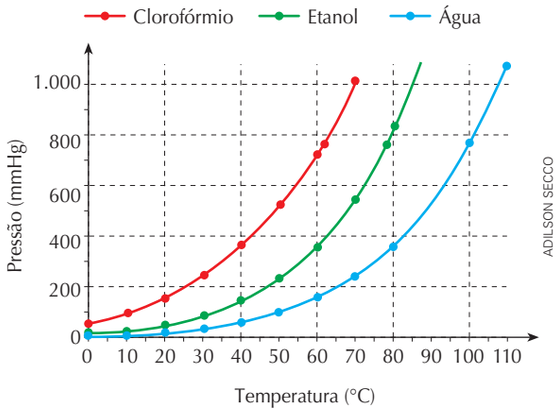
a) a pressão atmosférica é igual a 800 mmHg.

b) o clorofórmio, em sua temperatura de ebulição, apresenta pressão de vapor igual à do etanol a 60 °C.

c) o etanol entrará em ebulição a uma temperatura menor que a do clorofórmio.

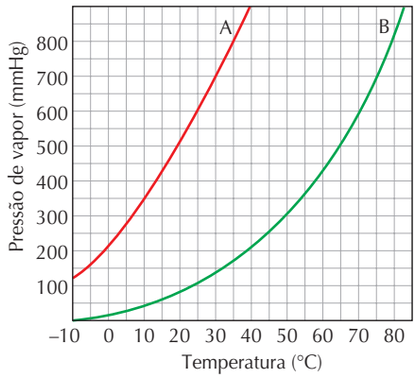
d) a água apresenta forças intermoleculares mais fracas que a dos outros dois líquidos.

e) o etanol entrará em ebulição a 78 °C.



18. (Fuvest-SP) As curvas de pressão de vapor de éter dietílico (A) e etanol (B) são dadas abaixo.

ADILSON SECCO



a) Quais os pontos de ebulição dessas substâncias na cidade de São Paulo (pressão atmosférica = = 700 mmHg)?

b) A 500 mmHg e 50 °C, qual é o estado físico de cada uma dessas substâncias? Justifique.

19. (UFMG) Um balão de vidro, que contém água, é aquecido até que essa 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.

20. (Unifesp) No final de junho de 2006, na capital paulista, um acidente na avenida marginal ao rio Pinheiros causou um vazamento de gás, deixando a população preocupada.

O forte odor do gás foi perceptível em vários bairros próximos ao local. Tratava-se da substância química butilmercaptana ($C_4H_9—SH$), que é um líquido inflamável e mais volátil que a água, utilizado para conferir odor ao gás liquefeito de petróleo (GLP). A substância tem como sinônimos químicos butanotiol e álcool tiobutílico.

Sobre a butilmercaptana, são feitas as seguintes afirmações:

I. Apresenta massa molar igual a 90,2 g/mol.

II. Apresenta maior pressão de vapor do que a água, nas mesmas condições.

III. É menos densa que o ar, nas mesmas condições.

São corretas as afirmações contidas em:

a) I, II e III.

b) I e II, apenas.

c) I e III, apenas.

d) II e III, apenas.

e) I, apenas.

Texto comum às questões 21 e 22:

A panela de pressão permite que os alimentos sejam cozidos em água muito mais rapidamente do que em panelas convencionais. Sua tampa possui uma borracha de vedação que não deixa o vapor escapar, a não ser através de um orifício central sobre o qual assenta um peso que controla a pressão. Quando em uso, desenvolve-se uma pressão elevada no seu interior. Para a sua operação segura, é necessário observar a limpeza do orifício central e a existência de uma válvula de segurança, normalmente situada na tampa.

O esquema da panela de pressão e um diagrama de fase da água são apresentados abaixo.

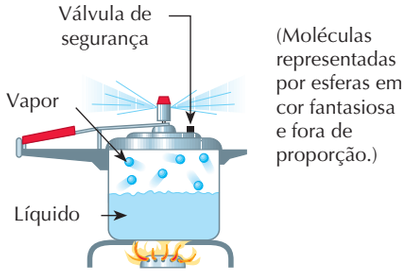
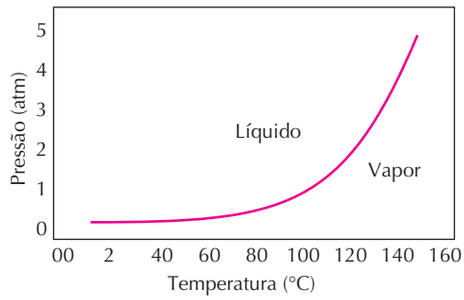


Diagrama de fase da água



ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

21. (Enem-MEC) A vantagem do uso de panela de pressão é a rapidez para o cozimento de alimentos e isto se deve:

a) à pressão no seu interior, que é igual à pressão externa.

b) à temperatura de seu interior, que está acima da temperatura de ebulição da água no local.

c) à quantidade de calor adicional que é transferida à panela.

d) à quantidade de vapor que está sendo liberada pela válvula.

e) à espessura da sua parede, que é maior que a das panelas comuns.

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

22. (Enem-MEC) Se, por economia, abaixarmos o fogo sob uma panela de pressão logo que se inicia a saída de vapor pela válvula, de forma simplesmente a manter a fervura, o tempo de cozimento:

a) será maior porque a panela "esfria".

b) será menor, pois diminui a perda de água.

c) será maior, pois a pressão diminui.

d) será maior, pois a evaporação diminui.

e) não será alterado, pois a temperatura não varia.

23. (Unifesp) Dois experimentos foram realizados em um laboratório de química.

Experimento 1: Três frascos abertos contendo, separadamente, volumes iguais de três solventes, I, II e III, foram deixados em uma capela (câmara de exaustão). Após algum tempo, verificou-se que os volumes dos solventes nos três frascos estavam diferentes.



Experimento 2: Com os três solventes, foram preparadas três misturas binárias. Verificou-se que os três solventes eram miscíveis e que não reagiam quimicamente entre si. Sabe-se, ainda, que somente a mistura (I + III) é uma mistura azeotrópica.

a) Coloque os solventes em ordem crescente de pressão de vapor. Indique um processo físico adequado para separação dos solventes na mistura (I + II).

b) Esboce uma curva de aquecimento (temperatura × tempo) para a mistura (II + III), indicando a transição de fases. Qual é a diferença entre as misturas (II + III) e (I + III) durante a ebulição?

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

5 O conceito de propriedades coligativas

Existem quatro propriedades das soluções que dependem da quantidade de partículas de soluto dissolvidas em uma certa quantidade de solvente, mas não da natureza dessas partículas dissolvidas.

Elas são conhecidas como **propriedades coligativas**, palavra que vem do latim *co*, que indica participação simultânea, e *ligare*, que significa unir, ligar.

As quatro propriedades coligativas que estudaremos a partir desse ponto são o abaixamento da pressão de vapor, o aumento da temperatura de ebulição, o abaixamento da temperatura de solidificação e a tendência do solvente de atravessar determinadas membranas de permeabilidade seletiva.

Lembre-se de que uma partícula de soluto pode ser íon ou molécula.

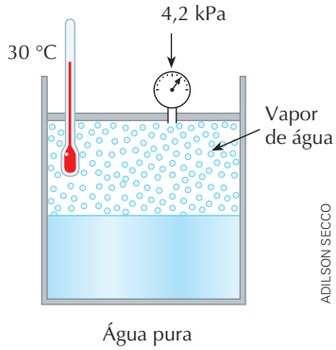
6 Propriedades coligativas para solutos não voláteis e de natureza molecular

6.1 O efeito tonoscópico

Faremos algumas observações sobre o comportamento da pressão de vapor de um solvente puro, quando nele é adicionado um *soluto não eletrólito* e *não volátil*.

A água **pura**, a 30 °C, apresenta pressão de vapor 4,2 kPa.

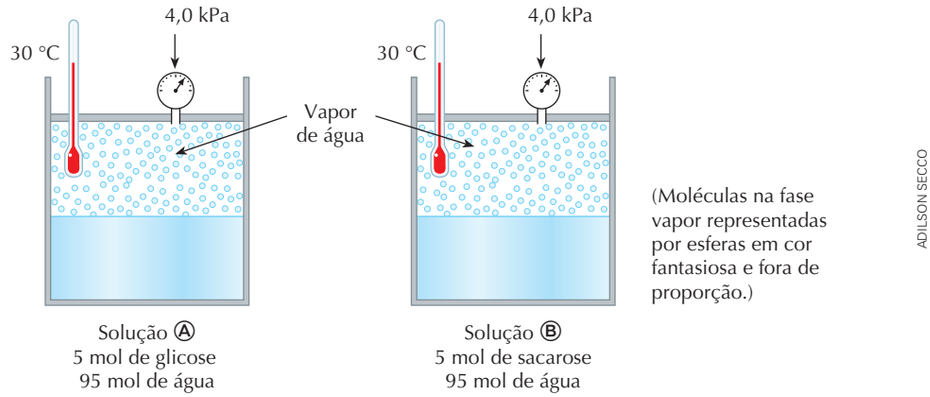
Verifica-se experimentalmente que, se dissolvermos na água um soluto não eletrólito e não volátil (isto é, um soluto que permaneça sob a forma de moléculas — não sofrendo, portanto, dissociação iônica nem ionização — e que não tenha tendência a vaporizar), a pressão de vapor da água passa a ser menor do que se a água estivesse pura. Veja os seguintes dados experimentais.



Água pura

(Moléculas na fase vapor representadas por esferas em cor fantasiosa e fora de proporção.)

A solução Ⓐ foi elaborada dissolvendo-se 5 mol de glicose ($C_6H_{12}O_6$) em 95 mol de água. A 30 °C, verifica-se que a pressão de vapor dessa solução é 4,0 kPa. Como o soluto glicose é não volátil, a pressão de vapor medida é a pressão de vapor do solvente (água), pois a água é o único componente dessa solução que evapora. Então, podemos dizer, de maneira alternativa, que a pressão de vapor do solvente água, nessa solução, é 4,0 kPa.



A solução Ⓑ foi elaborada com 5 mol de sacarose ($C_{12}H_{22}O_{11}$) em 95 mol de água. A 30 °C, verifica-se que a pressão de vapor da água nessa solução é 4,0 kPa.

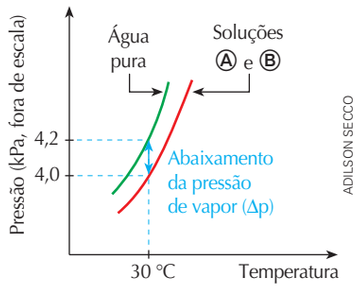
Observações experimentais como as mostradas anteriormente permitiram elaborar generalizações sobre o comportamento da pressão de vapor de um solvente quando nele é dissolvido um soluto *não eletrólito* e *não volátil*.

A presença desse soluto provoca um abaixamento da pressão de vapor do solvente, o que é conhecido como **efeito tonoscópico**.

Nas soluções Ⓐ e Ⓑ foram dissolvidas, em quantidades iguais de água, quantidades iguais, em mols, de glicose e de sacarose. Isso revela que o abaixamento de pressão de vapor provocado pela presença do soluto depende da quantidade de matéria de partículas de soluto e não da natureza desse soluto.

> Iguais quantidades em mols de diferentes solutos não eletrólitos e não voláteis, dissolvidas numa mesma quantidade de solvente, a uma mesma temperatura, causam o mesmo abaixamento na pressão de vapor do solvente na solução quando comparado ao solvente puro.

O gráfico ao lado mostra a curva de pressão de vapor para a água pura e para as soluções Ⓐ e Ⓑ.



6.2 A Lei de Raoult

O cientista francês François Marie Raoult (1830-1901) fez uma ampla série de medidas experimentais de pressão de vapor. A partir delas, pôde enunciar, em 1882, uma regularidade que é atualmente conhecida como **Lei de Raoult**.

Em palavras: **A pressão de vapor de uma solução (ou melhor, do solvente na solução) de soluto não eletrólito e não volátil é proporcional à fração em mols do solvente e à pressão de vapor do solvente puro.**

Em equação:

$$P_{solução} = x_{solvente} \cdot P_{solvente\ puro}$$

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

O conceito de fração em mols foi apresentado no item 6.2 do capítulo 1 (recorde-o se julgar necessário). Em ambas as soluções, Ⓐ e Ⓑ, a fração em mols do soluto é 0,05 e a do solvente é 0,95, como mostrado nos esquemas ao lado.

Solução Ⓐ



$x_{glicose} = \frac{5}{5+95} = \frac{5}{100} = 0{,}05$

$x_{água} = \frac{95}{5+95} = \frac{95}{100} = 0{,}95$

Solução Ⓑ



$x_{sacarose} = \frac{5}{5+95} = \frac{5}{100} = 0{,}05$

$x_{água} = \frac{95}{5+95} = \frac{95}{100} = 0{,}95$

ADILSON SECCO

A 30 °C, a pressão de vapor da água pura é 4,2 kPa. Fazendo uso da Lei de Raoult, calculamos a pressão de vapor do solvente na solução multiplicando esse valor pela fração em mols do solvente:

$$P_{solução} = x_{solvente} \cdot P_{solvente\,puro} = 0{,}95 \cdot 4{,}2\ kPa = 4{,}0\ kPa$$

Isso conduz ao valor experimentalmente determinado, que é o mesmo para as soluções Ⓐ e Ⓑ, uma vez que a fração em mols do solvente é a mesma.

Para aplicar a Lei de Raoult às soluções a 40 °C, devemos empregar o valor da pressão de vapor do solvente a 40 °C, que é 7,4 kPa. Isso nos conduz a:

$$P_{solução} = x_{solvente} \cdot P_{solvente\,puro} = 0{,}95 \cdot 7{,}4\ kPa = 7{,}0\ kPa$$

As soluções que seguem a Lei de Raoult são chamadas de **soluções ideais**.

Na prática, verifica-se que soluções bastante diluídas têm comportamento ideal. Em nossos estudos, consideraremos as soluções como ideais.

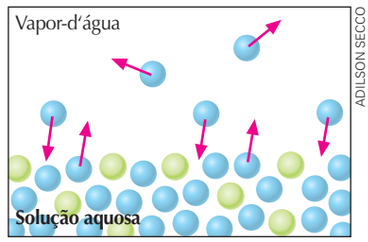
6.3 Interpretação microscópica da Lei de Raoult*

Os cálculos acima têm um interessante significado matemático. A fração em mols do solvente, 0,95, pode ser considerada como 95%. Assim, nas soluções Ⓐ e Ⓑ, a pressão de vapor da água é 95% da pressão de vapor da água pura.

Para interpretar a Lei de Raoult microscopicamente, vamos inicialmente imaginar a superfície da água líquida pura em equilíbrio com vapor de água. Ao mesmo tempo que moléculas evaporam da fase líquida, outras que estão na fase vapor se condensam, ou seja, retornam à fase líquida. Como há equilíbrio entre as fases (a extensão de cada uma delas permanece constante), isso indica que a velocidade de evaporação é igual à velocidade de condensação.

No caso da solução, a presença de algumas moléculas de soluto na superfície da solução não atrapalha o retorno das moléculas (condensação), mas dificulta a evaporação, pois na solução há menos moléculas de solvente na superfície, ou seja, menos moléculas aptas a passar para a fase vapor. Assim, é como se a presença do soluto "atrapalhasse" a vaporização do líquido, o que acarreta a redução da sua pressão de vapor e o torna menos volátil.

Quanto maior a concentração de soluto, menor a fração em mols do solvente e, portanto, menor a pressão de vapor do solvente na solução.



ADILSON SECCO

▲ Tudo se passa como se a presença das partículas de soluto "atrapalhasse" a vaporização das moléculas do solvente líquido, mas não a condensação das moléculas que estão na fase vapor. (Moléculas representadas esquematicamente por esferas em cores fantasiosas e fora de proporção; moléculas do solvente em azul e do soluto em verde.)



INDEX STOCK IMAGERY/LATINSTOCK

◀ Desde há muito tempo, os habitantes das regiões áridas perceberam que os lagos de água salgada têm maior dificuldade para secar do que os lagos de água doce. Isso se deve ao efeito tonoscópico produzido pelos sais dissolvidos na água, que são solutos eletrólitos e não voláteis. Veremos, mais à frente, que os solutos do tipo eletrólito produzem um efeito tonoscópico mais acentuado do que se fossem do tipo não eletrólito porque, graças à ionização ou à dissociação iônica, produzem maior quantidade de partículas dissolvidas.
Na foto, um lago de água salgada em região desértica. Utah, EUA, 2006.

* O conteúdo deste tópico, embora pareça simplista, encontra total respaldo na Físico-Química superior (cf. ATKINS, P. W.; DE PAULA, J. *Physical Chemistry*. 8. ed. Oxford: Oxford University Press, 2006. p. 144-145).

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

Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

Exercício Resolvido

24. Um aluno colocou 20 mL de água em dois copos iguais. Dissolveu uma colherada (das de café) de açúcar na água de um dos copos. Cobriu-se com um pedaço de gaze, a fim de impedir a entrada de insetos e sujeiras graúdas.
Deixou ambos os copos num mesmo local dentro de sua casa e notou que, após alguns dias, a água de um dos copos tinha "desaparecido" por completo.

a) Que palavra é mais adequada para uso em lugar de "desaparecido"?

b) A água "desaparecida" deixou de ser a substância água? Explique.

c) Por que a água do outro copo não "desapareceu" totalmente?

d) Explique como um gráfico com duas curvas de pressão de vapor permite explicar o resultado dessa experiência.

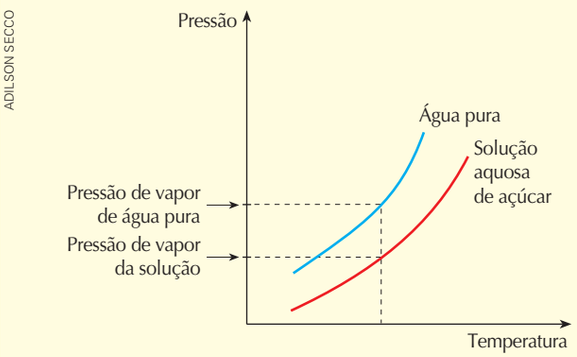
Resolução

a) Vaporizado (ou evaporado).

b) Não, apenas passou da fase líquida para a fase vapor.

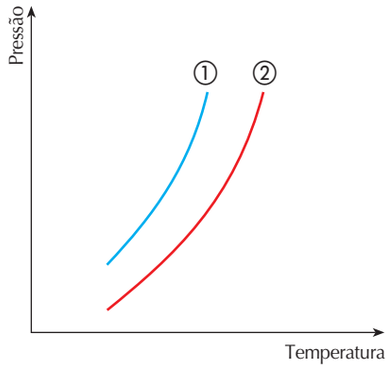
c) A água em que se dissolveu o açúcar não evapora com tanta facilidade porque, graças ao efeito coligativo tonoscópico, tem pressão de vapor mais baixa que a da água pura, o que dificulta sua evaporação.

d) No gráfico a seguir aparecem as curvas de pressão de vapor para água pura e solução aquosa de açúcar. Nele percebe-se que, em uma mesma temperatura (por exemplo, a temperatura do ambiente em que estão os frascos), a pressão de vapor da solução é mais baixa.



ADILSON SECCO

25. Considere o gráfico a seguir, que apresenta duas curvas de pressão de vapor.
Sabe-se que, no gráfico, uma curva se refere à água pura e outra a uma solução aquosa de sacarose.



ADILSON SECCO

Desenhe esse gráfico em seu caderno e indique nele:

a) a curva referente à água pura;

b) a curva referente à solução de sacarose;

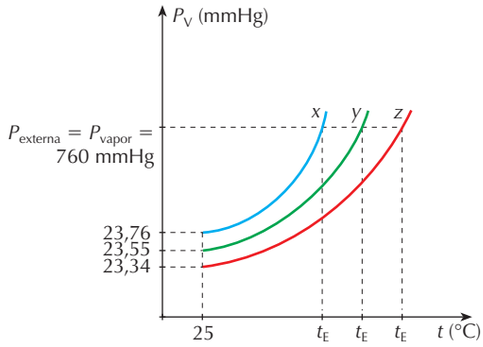
c) a pressão de vapor da água pura, a 25 °C;

d) a pressão de vapor da solução, a 25 °C;

e) o abaixamento da pressão de vapor (Δp) do solvente causado pela presença do soluto.

26. "Ao dissolver um soluto não eletrólito e não volátil em água, ocorre um abaixamento da pressão de vapor desse solvente que, portanto, se torna mais volátil." Comente a frase acima, dizendo se está correta ou incorreta e justificando.

27. (Vunesp) Considere o gráfico abaixo, que representa as variações das pressões máximas de vapor de um solvente puro e duas soluções com diferentes concentrações de um mesmo soluto nesse solvente, em função da temperatura.



ADILSON SECCO

Pode-se concluir que a curva:

a) *x* corresponde à solução mais concentrada.

b) *y* corresponde à solução mais concentrada.

c) *z* corresponde à solução mais diluída.

d) *x* corresponde ao solvente puro.

e) *z* corresponde ao solvente puro.

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

Exercício Resolvido

28. A pressão de vapor da água pura, a 25 °C, é 3,2 kPa. Utilize a Lei de Raoult para prever a pressão de vapor, a 25 °C, de uma solução de 0,10 mol de glicose em 0,90 mol de água.

Resolução

$$x_{solvente} = \frac{0,90}{0,10 + 0,90} \Rightarrow x_{solvente} = 0,90$$

$$P_{solução} = x_{solvente} \cdot P_{solvente\ puro} = 0,90 \cdot 3,2\ kPa$$

$$\boxed{P_{solução} = 2,88\ kPa}$$

A pressão de vapor da solução (isto é, do solvente na solução) é 90% da pressão de vapor do solvente puro na mesma temperatura.

29. (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.

Exercícios adicionais

Resolva em seu caderno

Seu (sua) professor(a) indicará o melhor momento para realizar os exercícios deste bloco.

30. Considere as seguintes amostras:

I. Água pura
II. Solução aquosa 0,1 mol/L de sacarose
III. Solução aquosa 0,2 mol/L de sacarose

a) Coloque-as em ordem crescente de pressão de vapor.

b) Em qual das soluções — II ou III — o efeito tonoscópico é maior? Por quê?

31. (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

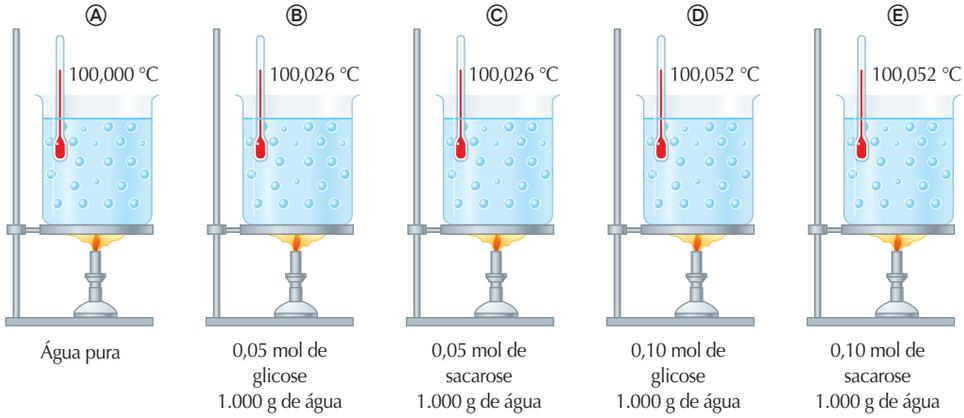
	105,0	**106,4**	**108,2**
a)	x	y	z
b)	y	x	z
c)	y	z	x
d)	x	z	y
e)	z	y	x

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

7 Aumento da temperatura de ebulição (ebulioscopia)

Os resultados experimentais apresentados sobre a temperatura em que se inicia a ebulição das amostras Ⓐ a Ⓔ permitem tirar conclusões importantes.

Submetendo essas amostras ao aquecimento, a 101,3 kPa (1 atm), verifica-se que a ebulição se inicia exatamente a 100,000 °C apenas para a água pura.



ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

◀ Se as amostras de matéria Ⓐ a Ⓔ tiverem sua pressão de vapor determinada, em uma mesma temperatura, qual será a ordem dessas pressões de vapor? Justifique a previsão.

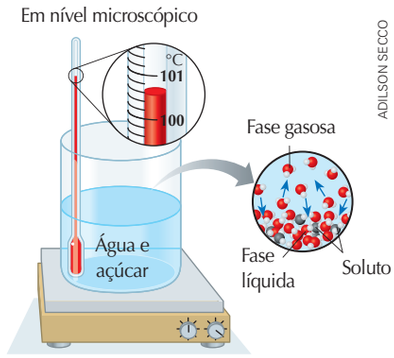
A glicose e a sacarose são solutos não eletrólitos e não voláteis. As concentrações de partículas de soluto nas soluções Ⓑ e Ⓒ são iguais. O mesmo se pode afirmar nas soluções Ⓓ e Ⓔ.

Os resultados revelam que, ao se adicionar um soluto não eletrólito e não volátil à água pura (solvente puro), a temperatura em que se inicia a ebulição do solvente na solução — ou, simplesmente, a temperatura em que se inicia a ebulição da solução — aumenta.

O valor desse aumento é denominado **efeito ebulioscópico** (Δt_E).

Nas soluções Ⓑ e Ⓒ, o efeito ebulioscópico foi de 0,026 °C, e nas soluções Ⓓ e Ⓔ foi de 0,052 °C.

Iguais quantidades (mols) de diferentes solutos não eletrólitos e não voláteis, dissolvidas em uma mesma quantidade de solvente, causam o mesmo aumento na temperatura em que se inicia a ebulição desse solvente na solução.

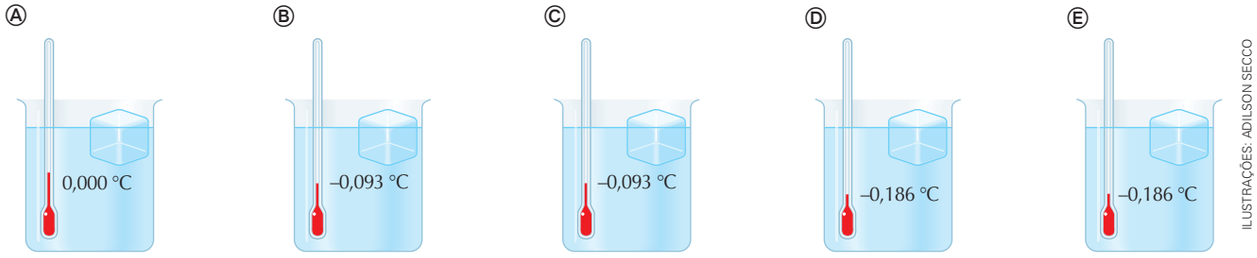


ADILSON SECCO

▲ A presença do soluto torna o solvente menos volátil e, portanto, tudo se passa como se o soluto "atrapalhasse" a ebulição do solvente. (Átomos representados por esferas em cores fantasiosas e fora de proporção.)

8 Abaixamento da temperatura de solidificação (crioscopia)

Submetendo as amostras ao resfriamento, a 101,3 kPa (1 atm), verifica-se que a solidificação se inicia exatamente a 0,000 °C apenas para a água pura.



ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

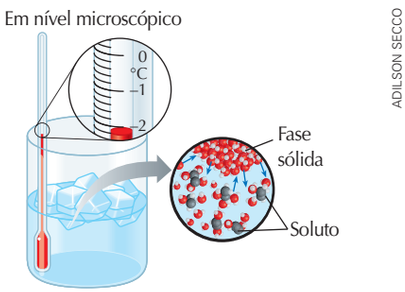
Os dados apresentados, sobre a temperatura de início de solidificação, também permitem tirar importantes conclusões.

Ao se adicionar um soluto não eletrólito e não volátil à água pura (solvente puro), a temperatura de solidificação do solvente na solução — ou, simplesmente, a temperatura de solidificação da solução — diminui.

O valor absoluto dessa diminuição é chamado de **efeito crioscópico** (Δt_C).

Nas soluções Ⓑ e Ⓒ, o efeito crioscópico foi de 0,093 °C, e nas soluções Ⓓ e Ⓔ foi de 0,186 °C.

Iguais quantidades (mols) de diferentes solutos não eletrólitos e não voláteis, dissolvidas em uma mesma quantidade de solvente, causam o mesmo abaixamento na temperatura em que se inicia a solidificação do solvente na solução.



ADILSON SECCO

▲ A presença do soluto "atrapalha" o congelamento das moléculas do solvente. (Átomos representados por esferas em cores fantasiosas e fora de proporção.)

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

9 Analisando a ebulição e o congelamento por meio de gráficos

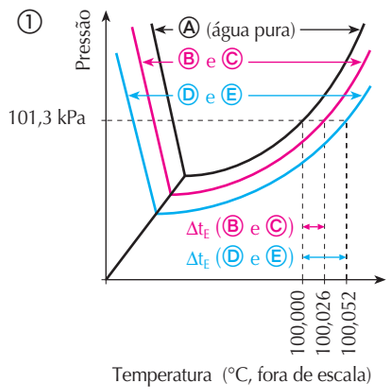
Como se pode observar, a presença do soluto interfere nas temperaturas em que ocorrem os processos de ebulição e de solidificação. Vamos interpretar esses acontecimentos utilizando o diagrama de fases da água.

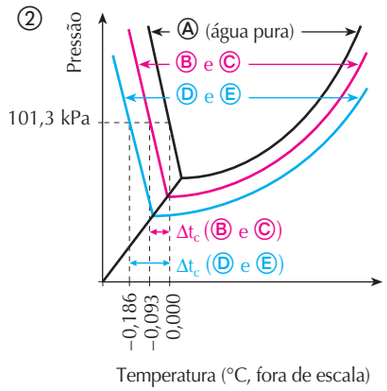
O aumento da temperatura de início de ebulição do solvente é uma consequência direta do abaixamento da pressão de vapor do solvente, já que, para qualquer valor da temperatura, a pressão de vapor do solvente na solução é menor que a do solvente puro. O gráfico ① ilustra essa discussão. Em outras palavras, a presença do soluto torna o solvente menos volátil e, portanto, tudo se passa como se o soluto "atrapalhasse" a ebulição do solvente.

O aumento da temperatura de ebulição provocado pela presença de um soluto não eletrólito e não volátil depende única e exclusivamente do número de partículas (moléculas) do soluto dissolvidas em certa quantidade de solvente. Assim, quanto mais concentrada for a solução (maior número de partículas do soluto em determinada quantidade de solvente), maior será a temperatura de início de ebulição do solvente.

O abaixamento da temperatura de solidificação do solvente na solução é também consequência direta das alterações que acontecem no diagrama de fases. O gráfico ② permite visualizar esse abaixamento da temperatura de solidificação.

O abaixamento da temperatura de solidificação provocado pela presença de um soluto não eletrólito e não volátil depende única e exclusivamente do número de partículas (moléculas) do soluto dissolvido em certa quantidade de solvente. Assim, quanto mais concentrada for a solução (maior número de partículas do soluto em determinada quantidade de solvente), menor deverá ser a temperatura para que o solvente da solução comece a solidificar.





ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

O USO DE ANTICONGELANTES NOS VEÍCULOS EM PAÍSES FRIOS

Quando congela, a água se expande a ponto de quebrar concreto, pedras e até mesmo radiadores de veículos. Nos países frios, para prevenir danos nos radiadores, são dissolvidos compostos não voláteis anticongelantes na água de refrigeração. No caso do Canadá, é necessário o uso de uma substância capaz de garantir proteção até −40 °C, obtida com uma solução 50 : 50 do anticongelante.

O anticongelante mais utilizado para esse fim é o etilenoglicol ($C_2H_6O_2$). Ele se dissolve facilmente na água, não é corrosivo e apresenta alto ponto de ebulição (197 °C). Por ser não volátil, ele não evapora na solução. Assim, anticongelante à base de etilenoglicol não congela no inverno e não ferve durante o funcionamento normal do radiador. Porém, ele é **tóxico** para o ser humano e os demais animais, e vem sendo substituído pelo propilenoglicol ($CH_3CHOHCH_2OH$), menos tóxico.

Metanol (CH_3OH) (P.E. = 65 °C) e etanol (CH_3CH_2OH) (P.E. = 78 °C) podem ser usados como anticongelantes. Uma vantagem é que são mais baratos, porém têm como desvantagem o fato de evaporarem lentamente, deixando o radiador desprotegido.

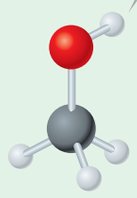
• ATENÇÃO

O METANOL É UM LÍQUIDO INCOLOR, INFLAMÁVEL E ALTAMENTE TÓXICO.
O envenenamento pode ocorrer por inalação, ingestão ou absorção pela pele.
Os efeitos podem incluir dor de cabeça, náusea, fadiga, visão distorcida, cegueira (que pode ser permanente), convulsões, crises respiratórias e morte.
A ingestão de 30 mL desse álcool leva à morte. Quantidades menores, 10 mL ou 15 mL, causam cegueira.



SÉRGIO DOTTA JR./CID

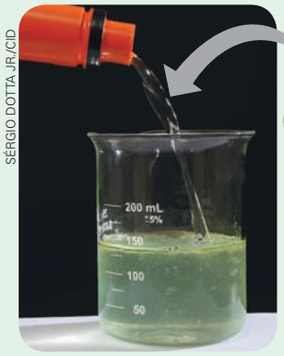
▲ No inverno, em países frios, metanol é adicionado aos tanques de gasolina de automóveis para evitar o congelamento das linhas de combustível.



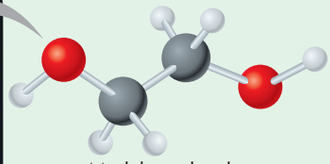
ADILSON SECCO

Modelo molecular do metanol (CH_3OH), em cores fantasiosas e sem escala.

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



SÉRGIO DOTTA JR./CID



ADILSON SECCO

Modelo molecular do etilenoglicol (CH_2OHCH_2OH), em cores fantasiosas e sem escala.

▲ O etilenoglicol, componente principal dos anticongelantes automobilísticos, é completamente miscível com a água. O etilenoglicol incolor é tingido de verde para aumentar sua visibilidade. Cães e gatos são atraídos pelo cheiro e sabor do etilenoglicol, porém ele é **tóxico**. Alguns mililitros podem ser fatais para pequenos animais e crianças. Em um primeiro estágio, o animal parece estar embriagado, mas de 12 a 36 horas os rins param de funcionar e o animal entra em coma.



SÉRGIO DOTTA JR./CID

▲ Para reduzir a gravidade de um envenenamento acidental, pode-se usar o anticongelante propilenoglicol, menos tóxico que o etilenoglicol.

($CH_3CHOHCH_2OH$)

• ATENÇÃO

O etilenoglicol, utilizado como aditivo em radiadores, é um líquido muito tóxico.
Seu contato com a pele ou os olhos, sua ingestão ou a inalação de seus vapores oferece sérios riscos à saúde.
Óculos de segurança, luvas e aventais protetores são recomendados.

Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

Exercício Resolvido

32. (UFS-SE) Considere três soluções aquosas obtidas dissolvendo em 100 g de água:

I. 18,0 g de glicose ($C_6H_{12}O_6$)
II. 17,1 g de sacarose ($C_{12}H_{22}O_{11}$)
III. 13,5 g de frutose ($C_6H_{12}O_6$)

Dentre essas soluções, sob mesma pressão, a de maior e a de menor temperatura de ebulição são, respectivamente:

a) I e II. **c)** II e I. **e)** III e II.
b) I e III. **d)** II e III.

Dados:
Massas molares (g/mol):
glicose 180
frutose 180
sacarose..... 342

Resolução

Calculando a quantidade em mol de soluto, temos:

$$\text{I. } n = \frac{18{,}0\ \text{g}}{180\ \text{g/mol}} \Rightarrow n = 0{,}10\ \text{mol}$$

$$\text{II. } n = \frac{17{,}1\ \text{g}}{342\ \text{g/mol}} \Rightarrow n = 0{,}05\ \text{mol}$$

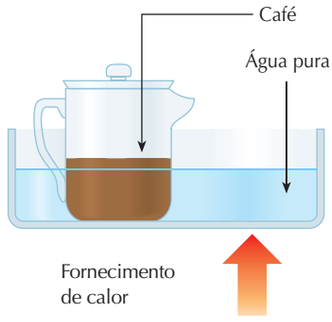
$$\text{III. } n = \frac{13{,}5\ \text{g}}{180\ \text{g/mol}} \Rightarrow n = 0{,}075\ \text{mol}$$

Como essas quantidades de solutos moleculares estão dissolvidas em uma mesma massa (100 g) de água, concluímos que I terá efeitos coligativos mais acentuados, pois contém maior concentração de partículas de soluto, e que II terá efeitos coligativos menos acentuados, pois contém menor concentração de partículas de soluto.

Alternativa **a**.

33. Água está em ebulição em uma panela e um cozinheiro joga dentro dela uma colherada de açúcar. Ele observa que a água para de ferver, mas retoma a fervura após alguns instantes. Proponha uma explicação para essas observações.

34. Algumas pessoas requentam em banho-maria o café preparado, conforme a ilustração abaixo.



ADILSON SECCO

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

Sobre essa situação, cada um de cinco estudantes afirmaram:

I. O café e a água do banho-maria começam a ferver ao mesmo tempo.
II. O café vai ferver, mas a água do banho-maria não.
III. O café não vai ferver, mas a água do banho-maria sim.
IV. Nem a água do banho-maria nem o café podem ferver.
V. O café e a água do banho-maria podem ferver, mas o café começa a ferver primeiro.

Considerando o café como uma solução aquosa de solutos não voláteis, responda: com qual dessas afirmações você concorda? Explique o raciocínio que você usou.

35. As banquisas (veja a foto ao lado) são placas de gelo que se formam quando a água da superfície do mar congela. Contudo, verifica-se em diversos locais que a água do mar pode ainda estar líquida em temperaturas um pouco inferiores a 0 °C.
Proponha uma explicação para isso.

36. Considere as seguintes amostras:

I. Água pura
II. Solução aquosa 0,1 mol/L de sacarose
III. Solução aquosa 0,2 mol/L de sacarose

Coloque-as em ordem crescente de:
a) pressão de vapor;
b) temperatura de início de ebulição;
c) temperatura de início de congelamento.



GALEN ROWEL/ CORBIS/ LATINSTOCK

▲ Barco quebra-gelo navegando na costa norte da Groenlândia, 1993.

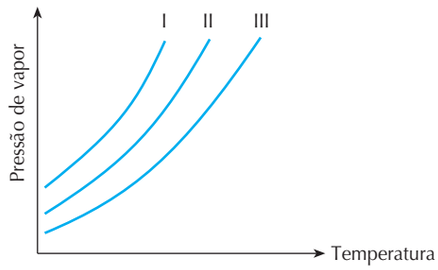
Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Exercícios adicionais

Resolva em seu caderno

Seu (sua) professor(a) indicará o melhor momento para realizar os exercícios deste bloco.

37. (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 abaixo.



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,

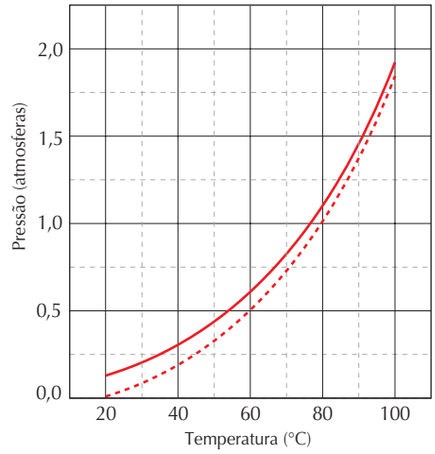
a) I, II e III. **c)** II, III e I. **e)** III, II e I.
b) I, III e II. **d)** II, I e III.

38. (Unicamp-SP) Evidências experimentais mostram que somos capazes, em média, de segurar por um certo tempo um frasco que esteja a uma temperatura de 60 °C sem nos queimarmos. Suponha uma situação em que dois béqueres, contendo cada um deles um líquido diferente (X e Y), tenham sido colocados sobre uma chapa elétrica de aquecimento, que está à temperatura de 100 °C. A temperatura normal de ebulição do líquido X é 50 °C, e a do líquido Y é 120 °C.

a) Após certo tempo de contato com essa chapa, qual dos frascos poderá ser tocado com a mão sem que se corra o risco de sofrer queimaduras? Justifique a sua resposta.

b) Se a cada um desses frascos for adicionada quantidade igual de um soluto não volátil, mantendo-se a chapa de aquecimento a 100 °C, o que acontecerá com a temperatura de cada um dos líquidos? Explique.

39. (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 a seguir.



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 (± 1 °C) do líquido puro ao nível do mar. Justifique.

40. (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?

a) Porque a água mais o aditivo formam uma solução que apresenta pontos de ebulição e de fusão maiores que os da água pura.

b) 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.

c) 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.

d) 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.

e) Porque o aditivo diminui a capacidade calorífica da água, causando uma diminuição do ponto de fusão e de ebulição.

41. (UEL-PR) A adição de um soluto não volátil a um solvente dificulta sua ebulição e seu congelamento. Isso pode ser útil na prática quando, por exemplo, se pretende cozinhar um ovo mais rápido ou então quando é necessário evitar o congelamento da água do radiador de carros em países muito frios. Considere as duas soluções aquosas de NaCℓ, conforme o quadro, e analise as afirmativas a seguir.

Solução	Massa de soluto (g)	Volume de água (L)
A	117	1,0
B	234	1,0

I. A solução B tem pressão de vapor menor que a da solução A, na mesma temperatura.

II. As soluções A e B apresentam pontos de ebulição menores que o da água pura.

III. Independentemente da quantidade de soluto, as duas soluções apresentam o mesmo ponto de ebulição.

IV. A solução B entra em ebulição a uma temperatura mais alta que a solução A.

Estão corretas apenas as afirmativas:

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

10 Pressão osmótica

10.1 Membranas semipermeáveis

Alguns materiais naturais têm uma interessante propriedade. Eles permitem que determinadas substâncias os atravessem, mas outras não. Como a palavra **permeável** significa "que deixa passar" e a palavra **impermeável** significa "que não deixa passar", tais materiais foram denominados materiais **semipermeáveis**, pois são seletivos quanto às substâncias que os atravessam.

A membrana que reveste as células é um exemplo de material que apresenta seletividade sobre as substâncias que a atravessam. As moléculas de água, algumas outras moléculas pequenas e alguns íons hidratados podem atravessar a membrana celular. Isso permite que substâncias necessárias ao funcionamento da célula entrem nela. Também permite que substâncias tóxicas produzidas por ela sejam eliminadas para o meio externo. Moléculas muito grandes em geral não atravessam espontaneamente a membrana celular, o que é importantíssimo para evitar que as células percam as proteínas e outras substâncias vitais para o seu funcionamento saudável.

De modo bem simplista, podemos considerar que a permeabilidade seletiva está relacionada à existência de minúsculos orifícios nos materiais semipermeáveis. Esses orifícios, de dimensões microscópicas, possibilitam que partículas menores que eles os atravessem, mas partículas maiores não.

Algumas membranas naturais e também algumas artificialmente produzidas apresentam um caso interessante de semipermeabilidade: permitem a passagem do solvente água, mas não de solutos nela dissolvidos. Essas **membranas semipermeáveis** estão envolvidas em um fenômeno denominado **osmose**.

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

10.2 Osmose

A figura Ⓐ ilustra a situação inicial de uma experiência na qual uma solução aquosa de glicose está separada de uma amostra de água pura por meio de uma membrana semipermeável que só permite a passagem da água, mas não de solutos nela dissolvidos.

Após algum tempo, verifica-se que o nível do líquido é mais alto na parte do sistema em que está a solução, como ilustrado em Ⓑ. Esse resultado ilustra uma generalização feita pelos cientistas após muitas observações. **Quando uma membrana semipermeável que permite apenas a passagem do solvente separa a água pura de uma solução aquosa, ocorre um fluxo efetivo de água através da membrana em direção à solução.**

> O fluxo efetivo de solvente através de uma membrana permeável apenas ao solvente é denominado **osmose**. Verifica-se que esse fluxo ocorre espontaneamente do meio menos concentrado para o meio mais concentrado.

As ilustrações Ⓒ e Ⓓ mostram a ocorrência da osmose em uma aparelhagem ligeiramente diferente da apresentada nas figuras Ⓐ e Ⓑ. A figura Ⓒ ilustra o sistema inicial e a figura Ⓓ o sistema após algum tempo.

10.3 Interpretação microscópica da osmose

Microscopicamente, podemos interpretar a osmose como a passagem de água por meio de orifícios existentes na membrana. Esses orifícios são suficientemente pequenos para permitir a passagem de água mas não dos íons que carregam consigo uma camada de hidratação, ou seja, uma camada de moléculas de água ao seu redor.

O fluxo de água ocorre pela membrana nos dois sentidos. Porém, a ocorrência da osmose indica que o fluxo é mais intenso no sentido do meio menos concentrado para o mais concentrado. Assim, há um fluxo efetivo de água num dos sentidos, denominado osmose.

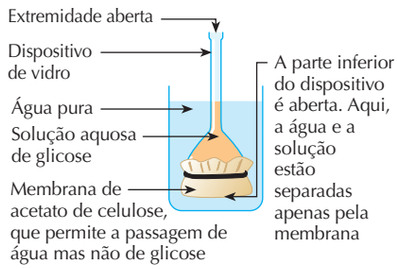
A figura Ⓔ, ao lado, esquematiza a osmose em nível microscópico.

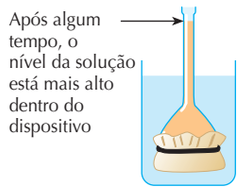
10.4 Pressão osmótica

Em uma situação como a da figura Ⓒ, verifica-se experimentalmente que é possível impedir que a osmose ocorra. Isso é conseguido aplicando-se uma pressão externa sobre a solução, o que aparece esquematizado na figura Ⓕ.

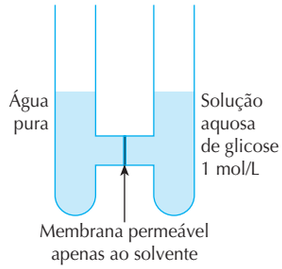
> Quando uma solução aquosa está separada da água pura por uma membrana permeável apenas à água, o valor exato de pressão que se deve aplicar sobre a solução para impedir a osmose é denominado **pressão osmótica** da solução. Essa grandeza é representada pela letra grega pi minúscula (π).

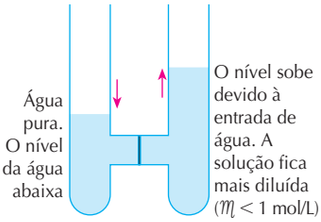
(Representações esquemáticas em cores fantasiosas.)

Ⓐ


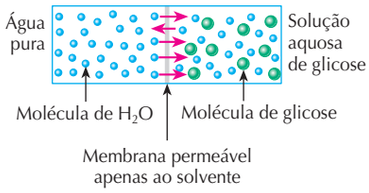
Ⓑ


ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

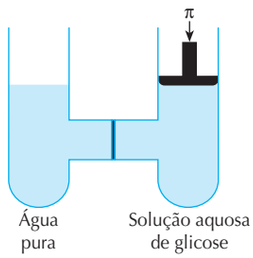
Ⓒ


Ⓓ


ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

Ⓔ


(Moléculas representadas esquematicamente por esferas em cores fantasiosas e fora de proporção.)

Ⓕ


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

Na segunda metade do século XIX, o cientista holandês Jacobus van't Hoff verificou que, para soluções diluídas de solutos não eletrólitos, a pressão osmótica é diretamente proporcional à concentração em mol/L dessa solução e à temperatura em que ela se encontra. Verifica-se experimentalmente que a constante de proporcionalidade envolvida, curiosamente, apresenta o mesmo valor que a constante universal dos gases, R.

Em palavras: **A pressão osmótica (π) de uma solução diluída de soluto não eletrólito é diretamente proporcional à concentração em mol/L e à temperatura da solução na escala kelvin.**

Em equação: $\pi = \mathcal{M}_{solução} \cdot R \cdot T$ ou $\pi \cdot V_{solução} = n_{soluto} \cdot R \cdot T$



▲ Jacobus Henricus van't Hoff (1852--1911) foi a primeira pessoa a receber o Prêmio Nobel de Química, em 1901. Foto de 1904, do arquivo Hulton.

10.5 Osmose reversa

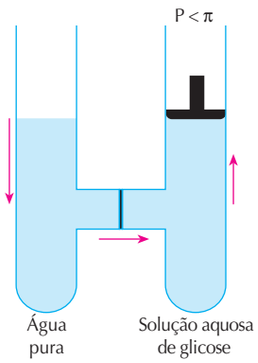
As figuras abaixo ilustram três possibilidades referentes à aplicação de uma pressão externa sobre a solução presente na aparelhagem da figura Ⓒ da página anterior. Consideremos que a pressão osmótica da solução seja π e que a pressão externa aplicada seja P.

Na figura Ⓖ, a pressão aplicada é menor que a pressão osmótica. Essa pressão é insuficiente para impedir que a osmose ocorra. (Ela prossegue, contudo, mais lentamente, em decorrência da pressão aplicada.)

Na figura Ⓗ estamos diante da situação que define a pressão osmótica. A pressão aplicada é exatamente a necessária para impedir a osmose.

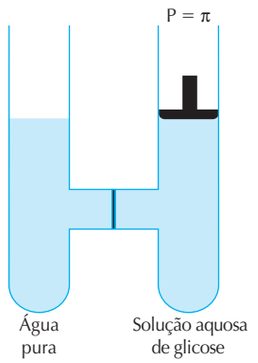
Na figura Ⓘ, como a pressão aplicada é superior à pressão osmótica, ela força o fluxo de solvente a ocorrer preferencialmente no sentido oposto ao espontâneo. Esse fluxo, denominado **osmose reversa**, não é espontâneo. Ele só ocorre porque a pressão aplicada é suficientemente alta. A osmose reversa tem como importante aplicação a obtenção de água pura a partir da água do mar.

Ⓖ



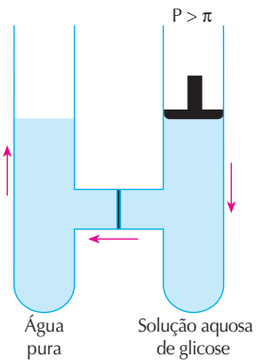
Se a pressão exercida sobre a solução é menor que π, ocorre a osmose, e o solvente flui para a solução

Ⓗ



A pressão externa é aplicada para impedir a osmose. É a pressão osmótica (π)

Ⓘ



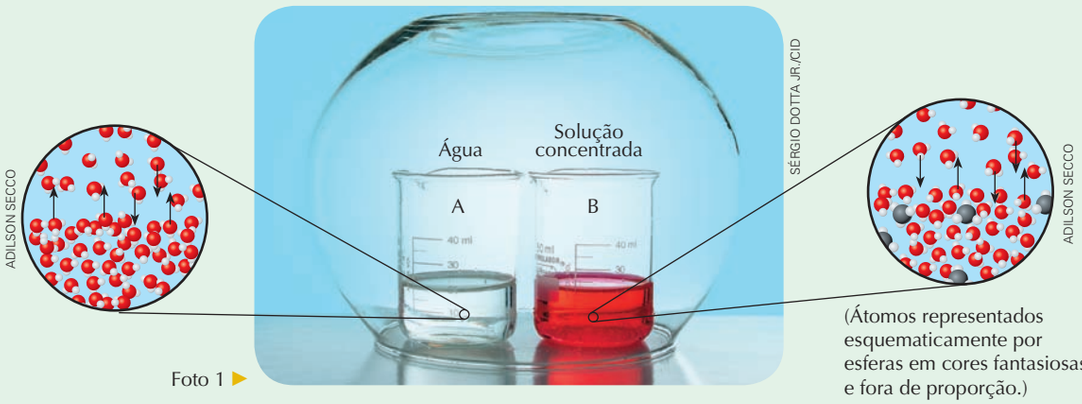
Caso a pressão exercida sobre a solução seja maior que π, não ocorre osmose, e o solvente passa da solução para a água pura (osmose reversa)

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

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

EVAPORAÇÃO E CONDENSAÇÃO

Um efeito interessante do abaixamento da pressão de vapor é mostrado nas fotos abaixo:



(Átomos representados esquematicamente por esferas em cores fantasiosas e fora de proporção.)

Foto 1 ▶



Foto 2 ▶

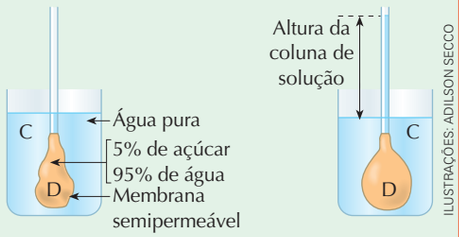
Um béquer contendo água pura e um outro contendo uma solução concentrada de açúcar (com um corante) são colocados um do lado do outro sob uma campânula (foto 1). Muito lentamente, à medida que o tempo passa, o nível do líquido no béquer contendo a solução eleva-se e o nível da água pura no outro béquer cai. Após alguns dias, devido à evaporação e à condensação, toda a água acaba sendo transferida para a solução (foto 2).

A água tende a migrar espontaneamente de uma região em que sua pressão de vapor é alta para uma região em que é baixa. Em A → B, o movimento das moléculas de água ocorre através do ar preso na campânula.

E por analogia...

Neste caso, uma membrana osmótica separa a água pura (C) de uma solução aquosa (D). O solvente em cada solução tem sua "tendência de escape", que se comporta como a pressão de vapor. Assim, a "tendência de escape" da água de C é maior que a de D, assim como a pressão de vapor de A é maior que a de B.

Em C → D as moléculas de água migram por osmose através de uma membrana semipermeável.



(Representações esquemáticas em cores fantasiosas.)

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

O CLORETO DE SÓDIO E A OSMOSE

Qual deve ser a concentração adequada de soluto no soro que é administrado em pacientes?

Por que o sal ajuda a conservar a carne-seca?

De que modo se pode obter água pura a partir da água do mar empregando o conceito de osmose?

As respostas a essas perguntas — ligadas à saúde, à alimentação e à subsistência do ser humano — relacionam-se ao conceito de osmose.

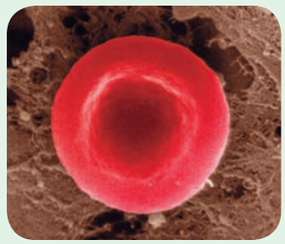
O sangue é formado por elementos celulares (glóbulos brancos, glóbulos vermelhos e plaquetas) e por uma solução aquosa de vários componentes, que é o soro sanguíneo. O soro sanguíneo apresenta uma pressão osmótica bem definida, que é a mesma pressão osmótica do líquido presente no interior das células sanguíneas.

Um glóbulo vermelho, por exemplo, se for colocado em uma solução de pressão osmótica maior que a dele, denominada meio **hipertônico**, perderá água por osmose e murchará. Se for colocado em um meio com pressão osmótica menor que a dele, meio **hipotônico**, ganhará água por osmose e inchará até estourar. Só em um meio com uma pressão osmótica igual àquela de seu interior, meio **isotônico**, um glóbulo vermelho não corre o risco de murchar ou de estourar.

Assim, ao administrar na circulação de um paciente grandes volumes de líquido, é necessário que esse líquido apresente a mesma pressão osmótica do plasma sanguíneo.

O **soro glicosado** é uma solução aquosa 5% em massa de glicose, que é uma solução isotônica ao sangue. Não oferece, portanto, risco às células sanguíneas. O **soro fisiológico** é uma solução aquosa de NaCℓ a 0,9% e também apresenta a mesma pressão osmótica do sangue. Seu uso consiste numa maneira de hidratar o paciente (repor água que foi perdida), sem risco de afetar as células sanguíneas.

Na conservação da carne pela **salga**, produzindo a carne-seca (jabá, charque, carne de sol), o cloreto de sódio retira a água da carne por osmose. Também retira água de microrganismos eventualmente presentes, impedindo seu crescimento e sua atividade. Assim, a carne é preservada por mais tempo. A salga do pescado (por exemplo, o bacalhau) baseia-se no mesmo princípio.



DAVID M. PHILLIPS/PR-LATINSTOCK

▲ A pressão osmótica do meio interno de um glóbulo vermelho é igual à do plasma sanguíneo. Na foto, glóbulo vermelho visto ao microscópio eletrônico sob ampliação aproximada de 5 mil vezes (imagem colorida por computador).



TH.FOTO-WERBUNG/STOCKFOOD-LATINSTOCK

◀ A salga é uma técnica antiga para conservar certos alimentos. Na foto, bacalhau salgado.

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

A pressão osmótica da água do mar é da ordem de 27 atm. Essa é a pressão que deve ser aplicada à água do mar — separada da água pura por uma membrana que deixe passar apenas o solvente — para impedir que ocorra a osmose. Se a pressão exercida for superior a 27 atm, o fluxo osmótico é invertido e água pura pode ser obtida por osmose reversa.

Em algumas regiões desérticas já existem usinas nas quais água pura é obtida a partir da água do mar por meio da **osmose reversa**. A principal dificuldade envolvida nessa tecnologia diz respeito ao material da membrana semipermeável, já que ele deve resistir a altas pressões sem se romper.



PASCAL PARROT/CORBIS/SYGMA-LATINSTOCK

◀ Instalação para purificação de água por osmose reversa. Marrocos, 1997.

A ideia da osmose reversa também é usada para a fabricação de equipamento de sobrevivência para náufragos, permitindo que obtenham água pura a partir da água do mar.

Para um náufrago sem água há muitos dias, a ideia de beber água do mar é uma tentação fatal. A água do mar não apresenta apenas cloreto de sódio, mas vários outros solutos, entre os quais sais de magnésio. Embora nosso intestino apresente mecanismos que permitam a absorção dos íons presentes nas comidas e nas bebidas, os íons magnésio (Mg^{2+}) não são absorvidos com muita eficiência. Ao ingerir a água do mar, a concentração de íons magnésio dentro do intestino aumenta muito e, por osmose, água passa da circulação sanguínea para o interior do intestino, provocando diarreia. Assim, o náufrago não só deixa de saciar a sede, como também se desidrata fatalmente por causa da diarreia.

(Isso que acabamos de falar sobre os íons magnésio também explica por que existem laxantes baseados no hidróxido de magnésio — o *leite de magnésia* — e no sulfato de magnésio — o *sal amargo* ou *sal de Epsom*.)

Equipamentos portáteis baseados na osmose reversa permitem que um náufrago aplique pressão por meio de uma bomba manual, gerando pressão suficiente para produzir cerca de 4,5 L de água pura em cerca de uma hora. Já foi relatado o caso de um casal de náufragos que permaneceu 66 dias no mar alimentando-se de peixe e obtendo água por meio de *kits* de sobrevivência baseados na osmose reversa.



CORTESIA DA RECOVERY ENGINEERING, INC.

▲ *Kit* de sobrevivência que permite obter água pura a partir da água do mar por meio de osmose reversa.

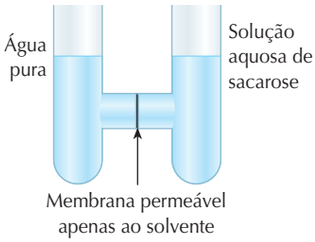
Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

42. As perguntas se referem à montagem experimental esquematizada abaixo.



ADILSON SECCO

a) Em que sentido haverá fluxo espontâneo efetivo de água através da membrana? Como se chama esse fenômeno?

b) Como é denominada a pressão mínima necessária para impedir tal fenômeno? Sobre qual dos compartimentos ela deve ser aplicada?

43. Quando um pepino é usado para fazer picles, ele é deixado por vários dias mergulhado numa salmoura (solução aquosa de sal de cozinha).

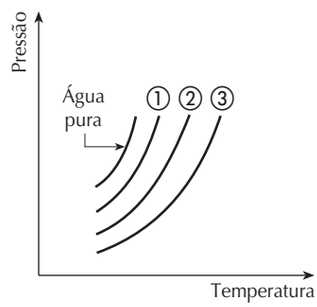


SMNJUDHAM FOODPIX-GETTY IMAGES

a) Que se pode afirmar sobre o aspecto final do pepino se comparado ao inicial?

b) Como se pode explicar, físico-quimicamente, a mudança de aspecto que se observa?

44. O gráfico abaixo apresenta as curvas de pressão de vapor da água pura e de três soluções aquosas de ureia (CH_4N_2O), de diferentes concentrações, designadas por ①, ② e ③.



ADILSON SECCO

Analise o gráfico e, a seguir, responda às questões.

a) Compare a concentração das soluções.

b) Considerando as soluções em uma mesma temperatura (25 °C, por exemplo), coloque-as em ordem crescente de pressão de vapor.

c) Qual das soluções tem maior temperatura de início de ebulição?

d) Qual tem menor temperatura de início de congelamento?

e) Qual delas tem maior pressão osmótica?

Exercício Resolvido

45. Use a expressão mostrada no texto para estimar a pressão osmótica, em atm, de uma solução 0,1 mol/L de glicose a 27 °C. Compare o resultado com a pressão atmosférica ao nível do mar.
(Dado: $R = 0{,}082\ atm \cdot L \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$)

Resolução

$$\pi = \mathcal{M}_{solução} \cdot R \cdot T$$

$$\pi = 0{,}1\ mol/L \cdot 0{,}082\ \frac{atm \cdot L}{mol \cdot K} \cdot 300\ K$$

$$\boxed{\pi = 2{,}46\ atm}$$

Essa pressão é 2,46 vezes a pressão atmosférica ao nível do mar.

46. Qual apresenta maior pressão osmótica: uma solução aquosa 18 g/L de glicose ($C_6H_{12}O_6$) ou uma solução aquosa 18 g/L de sacarose ($C_{12}H_{22}O_{11}$)? Justifique.

47. (UFMS) A pressão osmótica média, π, do sangue é 12,3 atm a 27 °C. Considerando a constante dos gases, R, igual a $0{,}082\ \frac{(atm \cdot L)}{(K \cdot mol)}$, que concentração de glicose, $C_6H_{12}O_6$, será isotônica com o sangue?

a) 2,0 mol/L
b) 0,5 mol/L
c) 1,0 mol/L
d) 0,025 mol/L
e) 1,5 mol/L

48. (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 ($R = 0{,}082\ L \cdot atm \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$). Considerando a proteína como sendo um composto covalente típico, sua massa molecular é:

a) $5{,}6 \cdot 10^3$ g/mol
b) 685 g/mol
c) $6 \cdot 10^{23}$ g/mol
d) $12 \cdot 10^{-3}$ g/mol
e) $12 \cdot 10^3$ g/mol

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

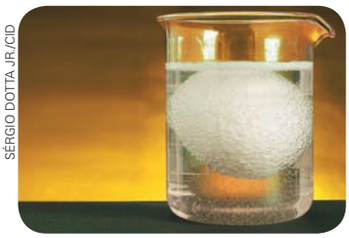
49. Se um ovo for colocado em ácido acético diluído (vinagre), o ácido reage com o carbonato de cálcio da casca, mas a membrana em torno do ovo permanece intacta **(a)**. Se o ovo, sem sua casca, for colocado em água pura, o ovo incha **(b)**. Se, entretanto, o ovo for colocado em uma solução com uma concentração elevada de soluto, ele encolherá drasticamente **(c)**. Equacione a reação que ocorre em (**a**) e explique as observações feitas em (**b**) e (**c**).

• ATENÇÃO

CUIDADO COM EXPERIMENTOS CASEIROS!

Nenhum experimento deve ser realizado por conta própria, **por mais simples que pareça**. A eventual realização deve ter **autorização** e **supervisão** do(a) professor(a).

SÉRGIO DOTTA JR./CID



▲ **(a)** Um ovo com casca e fresco é colocado em uma solução aquosa e diluída de ácido acético. O ácido reage com o $CaCO_3$ da casca, permanecendo a membrana do ovo intacta.

SÉRGIO DOTTA JR./CID



▲ **(b)** Em seguida, se o ovo for colocado em água, ele incha.

SÉRGIO DOTTA JR./CID



▲ **(c)** Caso seja colocado em solução concentrada de açúcar, o ovo murcha.

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

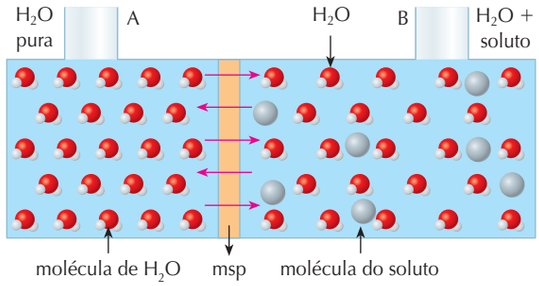
Exercícios adicionais

Resolva em seu caderno

Seu (sua) professor(a) indicará o melhor momento para realizar os exercícios deste bloco.

50. (UFRGS-RS) A figura abaixo representa um sistema de dois compartimentos separados por uma membrana semipermeável (msp).

ADILSON SECCO



(Átomos representados em cores fantasiosas e fora de proporção.)

Com relação à figura, é correto afirmar que:

(01) A e B contêm soluções isotônicas à mesma temperatura.

(02) a passagem de moléculas do compartimento A para o B, através de msp, é denominada osmose.

(04) a msp permite a passagem de A para B e de B para A tanto de moléculas de H_2O quanto das de soluto.

(08) aplicando-se uma pressão externa em B e supondo que nesse compartimento contenha água do mar, haverá um aumento de moléculas de H_2O no compartimento A.

Responda com a soma dos números das afirmações corretas.

51. (PUC-SP) Os medicamentos designados por A, B, C e D são indicados para o tratamento de um paciente. 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

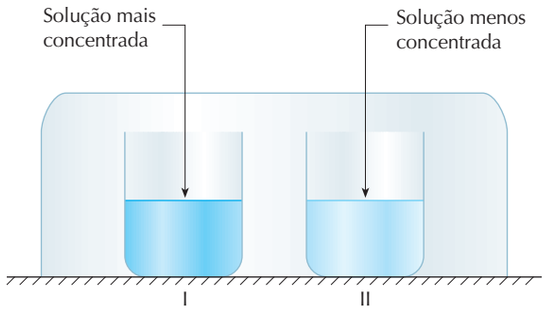
Selecione a alternativa que só contém os medicamentos que poderiam ser injetados na corrente sanguínea sem causar danos:

a) A, B, C e D.
b) A, B e D.
c) B, C e D.
d) B e D.
e) A e C.

52. (UEPB) A pressão osmótica é um efeito coligativo verificado em vários fenômenos biológicos: no sangue humano; na desidratação infantil; na ascensão da água do solo até as partes mais altas dos vegetais; e até na conservação dos alimentos. Qual é a pressão osmótica, a 27 °C, de uma solução aquosa que contém 11 g de glicose em 1 L de solução?
Dados: C = 12; O = 16; H = 1;
R = 0,082 atm · L/K · mol.

a) 0,01 atm
b) 0,82 atm
c) 0,15 atm
d) 0,08 atm
e) 1,50 atm

53. (UnB-DF) Um aluno, interessado em estudar as propriedades de soluções, colocou em uma caixa dois copos contendo volumes iguais de soluções aquosas de um mesmo soluto não volátil, fechando-a hermeticamente, conforme ilustra a figura a seguir.



ADILSON SECCO

A solução contida no copo I era mais concentrada que a contida no copo II. A temperatura externa à caixa permaneceu constante durante o experimento. Acerca das observações que poderiam ser feitas a respeito desse experimento, julgue os itens seguintes.

(1) Após alguns dias, o volume da solução contida no copo I diminuirá.

(2) As concentrações das soluções nos dois copos não se alterarão com o tempo porque o soluto não é volátil.

(3) O ar dentro da caixa ficará saturado de vapor-d'água.

(4) Após alguns dias, as duas soluções ficarão com a mesma pressão de vapor.

54. (ITA-SP) Dois frascos abertos, um contendo água pura líquida (frasco A) e o outro contendo o mesmo volume de uma solução aquosa concentrada em sacarose (frasco B), são colocados em um recipiente que, a seguir, é devidamente fechado. É CORRETO afirmar, então, que, decorrido um longo período de tempo,

a) os volumes dos líquidos nos frascos A e B não apresentam alterações visíveis.

b) o volume do líquido no frasco A aumenta, enquanto o do frasco B diminui.

c) o volume do líquido no frasco A diminui, enquanto o do frasco B aumenta.

d) o volume do líquido no frasco A permanece o mesmo, enquanto o do frasco B diminui.

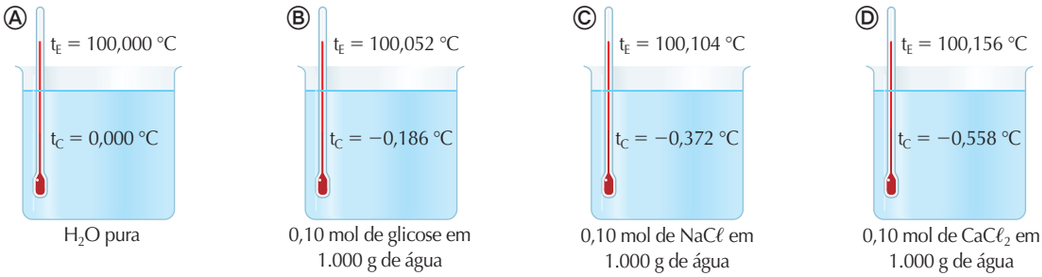
e) o volume do líquido no frasco A diminui, enquanto o do frasco B permanece o mesmo.

11 Propriedades coligativas para soluções eletrolíticas

Como foi apresentado, as propriedades coligativas das soluções são aquelas que dependem da quantidade de partículas de soluto presentes em uma certa quantidade de solvente, mas não da natureza dessas partículas.

Destacamos até aqui os efeitos coligativos causados em um solvente (H_2O) por solutos de natureza molecular, ou seja, *não eletrólitos* (as partículas em solução são moléculas). Analisaremos agora os efeitos coligativos causados por solutos de natureza iônica, ou seja, os *eletrólitos* (as partículas em solução são íons).

Foram determinadas experimentalmente as temperaturas de ebulição (t_E) e as temperaturas de congelamento (t_C) de várias soluções à pressão de 1 atm.



ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

Submetendo essas amostras ao aquecimento, a 101,3 kPa (1 atm), verifica-se que a ebulição se inicia exatamente a 100,000 °C apenas para a água pura.

Submetendo as amostras ao resfriamento, a 101,3 kPa (1 atm), verifica-se que o congelamento se inicia exatamente a 0,000 °C apenas para a água pura.

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

Apesar de as soluções Ⓑ, Ⓒ e Ⓓ apresentarem a mesma quantidade em mols de soluto, os efeitos coligativos das soluções de solutos iônicos ($NaC\ell$ e $CaC\ell_2$) são diferentes da solução de soluto molecular (glicose). Por quê?

A glicose é um soluto não eletrolítico, o que equivale a dizer que, quando dissolvida em água, a glicose sólida simplesmente tem as suas moléculas separadas. Isso pode ser assim equacionado:

$$\underbrace{C_6H_{12}O_6\,(s)} \xrightarrow{H_2O\,(\ell)} \underbrace{C_6H_{12}O_6\,(aq)}$$

1 mol de glicose sólida — 1 mol de moléculas aquosas

Essa equação nos informa que, para cada mol de glicose dissolvida, há um mol de partículas de soluto (moléculas, no caso) na solução.

O cloreto de sódio ($NaC\ell$) e o cloreto de cálcio ($CaC\ell_2$) são compostos iônicos. Dissolvidos em água, sofrem dissociação iônica. Isso faz com que, para cada mol de soluto dissolvido, haja mais de um mol de partículas de soluto (íons, no caso) na solução.

$$\underbrace{NaC\ell\,(s)} \xrightarrow{H_2O\,(\ell)} \underbrace{Na^+\,(aq) + C\ell^-\,(aq)}$$

1 mol do sal sólido — 2 mol de íons aquosos

$$\underbrace{CaC\ell_2\,(s)} \xrightarrow{H_2O\,(\ell)} \underbrace{Ca^{2+}\,(aq) + 2\,C\ell^-\,(aq)}$$

1 mol do sal sólido — 3 mol de íons aquosos

Pela **proporção em mols** expressa nas equações acima, concluímos que:

- Na solução Ⓑ há 0,1 mol de partículas dissolvidas em 1.000 g de água.
- Na solução Ⓒ há 0,2 mol de partículas dissolvidas em 1.000 g de água.
- Na solução Ⓓ há 0,3 mol de partículas dissolvidas em 1.000 g de água.

Em decorrência disso, os efeitos coligativos da solução Ⓒ são o **dobro** dos efeitos da solução Ⓑ e os efeitos coligativos da solução Ⓓ são o **triplo** dos efeitos da solução Ⓑ, como mostram as tabelas 2 e 3, abaixo.

TABELA 2 Efeito ebulioscópico das soluções Ⓑ, Ⓒ e Ⓓ

Solução	Efeito ebulioscópico (°C)
Ⓑ	0,052
Ⓒ	0,104 (· 2)
Ⓓ	0,156 (· 3)

TABELA 3 Efeito crioscópico das soluções Ⓑ, Ⓒ e Ⓓ

Solução	Efeito crioscópico (°C)
Ⓑ	0,186
Ⓒ	0,372 (· 2)
Ⓓ	0,558 (· 3)

Ao trabalhar com soluções de solutos do tipo eletrólito, deve-se levar em conta que é a quantidade **total** de partículas dissolvidas em certa quantidade de solvente que determina a intensidade das propriedades coligativas da solução.

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

Análise microscópica

$$\underbrace{1\ C_6H_{12}O_6\ (s)}_{\text{0,1 mol de glicose}} \xrightarrow{H_2O} \underbrace{1\ C_6H_{12}O_6\ (s)}_{\text{0,1 mol de partículas dissolvidas}}$$

A temperatura de ebulição da água pura aumentou em 0,052 °C e a temperatura de congelamento diminuiu em 0,186 °C.

$$\underbrace{1\ NaC\ell\ (s)}_{\text{0,1 mol de NaC}\ell} \xrightarrow{H_2O} \underbrace{1\ Na^+\ (aq) + C\ell^-\ (aq)}_{\text{0,2 mol de partículas dissolvidas}}$$

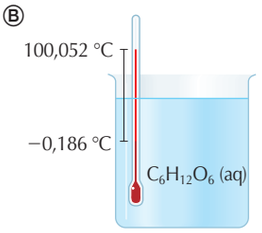
A temperatura de ebulição da água pura aumentou em 0,104 °C e a temperatura de congelamento diminuiu em 0,372 °C, ou seja, o dobro dos efeitos provocados pela glicose.

$$\underbrace{1\ CaC\ell_2\ (s)}_{\text{0,1 mol de CaC}\ell_2} \xrightarrow{H_2O} \underbrace{1\ Ca^{2+}\ (aq) + 2\ C\ell^-\ (aq)}_{\text{0,3 mol de partículas dissolvidas}}$$

A temperatura de ebulição da água pura aumentou em 0,156 °C e a temperatura de congelamento diminuiu em 0,558 °C, ou seja, o triplo dos efeitos provocados pela glicose.

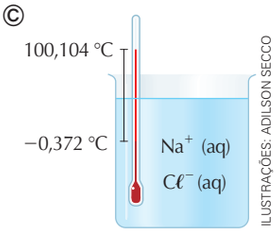
Lembre-se: Os efeitos coligativos dependem unicamente do número de partículas do soluto não volátil em certa quantidade de solvente e não da natureza do soluto.

Ⓑ



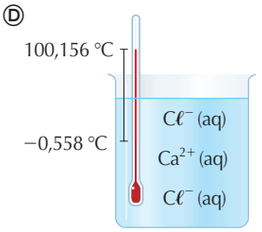
Glicose (aq)

Ⓒ



$NaC\ell$ (aq)

Ⓓ



$CaC\ell_2$ (aq)

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

PRESSÃO OSMÓTICA × DISTRIBUIÇÃO DA SEIVA NAS ÁRVORES

Um dos principais fatores na distribuição da seiva nas árvores é a pressão osmótica. Para que uma planta absorva água do solo, sua seiva precisa ser mais concentrada em solutos do que a água existente no solo. Se isso não ocorrer, o que pode ser causado pela aplicação errada de fertilizantes ou de sal no solo, a planta não obtém a água de que precisa, podendo secar e morrer.

Quando as plantações são muito irrigadas, mas pouco drenadas, tende a haver um acúmulo de sais minerais no solo, tornando-o salgado demais para o desenvolvimento das sementes. Muitas terras cultiváveis já foram perdidas por esse processo. Cerca de 1/4 da terra no Iraque com potencial para irrigação — terras que já foram chamadas de "crescente fértil" — contém sal demais para as sementes. Alguns historiadores acreditam que o colapso da civilização sumeriana, no sul do Iraque, pode ter ocorrido não apenas pelos ataques de estrangeiros, mas também pelo excesso de salinização do solo, causando a falta de alimentos.



Solo desertificado por excesso de salinização. Arábia Saudita, 2004.

GEORGE STEINMETZ/CORBIS-LATINSTOCK

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

Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

Exercício Resolvido

55. Três soluções foram preparadas dissolvendo-se, separadamente, em 1.000 g de água, as quantidades listadas a seguir das seguintes substâncias sólidas:
Solução ① — 0,1 mol de ureia (CH_4N_2O, não eletrólito)
Solução ② — 0,1 mol de brometo de potássio (KBr)
Solução ③ — 0,1 mol de brometo de magnésio ($MgBr_2$)

a) Utilize equações químicas para representar o processo que ocorre quando cada um dos solutos se dissolve.

b) Com base nessas equações, responda se a quantidade de partículas (íons, moléculas) dissolvidas é igual nas três soluções.

Resolução

a) $CH_4N_2O\ (s) \rightarrow CH_4N_2O\ (aq)$

$KBr\ (s) \rightarrow K^+\ (aq) + Br^-\ (aq)$

$MgBr_2\ (s) \rightarrow Mg^{2+}\ (aq) + 2\ Br^-\ (aq)$

b) Não. Dissolvido em 1.000 g de água, há, na solução:
① 0,1 mol de moléculas CH_4N_2O;
② 0,2 mol de íons (0,1 mol de K^+ e 0,1 mol de Br^-) e
③ 0,3 mol de íons (0,1 mol de Mg^{2+} e 0,2 mol de Br^-).

Exercício Resolvido

56. Compare as três soluções da questão anterior quanto ao:

a) efeito ebulioscópico;

b) efeito crioscópico;

Resolução

a) O efeito ebulioscópico é mais acentuado em ③ e menos acentuado em ①. Assim, a sequência de temperatura de início de ebulição será: ① < ② < ③.

b) O efeito crioscópico é mais acentuado em ③ e menos acentuado em ①. Assim, a sequência de temperatura de início de congelamento será: ③ (efeito crioscópico mais acentuado; temperatura de início de congelamento mais baixa) < ② < ①.

57. (Vunesp) Foram preparadas, em separado, soluções aquosas de concentração 1,0 mol · L^{-1} das seguintes substâncias: NaCℓ (cloreto de sódio); Na_2O (óxido de sódio); $C_{12}H_{22}O_{11}$ (sacarose). Os frascos foram numerados como 1, 2 e 3. Solicitou-se a um estudante que identificasse as soluções realizando experimentos no laboratório. Os resultados obtidos são apresentados na tabela.

Solução	Meio	Comportamento quanto à condutividade elétrica	Temperatura de ebulição
1	neutro	isolante	T_1
2	básico	condutor	T_2
3	neutro	condutor	T_3

Com base nas informações fornecidas e sabendo que as equações químicas para as dissoluções são

$NaC\ell\ (s) + H_2O\ (\ell) \rightarrow Na^+\ (aq) + C\ell^-\ (aq)$

$Na_2O\ (s) + H_2O\ (\ell) \rightarrow 2\ Na^+\ (aq) + 2\ OH^-\ (aq)$

$C_{12}H_{22}O_{11}\ (s) + H_2O\ (\ell) \rightarrow C_{12}H_{22}O_{11}\ (aq)$

é correto afirmar que:

a) $T_1 < T_2 < T_3$.

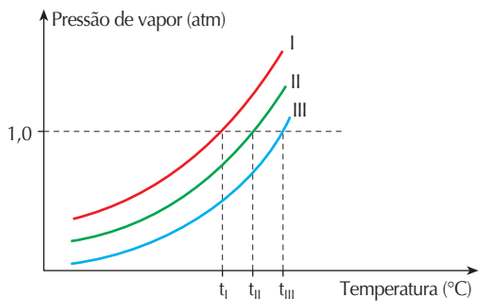
b) $T_1 < T_3 < T_2$.

c) $T_2 < T_1 < T_3$.

d) $T_2 < T_3 < T_1$.

e) $T_3 < T_1 < T_2$.

58. (UFPE) O gráfico abaixo representa a pressão de vapor (eixo das ordenadas), em **atm**, em função da temperatura (eixo das abscissas), em **°C**, de três amostras, **I**, **II** e **III**. Se uma dessas amostras for de água pura e as outras duas de água salgada, podemos afirmar que:



ADILSON SECCO

a) a amostra **I** é a amostra de água salgada.

b) a amostra **I** é a mais volátil.

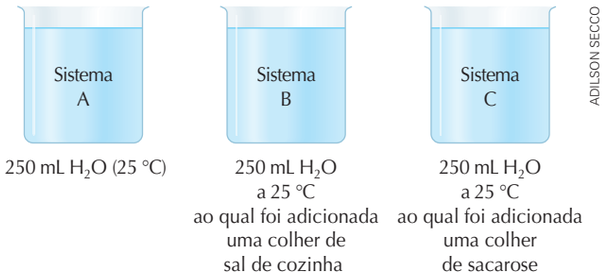
c) a amostra **II** é mais concentrada que a amostra **III**.

d) a amostra **I** é a menos volátil.

e) na temperatura t_{III} e 1 atm a amostra **II** ainda não entrou em ebulição.

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

59. (Unisinos-RS) Considere os seguintes sistemas:



ADILSON SECCO

Os sistemas B e C foram agitados até completa dissolução dos solutos.

Sobre esses três sistemas, são feitas as seguintes afirmativas:

I. As soluções preparadas nos sistemas B e C têm como semelhança o fato de serem eletricamente neutras, homogêneas, incolores e insaturadas, mas diferem no fato de a solução contida no sistema B ser eletrolítica e, por isso, apresentar condutividade elétrica.

II. Quando os três sistemas são aquecidos em frascos abertos, é observada a seguinte ordem nas temperaturas de ebulição: sistema B > sistema C > sistema A.

III. Quando os sistemas A e B são aquecidos até a ebulição, pode-se afirmar que a pressão de vapor da H_2O (ℓ), no sistema A, é igual à pressão atmosférica, e não há variação na massa da solução do sistema B, porque o soluto não é volátil.

Das afirmativas acima,

a) apenas I 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.

60. (UFRGS-RS) Analise as soluções aquosas abaixo discriminadas:

I. $C_{12}H_{22}O_{11}$ 0,040 mol/L
II. $AgNO_3$ 0,025 mol/L
III. Na_2CO_3 0,020 mol/L
IV. $MgC\ell_2$ 0,010 mol/L

Qual das afirmações abaixo é correta, considerando que as espécies iônicas estão 100% ionizadas?

a) A pressão de vapor da solução III é mais alta que a pressão de vapor da solução IV.
b) O ponto de congelamento da solução IV é o mais alto de todas as soluções acima.
c) A pressão osmótica da solução II é maior do que a pressão osmótica da solução III.
d) A solução I tem ponto de ebulição mais elevado do que o ponto de ebulição da solução II.
e) O ponto de ebulição da solução I é o mais baixo de todas as soluções acima.

Exercícios adicionais

Resolva em seu caderno

Seu (sua) professor(a) indicará o melhor momento para realizar os exercícios deste bloco.

61. (Unicamp-SP) Considere quatro garrafas térmicas contendo:

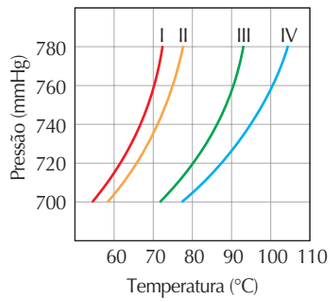
Garrafa 1: 20 gramas de água líquida e 80 gramas de gelo picado.
Garrafa 2: 70 gramas de solução aquosa 0,5 mol · dm^{-3} em sacarose e 30 gramas de gelo picado.
Garrafa 3: 50 gramas de água líquida e 50 gramas de gelo picado.
Garrafa 4: 70 gramas de solução aquosa 0,5 mol · dm^{-3} em $NaC\ell$ e 30 gramas de gelo picado.

O conteúdo de cada garrafa está em equilíbrio térmico, isto é, em cada caso a temperatura do sólido é igual à do líquido.

a) Considere que as temperaturas T_1, T_2, T_3 e T_4 correspondem, respectivamente, às garrafas 1, 2, 3 e 4. Ordene essas temperaturas de maneira crescente usando os símbolos adequados dentre os seguintes: >, <, ≥, ≤, =.

b) Justifique a escolha da menor temperatura.

62. (Vunesp) 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

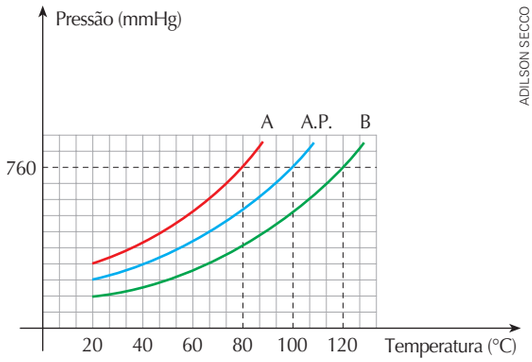
Utilizando os números das curvas respectivas:

a) Indicar quais curvas correspondem aos líquidos puros. Indicar, entre os dois, qual é o líquido mais volátil e justificar.

b) Indicar quais curvas correspondem às soluções. Justificar.

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

63. (UFRGS-RS) Considere o gráfico abaixo, que representa as variações das pressões máximas de vapor-d'água pura (A.P.) e duas amostras líquidas A e B, em função da temperatura.



ADILSON SECCO

Pode-se concluir que, em temperaturas iguais,

a) a amostra A constitui um líquido menos volátil que a água pura.

b) a amostra B pode ser constituída por uma solução aquosa de cloreto de sódio.

c) a amostra B constitui um líquido que evapora mais rapidamente que a água pura.

d) a amostra A pode ser constituída por solução aquosa de sacarose.

e) as amostras A e B constituem soluções aquosas preparadas com solutos diferentes.

64. (UFRGS-RS) Analise as soluções aquosas a seguir discriminadas:

I. $C_{12}H_{22}O_{11}$ 0,040 mol/L

II. $AgNO_3$ 0,025 mol/L

III. Na_2CO_3 0,020 mol/L

IV. $MgC\ell_2$ 0,010 mol/L

Qual das afirmações a seguir é correta, considerando que as espécies iônicas estão 100% ionizadas?

a) A pressão de vapor da solução III é mais alta que a pressão de vapor da solução IV.

b) O ponto de congelamento da solução IV é o mais alto de todas as soluções.

c) A pressão osmótica da solução II é maior do que a pressão osmótica da solução III.

d) A solução I tem ponto de ebulição mais elevado do que o ponto de ebulição da solução II.

e) O ponto de ebulição da solução I é o mais baixo de todas as soluções.

65. (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.

a) 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 $mg \cdot L^{-1}$.

b) 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, $R = 8.314\ Pa \cdot L \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$.

c) 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.

66. (UFRGS-RS) Determine a alternativa que apresenta uma situação em que se faz uso de uma propriedade coligativa.

a) Preparação de charque por adição de sal à carne.

b) Adição de suco de limão para talhar o leite.

c) Uso de sulfato de alumínio para tratamento de água.

d) Abaixamento da temperatura da água para adicionar CO_2.

e) Adição de álcool anidro à gasolina.

67. (Vunesp-SP) O nível de glicose no sangue de um indivíduo sadio varia entre 0,06 e 0,11% em massa. Em indivíduos diabéticos, a passagem da glicose para o interior da célula, através de sua membrana, é dificultada, e o nível de glicose em seu exterior aumenta, podendo atingir valores acima de 0,16%. Uma das consequências dessa disfunção é o aumento do volume de urina excretada pelo paciente. Identifique o fenômeno físico-químico associado a esse fato e explique por que ocorre o aumento do volume de urina.

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

Informe-se sobre a Química

Anticongelante é segredo de animais que sobrevivem ao frio

"[...] [Nos países de inverno rigoroso,] os insetos e aranhas que habitam quintais e bosques durante o verão, [...] ressurgirão na primavera, o que significa que de alguma forma sobrevivem ao frio intenso. Mas como o fazem, se não contam com a proteção de pelos ou penas?

A ameaça à vida nas baixas temperaturas não é o frio, mas o gelo. Já que células e corpos se compõem primordialmente de água, o gelo pode ser letal porque sua formação perturba o equilíbrio entre os fluidos externos e internos das células, o que resulta em [...] dano irreversível a tecidos.

Os insetos desenvolveram múltiplas maneiras de evitar congelamento. Uma estratégia é escapar de vez ao inverno. Borboletas [...] migram para o sul. Uma ótima solução, mas a capacidade é rara. A maioria dos insetos permanece em seu *habitat* de origem, e precisa encontrar outra forma de evitar congelamento. Eles fogem ao gelo rastejando para buracos ou fendas [...] sob a cobertura de neve ou linha de congelamento, ou, como algumas larvas de insetos, hibernam nos fundos de lagos que não se congelam [...].

Mas muitos insetos e outros animais se defendem contra a exposição direta a temperaturas abaixo de zero por meio da engenhosidade bioquímica, ou seja, produzem anticongelantes. O primeiro anticongelante de origem animal foi identificado décadas atrás no plasma sanguíneo de peixes da Antártida, por Arthur DeVries, hoje na Universidade do Illinois, e seus colegas. Os mares antárticos são muito frios, com temperaturas da ordem de $-2\ ^{\circ}C$. A água é salgada o suficiente para que se mantenha líquida a alguns graus abaixo da temperatura de congelamento da água fresca.

As abundantes partículas de gelo flutuando nessas águas representam risco para os peixes porque, caso ingeridas, podem iniciar formação de gelo nas tripas dos animais, com consequências devastadoras. A menos que algo impeça o crescimento dos cristais de gelo.

É isso que as proteínas anticongelantes dos peixes fazem. Os tecidos e a corrente sanguínea de cerca de 120 espécies de peixes pertencentes à família dos Notothenioidei estão repletos de anticongelantes. As proteínas têm uma estrutura incomum de repetição que permite que se conectem aos cristais de gelo e reduzam para menos três graus [Celsius] a temperatura em que os cristais de gelo crescem. Isso fica um pouco abaixo da temperatura mais baixa do Oceano Antártico, e cerca de dois graus acima da temperatura de congelamento do plasma sanguíneo de peixes que não produzem o anticongelante. Essa pequena margem de proteção tem consequências profundas. Os peixes produtores de anticongelante hoje dominam as águas antárticas.

A capacidade de sobreviver e prosperar em águas frígidas impressiona, mas os insetos sobrevivem a temperaturas muito mais baixas em terra. Alguns, como a pulga da neve, ficam ativos até no inverno e são vistos saltando sobre montes de neve em temperaturas de menos sete graus ou mais baixas. [...]

As proteínas anticongelantes das pulgas de neve diferem completamente das que foram isoladas em outros insetos, como o besouro vermelho, que apresenta proteínas anticongelantes por sua vez diferentes das encontradas nas *Choristoneurae*, uma espécie de lagarta. E todos os anticongelantes desses insetos diferem da espécie que impede o congelamento dos peixes antárticos. O anticongelante de cada espécie é uma invenção evolutiva separada.

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

Mas a inovação dos insetos vai além dos anticongelantes. [...] Nas latitudes mais setentrionais, como o interior do Alasca, as temperaturas de inverno caem a −50 °C [...]. Nessas temperaturas extremas, a maioria dos insetos vira picolé. O besouro Upis, do Alasca, por exemplo, congela em torno dos −8 °C. Mas ainda assim pode sobreviver mesmo se exposto a temperaturas de −73 °C.

Para tolerar o congelamento, é crucial que os insetos minimizem os danos do congelamento e do degelo. Os insetos desenvolveram diversas substâncias protetoras. Quando o inverno se aproxima, muitos desses insetos produzem elevada concentração de glicerol e outras moléculas de álcool. Elas não previnem o congelamento, mas retardam a formação de gelo e permitem que os fluidos que cercam as células congelem de modo mais controlado, enquanto o conteúdo da célula não congela.

Para proteção máxima, alguns insetos árticos combinam materiais protetores e anticongelantes. De fato, um novo tipo de anticongelante foi recentemente descoberto no besouro Upis. Ao contrário das proteínas anticongelantes de outros besouros, mariposas e pulgas de neve, o produto do Upis é um complexo açúcar de alta eficiência. A necessidade de evitar o congelamento de fato foi mãe de muitas invenções evolutivas. Essa nova descoberta torna mais provável que tenhamos truques químicos a aprender dos métodos de proteção contra o frio extremo usados por insetos.

E a questão não envolve apenas entomologia ártica esotérica. Um desafio persistente para a preservação de órgãos humanos é exatamente o problema que esses insetos resolveram — como congelar tecidos por um longo período e depois degelá-los sem dano. Equipes de pesquisa agora estão estudando como aplicar percepções ganhas no mundo animal às salas de cirurgia.''

Fonte: CARROL, S. B. *The New York Times*. 19 de janeiro, 2010. Tradução de MIGLIACCI, P. Disponível em: <http://noticias.terra.com.br/ciencia/noticias/0,,OI4220838-EI8145,00-Anticongelante+e+segredo+de+animais+que+sobrevivem+ao+frio.html>. Acesso em: 15 mar. 2010.



KENT WALTERS/ UNIVERSITY OF NOTRE/THE NEW YORK TIMES/ LATINSTOCK

▲ Insetos desenvolveram várias substâncias para sobreviver em condições frias. O besouro Upis do Alasca pode suportar temperaturas de menos 73 graus [Celsius]. Tamanho médio do besouro: 2 cm. Alasca, 2010.

Você entendeu a leitura? Responda em seu caderno

1. Segundo o texto, além da produção de proteínas anticongelantes, há substâncias que contêm açúcares, por exemplo, que também impedem o congelamento de animais. Por que ocorre esse abaixamento no ponto de congelamento pela presença de açúcares ou sais?

2. A temperatura da água nos mares antárticos é aproximadamente igual a –2 °C. Se a água pura congela a 0 °C, por que a água do mar não está congelada nessa temperatura?

3. Os termos *homeotérmico*, *pecilotérmico*, *endotérmico* e *ectotérmico* são aplicados pelos biólogos aos animais. Faça uma pesquisa sobre o significado desses termos e apresente exemplos de cada tipo.

Reavalie o que você pensa a respeito

Resolva em seu caderno

Verifique em que mudaram suas concepções prévias

Reveja sua resposta à atividade da segunda página deste capítulo, reavalie o que escreveu, discuta com seus colegas e, se julgar necessário, elabore novas justificativas ou aprimore as que tinha escrito. Apresente-as ao professor.

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

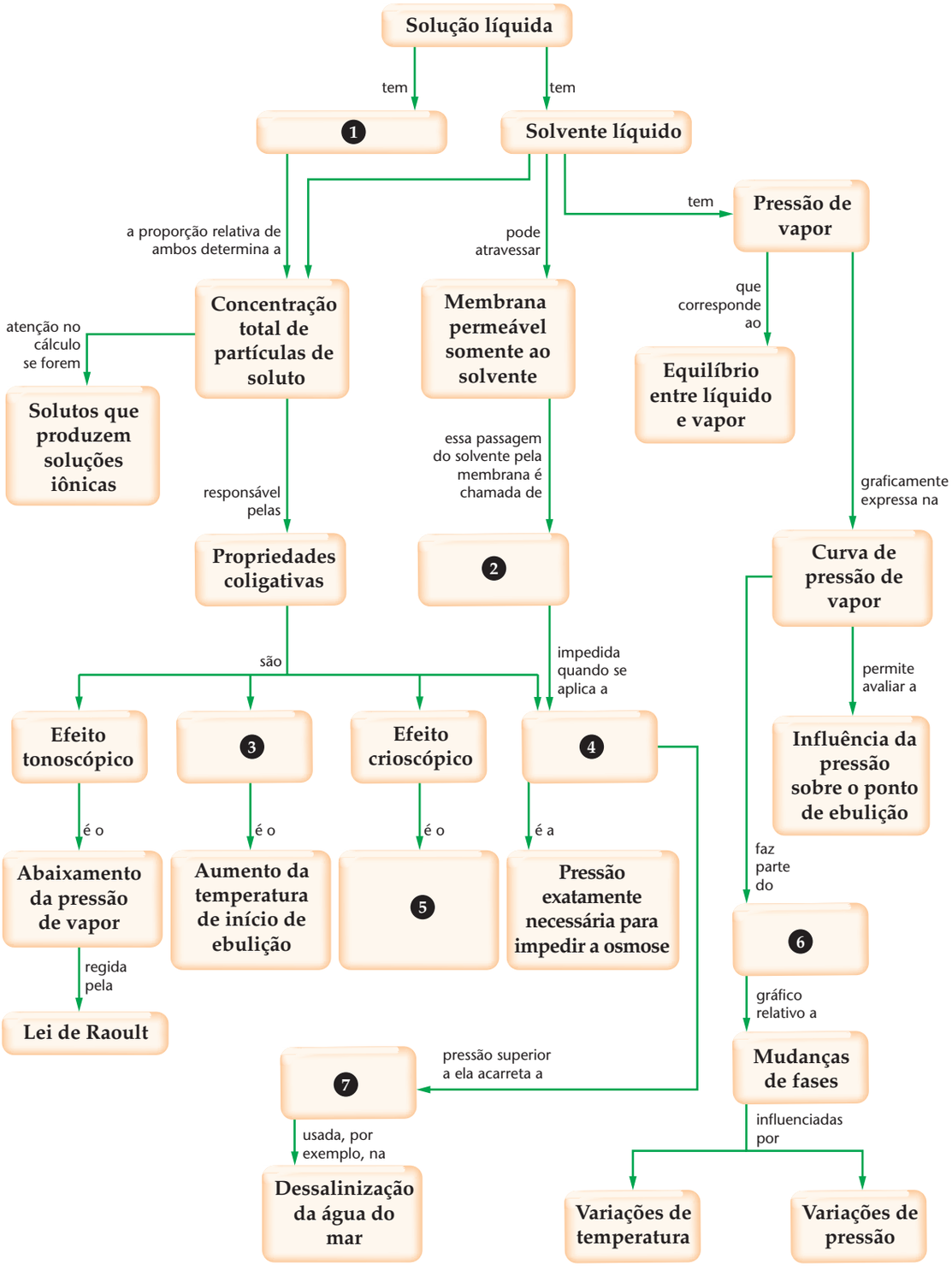
ESTABELEÇA CONEXÕES

Resolva em seu caderno

Importante:
Este mapa é apenas uma das muitas possibilidades de relacionar esses conteúdos conceituais.

MAPA CONCEITUAL – PROPRIEDADES COLIGATIVAS

Revise os conceitos estudados e decida como podem ser completados os locais em que aparecem os números.



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

CAPÍTULO 3

Processos de oxirredução



TONY CRADDOCK/SCIENCE PHOTO LIBRARY/LATINSTOCK

▲ Como funciona a fotografia tradicional (não digital) em preto e branco? Por que algumas fotos ficam amareladas com o tempo?

Alguns conteúdos importantes:

- ✔ *Oxidação e redução*
- ✔ *Número de oxidação*
- ✔ *Reação de oxirredução*
- ✔ *Agente oxidante e agente redutor*
- ✔ *Sugestões para balancear uma equação de oxirredução (isto é, uma equação química que representa uma reação de oxirredução)*

O que você pensa a respeito?

Resolva em seu caderno

Sondagem de concepções prévias

Na lista abaixo estão relacionados alguns termos e conceitos. Indique no seu caderno aqueles que você julga que estejam relacionados à imagem e justifique sua escolha. Discuta com seus colegas e apresente as conclusões ao professor.

- oxidação
- redução
- peróxido de hidrogênio
- ganho de elétrons
- perda de elétrons
- hidreto metálico
- número de oxidação



CHARLES D WINTERS/PHOTO RESEACHERS/LATINSTOCK

Pare e situe-se!

Texto introdutório ao capítulo

Como as demais Ciências Naturais, a Química envolve não apenas a observação e a descrição de fenômenos naturais por meio da realização de experimentos controlados, em laboratório, mas também a tentativa de generalizar os resultados das observações, tentando entender como e por que ocorrem.

Um exemplo de generalização bastante relevante, estudado em Química Geral, é o do caráter ácido *versus* caráter básico. Substâncias de caráter ácido (ácidos inorgânicos e óxidos ácidos, por exemplo) tendem a reagir com substâncias de caráter básico (hidróxidos e óxidos básicos, por exemplo).

Neste capítulo, você começará a estudar outra importante generalização feita pelos químicos, a de caráter **oxidante** *versus* caráter **redutor**.

Nesse contexto, você verá neste capítulo que há reações químicas que envolvem transferência de elétrons entre reagentes. Tais processos, denominados **reações de oxirredução**, envolvem substâncias com tendência a doar elétrons e substâncias com tendência a receber elétrons.

Você também verá que nem sempre é fácil perceber, pela equação química, que uma reação envolve transferência de elétrons. Porém, essa percepção será facilitada pelo conceito de **número de oxidação**.

Você perceberá que fazer o balanceamento de uma equação química que representa uma reação de transferência de elétrons pode ser, às vezes, muito mais difícil do que de uma reação que não seja desse tipo. Por isso, apresentaremos também algumas sugestões que permitem empregar o conceito de número de oxidação para facilitar o balanceamento de uma equação de reação em que haja transferência de elétrons.

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

1 Transferência de elétrons, oxidação e redução

1.1 Analisando a obtenção de hidrogênio em laboratório

Uma maneira simples de obter hidrogênio em laboratório é pela reação entre o zinco metálico e uma solução aquosa de ácido clorídrico. A foto ao lado ilustra como a reação se processa. A seguir, **relataremos** algumas observações em nível macroscópico, seguidas de uma análise em nível microscópico.



TPG/AGB

▲ Zn metálico em contato com uma solução aquosa diluída de HCℓ.

• ATENÇÃO

Não faça o experimento ilustrado por conta própria. Ele está sendo **APENAS RELATADO** para permitir a compreensão dos temas da Química tratados a seguir.

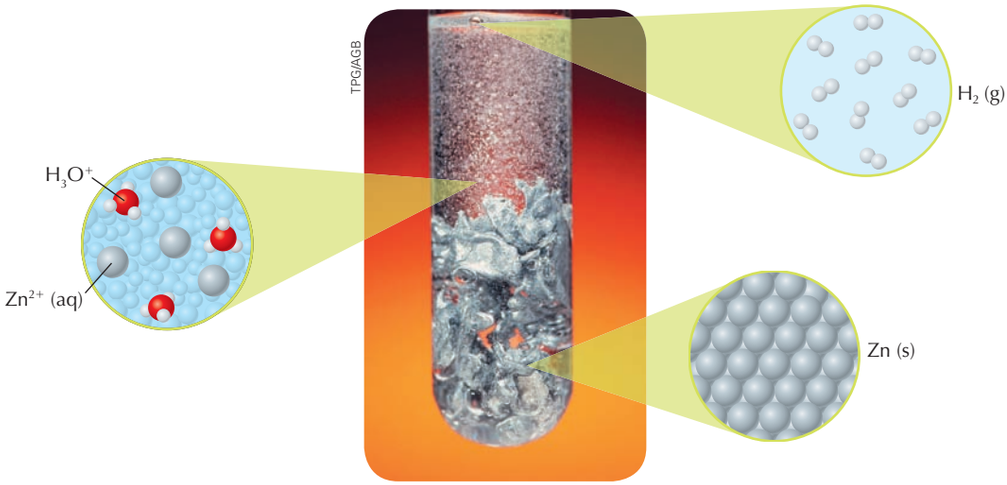
Sua eventual realização, em laboratório, requer autorização e supervisão do(a) professor(a) para evitar acidentes envolvendo o gás hidrogênio, altamente inflamável e explosivo, e o ácido clorídrico, corrosivo e cujos vapores são tóxicos.

Óculos de segurança, luvas e aventais protetores são obrigatórios.

Observações macroscópicas

O zinco metálico vai sofrendo corrosão, enquanto na superfície do metal vão surgindo bolhas gasosas que escapam da solução.

Análise microscópica



ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

(Por simplicidade, os íons $C\ell^-$, que não participam da reação, não foram representados neste esquema. Átomos e íons representados esquematicamente por esferas em cores fantasiosas e fora de proporção.)

A formação de bolhas gasosas na superfície do zinco ocorre quando os íons H^+ (aq), presentes na solução, tomam contato com o pedaço de zinco, recebem elétrons do metal e se transformam em gás hidrogênio, H_2 (g).

A corrosão do zinco acontece porque átomos desse metal, presentes no sólido, ao perderem elétrons para os íons H^+ (aq), transformam-se em íons Zn^{2+} (aq), que deixam o sólido e migram para a solução, provocando a corrosão da lâmina.

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

Essa reação química pode ser assim equacionada:

$$Zn\,(s) + 2\,HC\ell\,(aq) \rightarrow H_2\,(g) + ZnC\ell_2\,(aq)$$

$$Zn + 2\,H^+ + \cancel{2\,C\ell^-} \rightarrow H_2 + Zn^{2+} + \cancel{2\,C\ell^-}$$

$$Zn\,(s) + 2\,H^+\,(aq) \rightarrow H_2\,(g) + Zn^{2+}\,(aq)$$

Sólido **Solução** **Gás** **Solução**

Os íons $C\ell^-$ não participam, de fato, da reação. São considerados íons espectadores.

Representando um elétron por e^-, podemos indicar nessa equação química a transferência de elétrons do zinco para os íons hidrogênio:

$$Zn\,(s) + 2\,H^+\,(aq) \xrightarrow{2\,e^-} H_2\,(g) + Zn^{2+}\,(aq)$$

1.2 O conceito de oxidação e o de redução

Em Química há várias reações que, como a equacionada acima, envolvem a transferência de elétrons.

No passado, a palavra *oxidação* foi empregada pelos químicos para designar a reação com o oxigênio. Atualmente, essa palavra é empregada, de modo mais genérico, para caracterizar a perda de elétrons por uma espécie química. (*Espécie química* é o nome genérico para átomo, molécula, íon.)

Denomina-se **oxidação** a perda de elétrons por uma espécie química.

Por exemplo, na reação com H^+, cada átomo de zinco perde 2 elétrons:

$$Zn\,(s) \rightarrow Zn^{2+}\,(aq) + 2\,e^-$$

Já o processo oposto ao da oxidação é denominado *redução*.

Denomina-se **redução** o ganho de elétrons por uma espécie química.

Por exemplo, cada íon $H^+\,(aq)$ ganha 1 elétron:

$$2\,H^+\,(aq) + 2\,e^- \rightarrow H_2\,(g)$$

Podemos somar ambas as equações, a da oxidação do zinco e a da redução dos íons hidrogênio, obtendo a equação global do processo.

$$Zn\,(s) \rightarrow Zn^{2+}\,(aq) + \cancel{2\,e^-} \quad \textbf{Oxidação}$$

$$2\,H^+\,(aq) + \cancel{2\,e^-} \rightarrow H_2\,(g) \quad \textbf{Redução}$$

$$Zn\,(s) + 2\,H^+\,(aq) \rightarrow H_2\,(g) + Zn^{2+}\,(aq) \quad \textbf{Equação global}$$

Os conceitos de oxidação e de redução são fáceis de aplicar na reação entre zinco metálico com solução aquosa de ácido clorídrico, pois a transferência de elétrons do Zn para o H^+ é relativamente fácil de ser percebida.

Oxidação e redução ocorrem ao mesmo tempo, não existindo uma sem a outra, pois o total de elétrons perdidos por uma espécie química deve ser igual ao total de elétrons ganhos por outra espécie, ou seja, o número de elétrons permanece inalterado (eles não "aparecem" do nada nem "desaparecem").

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

Existem, porém, processos de oxidação/redução em que a transferência de elétrons não é tão evidente na equação química. É o caso, por exemplo, da reação representada pela equação:

$$4\,NH_3 + 5\,O_2 \rightarrow 4\,NO + 6\,H_2O$$

Casos como esse evidenciam a necessidade de formular um outro conceito para tornar mais clara a identificação da ocorrência de oxidação/redução.

Esse conceito é o de *número de oxidação*, introduzido na Química para facilitar a análise de processos de transferência de elétrons.

2 O conceito de número de oxidação

O conceito de número de oxidação foi criado com a intenção de facilitar a análise de uma equação química a fim de saber se a reação que ela representa envolve a transferência de elétrons entre espécies químicas.

> O **número de oxidação** é um número **associado aos átomos de um determinado elemento, presente em uma determinada substância**, que está relacionado à carga elétrica que esses átomos apresentam nessa substância. Essa carga elétrica pode ser uma carga real — é o caso da carga de íons (Na^+, S^{2-}, $A\ell^{3+}$ etc.) — ou uma carga imaginária, que se atribui aos átomos em função do ambiente eletrônico ao seu redor, na substância de que tomam parte.

Dito dessa maneira, parece bastante abstrato. Vamos tentar, a seguir, esclarecer esse importante conceito.

Tradicionalmente, encara-se o número de oxidação (representado, em diferentes publicações, por N_{ox}, n_{ox}, Nox, nox ou NOX) como o resultado da aplicação de um conjunto de regras. Essas regras têm, contudo, uma motivação lógica que permite que sejam compreendidas.

Assim, antes de apresentar regras, vamos apresentar a motivação que deu origem a elas.

Lembre-se de que, à exceção dos seis gases nobres, em todas as substâncias há átomos unidos por ligações químicas. Os átomos que formam uma dada substância podem ser de um mesmo elemento químico (*substância simples*) ou de elementos diferentes (*substância composta* ou *compostoq uímico* ou, simplesmente, *composto*).

2.1 Número de oxidação em íons monoatômicos

Quando átomos de um elemento metálico se unem ionicamente (ligação iônica) a átomos de um elemento não metálico, essa união envolve cátions e ânions que compõem um retículo cristalino iônico. No composto iônico formado, os átomos dos elementos estão presentes, de fato, sob a forma de íons. Cada um deles apresenta, portanto, uma carga elétrica real.

> O valor algébrico da carga elétrica dos íons de um elemento num composto iônico informa o número de oxidação desse elemento no composto.

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

Exemplos de compostos iônicos são $NaC\ell$, $MgBr_2$, CaS e $A\ell_2O_3$:

$$\left[Na^{+}\right]_1\left[C\ell^{-}\right]_1 \qquad \left[Mg^{2+}\right]_1\left[Br^{-}\right]_2 \qquad \left[Ca^{2+}\right]_1\left[S^{2-}\right]_1 \qquad \left[A\ell^{3+}\right]_2\left[O^{2-}\right]_3$$

No $NaC\ell$, o número de oxidação do elemento sódio é +1 e o do elemento cloro é −1. No $MgBr_2$, o número de oxidação do magnésio é +2 e o do bromo é −1. No CaS, o número de oxidação do cálcio é +2 e o do enxofre é −2. E no $A\ell_2O_3$, o número de oxidação do alumínio é +3 e o do oxigênio é −2.

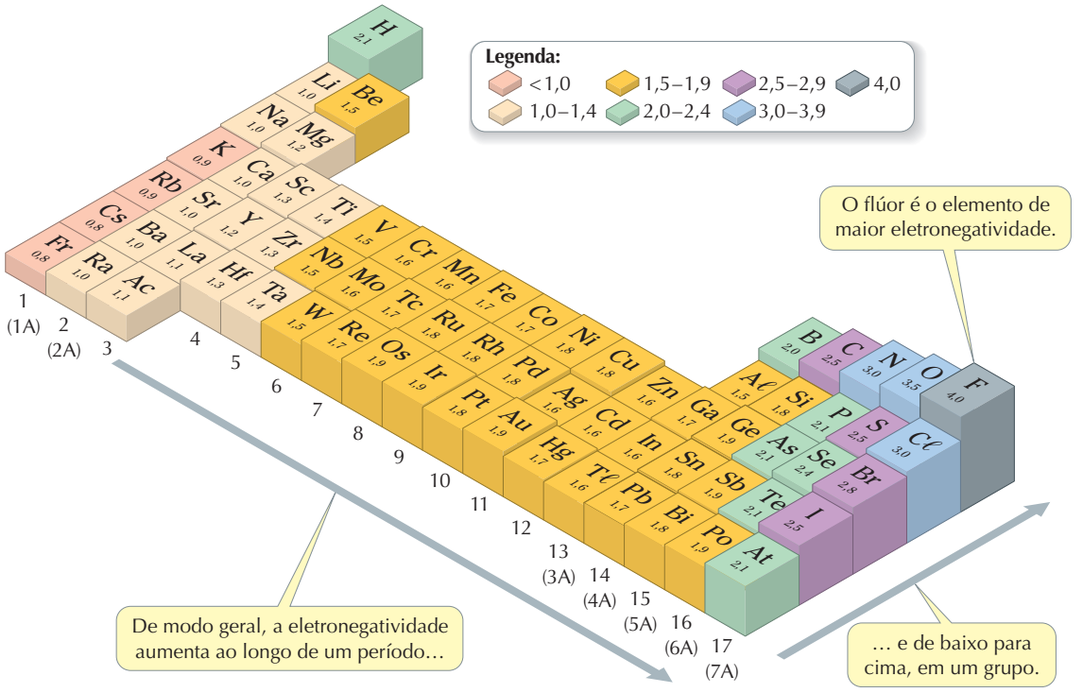
2.2 Revisão do conceito de eletronegatividade

Para a discussão a seguir, é importante saber comparar as diferentes tendências que os átomos de diferentes elementos possuem para atrair elétrons, particularmente elétrons envolvidos em ligações. Por isso, antes de prosseguir com o tema, vamos revisar o conceito de **eletronegatividade**.

> Denomina-se **eletronegatividade** a tendência que o átomo de um determinado elemento apresenta para atrair elétrons, num contexto em que se acha ligado a outro(s) átomo(s). Embora essa atração se dê sobre todo o ambiente eletrônico que circunda o núcleo do átomo, é de particular interesse a atração que ele exerce sobre os elétrons envolvidos na ligação química.

Há várias décadas os químicos se preocupam em estabelecer escalas numéricas para expressar a eletronegatividade. Entre as muitas escalas existentes, a mais conhecida é a que foi elaborada pelo químico estadunidense Linus Pauling, que aparece na tabela a seguir:

VALORES DE ELETRONEGATIVIDADE



ADILSON SECCO

▲ Esses valores são fundamentalmente os propostos por Pauling, com algumas correções mais recentes.

Fonte: MOORE, J. W. et al. *Chemistry*: the Molecular Science. 2. ed. Belmont: Thomson-Brooks/Cole, 2005. p. 355.

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

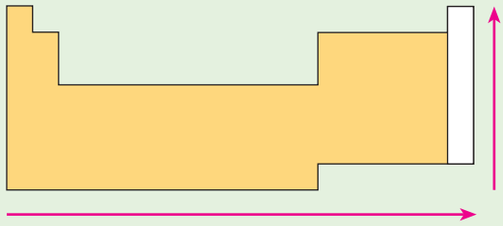
A partir desses valores podemos construir uma fila com alguns dos elementos que aparecem frequentemente no estudo da Química:

$$F > O > N \simeq C\ell > Br > I \simeq S \simeq C > P \simeq H > \text{metais}$$

Sentido crescente de eletronegatividade

Alguns autores utilizam a palavra **eletropositividade** para se referir ao **oposto da eletronegatividade**. Ter alta eletronegatividade é ter baixa eletropositividade, e vice-versa.

A ELETRONEGATIVIDADE É UMA PROPRIEDADE PERIÓDICA



ADILSON SECCO

2.3 Número de oxidação em espécies com ligação covalente

O conceito de eletronegatividade permite comparar os átomos dos elementos químicos no que diz respeito à diferente tendência para atrair elétrons.

As substâncias iônicas são constituídas por átomos de elementos com grande diferença de eletronegatividade: metais são pouco eletronegativos e não metais são bastante eletronegativos. Isso confirma o fato de que, na ligação iônica, os átomos do metal perdem elétrons, transformando-se em cátions, e os átomos do não metal recebem elétrons, transformando-se em ânions. Veja o exemplo do $NaC\ell$.

$\left[Na^{+} \right]_1$ $\left[C\ell^{-} \right]_1$ **Composto iônico**

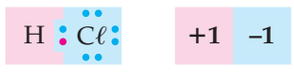
Cátion de elemento metálico **Ânion de elemento não metálico** $NaC\ell$

+1 **−1**

Eletronegatividade: $C\ell > Na$

Agora, focalizemos nossa atenção nos compostos moleculares, nos quais os átomos estão unidos por ligações covalentes. Considere, por exemplo, uma molécula de $HC\ell$. Consultando a fila de eletronegatividade, verificamos que o cloro é mais eletronegativo que o hidrogênio. Isso significa que o cloro exerce maior atração sobre o par de elétrons compartilhado do que o hidrogênio.

Podemos dizer que esse par de elétrons, que é **compartilhado** por ambos os átomos, passa a **maior parte do tempo** nas imediações do cloro do que nas do hidrogênio. Como consequência, os químicos atribuem ao cloro, nessa substância, o número de oxidação −1 e ao hidrogênio o número de oxidação +1.



Eletronegatividade: $C\ell > H$

◀ A ilustração ao lado é meramente uma representação esquemática que tenta evidenciar o compartilhamento não igualitário do par eletrônico no $HC\ell$.

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

Note que a ligação no HCℓ **não é iônica**, mas **sim covalente**. Contudo, o compartilhamento eletrônico não é igualitário. Os números de oxidação espelham simplesmente que o elétron do hidrogênio passa a maior parte do tempo com o cloro do que com o próprio hidrogênio.

Vamos, como próximo exemplo, considerar a molécula de água. O compartilhamento eletrônico também é desigual, pois o oxigênio é mais eletronegativo que o hidrogênio. Assim, os dois pares eletrônicos — cada qual formado por um elétron do oxigênio e um do hidrogênio — passam a maior parte do tempo nas proximidades do oxigênio. Por isso, a ele atribuímos número de oxidação −2 e ao hidrogênio +1. O esquema abaixo representa essa situação.

Agora considere a molécula de amônia, NH_3. O nitrogênio é mais eletronegativo que o hidrogênio e exerce maior atração sobre os pares eletrônicos das três ligações covalentes. Assim, o elétron de cada átomo de hidrogênio passa a maior parte do tempo nas proximidades do nitrogênio, razão pela qual se atribui a ele o número de oxidação −3. E a cada hidrogênio atribui-se +1. Essa situação também está representada abaixo.



Eletronegatividade: O > H

Eletronegatividade: N > H

▲ Os esquemas acima **não são representações científicas padrão**. São **meramente esquemas** com a preocupação didática de auxiliar o estudante no entendimento do conceito de número de oxidação em espécies nas quais há ligação covalente.

Como você percebe, quando há diferença de eletronegatividade, os elétrons das ligações covalentes não são igualmente compartilhados. Podemos atribuir a cada um dos átomos de uma molécula uma carga elétrica fictícia decorrente desse compartilhamento não igualitário de elétrons.

E se átomos de um mesmo elemento químico estiverem unidos por ligação covalente? Vamos considerar, como exemplo, a molécula de gás hidrogênio, H_2. Como ambos os átomos têm a mesma eletronegatividade, o compartilhamento dos elétrons é igualitário, ou seja, os elétrons permanecem o mesmo tempo nas proximidades de cada um dos átomos. Por isso, atribui-se a cada um deles o número de oxidação zero (veja o esquema abaixo).



Eletronegatividade: H = H

Podemos, agora, tentar formalizar o conceito de número de oxidação de um elemento em uma espécie química na qual há ligação covalente.

> Em espécies químicas nas quais há ligação covalente,* o número de oxidação de um elemento expressa a carga parcial de cada átomo desse elemento na molécula, gerada pela distribuição não igualitária dos elétrons das ligações covalentes em decorrência das diferenças de eletronegatividade.

Para um par de átomos unidos covalentemente, o número de oxidação negativo é atribuído ao átomo do elemento mais eletronegativo (que atrai mais intensamente os elétrons da ligação), e o número de oxidação positivo é atribuído ao átomo do elemento menos eletronegativo (que atrai menos intensamente os elétrons da ligação).

* Isso engloba, além das moléculas, os íons formados por dois ou mais átomos unidos covalentemente (íons poliatômicos), tais como NO_3^-, SO_4^{2-}, PO_4^{3-}, O_2^{2-} etc., que serão considerados mais à frente.

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

Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

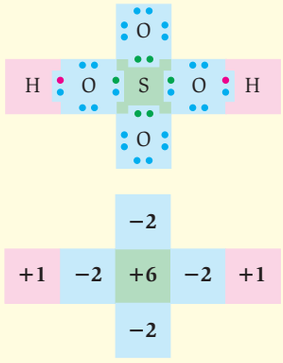
Exercício Resolvido

1. Determine o número de oxidação de cada um dos elementos presentes na mólecula de H_2SO_4.

Resolução

Primeiramente, escrevemos a fórmula eletrônica da molécula de H_2SO_4. A seguir, consultamos a **fila de eletronegatividade**, que nos informa que o oxigênio é mais eletronegativo que o enxofre e o hidrogênio.

Com base nisso, podemos elaborar o esquema:



Assim, na mólecula de H_2SO_4, o número de oxidação do:

- hidrogênio é +1;
- oxigênio é −2;
- enxofre é +6.

2. Utilizando as fórmulas eletrônicas ou estruturais, determine o número de oxidação de cada um dos elementos presentes nas substâncias representadas a seguir:

a) $C\ell_2$ **b)** O_2 **c)** N_2 **d)** HF **e)** CH_4 **f)** CH_3F **g)** CH_2F_2 **h)** CHF_3 **i)** CF_4 **j)** CO_2 **k)** H_2CO_3 **l)** NH_3 **m)** NF_3 **n)** HNO_2 **o)** HNO_3 **p)** H_2S **q)** S_8 **r)** SO_2 **s)** SO_3 **t)** $HC\ell$ **u)** $HC\ell O$ **v)** $HC\ell O_2$ **w)** $HC\ell O_3$ **x)** $HC\ell O_4$

3. O carbono pertence ao grupo 14 da tabela periódica. Isso significa que seus átomos apresentam quatro elétrons na camada de valência.

Com base nessa informação, reflita e responda às perguntas.

Qual deve ser o maior número de oxidação possível para o carbono? E o menor? Explique como chegou às respostas.

Sugestão: Inspire-se no exercício 2.

4. Repita a resolução da questão anterior para os elementos:

a) nitrogênio (grupo 15 da tabela periódica);

b) enxofre (grupo 16);

c) cloro (grupo 17).

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

Exercícios adicionais

Resolva em seu caderno

Seu (sua) professor(a) indicará o melhor momento para realizar os exercícios deste bloco.

5. (PUC-MG) Nos compostos $CC\ell_4$, $CHC\ell_3$, $CH_2C\ell_2$, $CH_3C\ell$ e CH_4, os números de oxidação dos carbonos são respectivamente:

a) +4, +2, 0, −2,−4
b) −4, −2, 0, +2, +4
c) +4, +2, +1, −2, +4
d) −2, +4, 0, +2, +4
e) −2, −4, −2, +2, −4

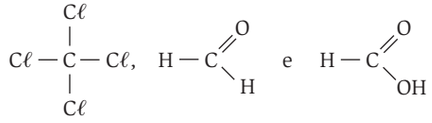
6. (UFRN) O nitrogênio forma vários óxidos binários apresentando diferentes números de oxidação: NO (gás tóxico), N_2O (gás anestésico — hilariante), NO_2 (gás avermelhado, irritante), N_2O_3 (sólido azul) etc. Esses óxidos são instáveis e se decompõem para formar os gases nitrogênio (N_2) e oxigênio (O_2).

O óxido binário (NO_2) é um dos principais poluentes ambientais, reagindo com o ozônio atmosférico (O_3) — gás azul, instável — responsável pela filtração da radiação ultravioleta emitida pelo Sol.

Baseando-se nas estruturas desses óxidos, pode-se concluir que a fórmula molecular em que o átomo de nitrogênio apresenta o menor número de oxidação é:

a) N_2O_3 **b)** NO **c)** N_2O **d)** NO_2

7. (U. E. Londrina-PR) Nas substâncias



os números de oxidação do carbono são, respectivamente:

a) −4, zero e −4.
b) +4, zero e +2.
c) −3, +2 e −2.
d) zero, zero e +1.
e) +3, −2 e +2.

2.4 Regras para a determinação do número de oxidação

Como mostramos nas páginas anteriores, é possível determinar o número de oxidação de um elemento observando a fórmula da substância em que ele se encontra. Tradicionalmente, os químicos determinam o número de oxidação por meio da aplicação de um conjunto de regras, que mostraremos agora.

Julgamos importante que você tente compreender a lógica envolvida em cada uma das regras, o que torna mais fácil aprendê-las. Para isso, ao estudar esse item, **tenha sempre em mente o que estudou nas páginas anteriores**. Lembre-se, também, de **consultar a fila de eletronegatividade**.

1ª regra: Sobre substâncias simples

Numa substância simples, como os átomos são todos do mesmo elemento, não há diferença de eletronegatividade entre eles e, assim sendo, o número de oxidação do elemento é zero.

Como exemplos de substâncias simples formadas por elementos metálicos (portanto, substâncias metálicas), podemos citar Fe, Zn, Cu, Au, Ag, Pb. E como exemplos de substâncias simples formadas por elementos não metálicos (portanto, substâncias moleculares), podemos citar H_2, O_2, O_3, N_2, F_2, $C\ell_2$, Br_2, I_2, P_4, P (verm), S_8, C (diam) e C (graf).

Assim, podemos enunciar que:

> Nas **substâncias simples**, o número de oxidação do elemento que forma a substância é zero.



EDUARDO SANTALIESTRA/CID

◀ Algumas substâncias simples: alumínio (na forma de papel-alumínio), hélio (no balão azul), oxigênio (no balão vermelho), ferro (como palha de aço), prata (no talher) e enxofre (pó amarelo).

2ª regra: Sobre o hidrogênio em seus compostos

Compostos químicos (substâncias compostas) são formados por dois ou mais elementos químicos. Quando o hidrogênio se liga aos não metais (o que ocorre por ligação covalente, veja o exemplo Ⓐ), que são mais eletronegativos que ele, atrairá menos o seu elétron do que eles. Assim, seu número de oxidação será +1. Ao se ligar aos metais, formando os hidretos metálicos (exemplo Ⓑ), o hidrogênio, por ser mais eletronegativo que eles, adquirirá carga −1.

Ⓐ 

Eletronegatividade: $C\ell > H$

Ⓑ 

Eletronegatividade: H > Na

Assim, podemos enunciar que:

> O número de oxidação do hidrogênio em seus **compostos** é +1, exceto nos **hidretos metálicos**, nos quais é −1.

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

3ª regra: Sobre o oxigênio em seus compostos

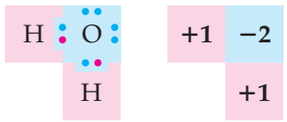
O oxigênio está no grupo 16 (ou 6A) da tabela periódica. Apresenta seis elétrons na camada de valência e completa o octeto ao receber ou compartilhar dois elétrons.

No caso de ligação iônica, o oxigênio recebe dois elétrons para completar o octeto, transforma-se em íon O^{2-} (íon óxido) e adquire número de oxidação −2. É, por exemplo, o caso dos óxidos iônicos Na_2O e CaO (veja Ⓒ e Ⓓ).

Ⓒ $\left[Na^{+}\right]_2\left[O^{2-}\right]_1$ Na_2O (−2)

Ⓓ $\left[Ca^{2+}\right]_1\left[O^{2-}\right]_1$ CaO (−2)

No caso de ligação covalente, o oxigênio estabelece duas delas para completar o octeto. Acontece que, como o oxigênio só não é mais eletronegativo que o flúor, ao se combinar com todos os demais elementos, atrairá os elétrons compartilhados mais do que eles e ficará com número de oxidação −2. É o que acontece, por exemplo, em H_2O e CO_2 (veja Ⓔ e Ⓕ).

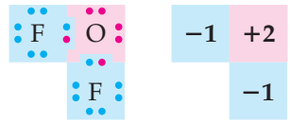
Ⓔ 

Eletronegatividade: O > H

Ⓕ 

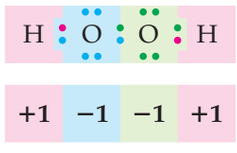
Eletronegatividade: O > C

Assim, o oxigênio, em substâncias compostas, adquire em geral número de oxidação −2. Porém, ao se ligar ao flúor, a situação se inverte, pois o flúor é mais eletronegativo que ele. No OF_2, portanto, o número de oxidação do oxigênio é +2 (veja Ⓖ).

Ⓖ 

Eletronegatividade: F > O

Outra situação que destoa do valor −2 para o oxigênio é nos peróxidos. O H_2O_2, peróxido de hidrogênio — comercializado em solução aquosa com o nome de água oxigenada —, é um peróxido molecular cuja estrutura está mostrada em Ⓗ. Por causa dessa estrutura, o número de oxidação do oxigênio é −1. O oxigênio é mais eletronegativo que o hidrogênio, mas "empata" com o outro oxigênio. Na estrutura dos peróxidos dos metais alcalinos (veja Ⓘ) e alcalino-terrosos (veja Ⓙ) existe o íon O_2^{2-} (íon peróxido). Já que, nesse íon, dois átomos de oxigênio têm carga −2, concluímos que cada um deles tem número de oxidação −1.

Ⓗ 

Eletronegatividade: O > H

Ⓘ $\left[Na^{+}\right]_2\left[O_2^{2-}\right]_1$ Na_2O_2 (−1)

Ⓙ $\left[Ca^{2+}\right]_1\left[O_2^{2-}\right]_1$ CaO_2 (−1)

Assim, enunciamos:

> O número de oxidação do oxigênio em seus **compostos** é, em geral, −2. Exceções são o **fluoreto de oxigênio**, OF_2, em que é +2, e os **peróxidos**, nos quais é −1.

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

4ª regra: Sobre outros exemplos de elementos que possuem, quase sempre, o mesmo número de oxidação em seus compostos

Os metais alcalinos (grupo 1, ou 1A, da tabela periódica), ao se combinarem ionicamente, formam cátions monovalentes, pois completam o octeto quando perdem um elétron (o lítio, de número atômico 3, não completa o octeto, mas adquire eletrosfera semelhante à do hélio). Assim, nos compostos em que há metal alcalino, seu número de oxidação é +1. Exemplos desses compostos são NaOH (veja Ⓚ), KBr, Na_2S, $NaC\ell$, K_2O, $LiNO_3$ e Na_2SO_4.

Os metais alcalino-terrosos (grupo 2, ou 2A), ao tomarem parte de compostos iônicos, o fazem como cátions bivalentes. Isso porque, ao perderem dois elétrons, completam o octeto. Assim, o número de oxidação desses metais, nessas substâncias compostas, é +2. Exemplos de compostos de metais alcalino-terrosos são CaO, $Ca(OH)_2$ (veja Ⓛ), $Ba(NO_3)_2$, $SrC\ell_2$, $CaCO_3$, $BaSO_4$.

Ⓚ $\left[Na^{+}\right]_1\left[OH^{-}\right]_1$ NaOH (+1)

Ⓛ $\left[Ca^{2+}\right]_1\left[OH^{-}\right]_2$ $Ca(OH)_2$ (+2)

O alumínio (grupo 13, ou 3A) apresenta três elétrons na camada de valência. Em seus compostos iônicos apresenta-se, portanto, sob a forma de íon $A\ell^{3+}$, no qual o elemento se encontra com número de oxidação +3. Exemplos de compostos de alumínio são $A\ell_2O_3$ (veja Ⓜ) e $A\ell(OH)_3$.

Prata e zinco combinam-se ionicamente com elementos não metálicos sob a forma de íons Ag^+ e Zn^{2+}. Assim, em substâncias compostas, apresentam, respectivamente, números de oxidação +1 e +2. Como exemplos, podemos citar AgBr, Ag_2O, $AgNO_3$ (veja Ⓝ), $ZnC\ell_2$, ZnO e $ZnSO_4$ (veja Ⓞ).

Ⓜ $\left[A\ell^{3+}\right]_2\left[O^{2-}\right]_3$ $A\ell_2O_3$ (+3)

Ⓝ $\left[Ag^{+}\right]_1\left[NO_3^{-}\right]_1$ $AgNO_3$ (+1)

Ⓞ $\left[Zn^{2+}\right]_1\left[SO_4^{2-}\right]_1$ $ZnSO_4$ (+2)

O flúor pertence ao grupo 17 (ou 7A) da tabela periódica. Apresenta sete elétrons na última camada e completa o octeto ao receber ou compartilhar um elétron. Ao receber um elétron, em ligação iônica, transforma-se no ânion F^- e fica com número de oxidação −1. Ao fazer uma ligação covalente, como é o mais eletronegativo dos elementos, atrai os elétrons da ligação mais do que o átomo de outro elemento ao qual se liga, adquirindo número de oxidação −1 (veja Ⓖ).

Assim, podemos enunciar:

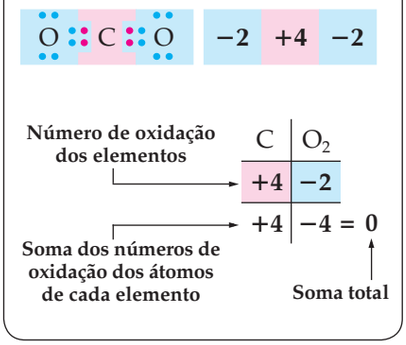
> Há alguns elementos que, de modo geral, apresentam sempre o mesmo número de oxidação em seus **compostos**. Entre eles, podemos citar os metais **alcalinos** (+1), os metais **alcalino-terrosos** (+2), a **prata** (+1), o **zinco** (+2), o **alumínio** (+3) e o **flúor** (−1).

5ª regra: Sobre a soma algébrica dos números de oxidação em uma espécie química eletricamente neutra

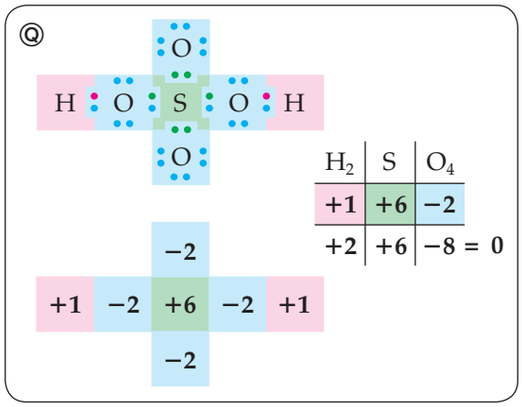
Uma molécula é uma espécie química eletricamente neutra. Como elétrons não "aparecem" nem "desaparecem", para cada carga positiva atribuída dentro de uma molécula deve-se atribuir também uma carga negativa. Em outras palavras, quando somamos os números de oxidação de todos os átomos que tomam parte de uma molécula, necessariamente obteremos zero como resultado. Veja os exemplos esquemáticos Ⓟ a Ⓡ.

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

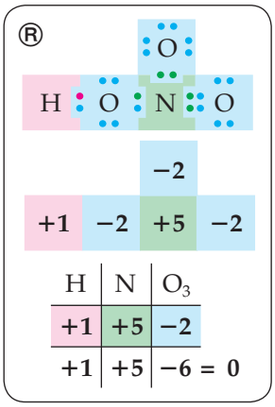
Ⓟ



Ⓠ

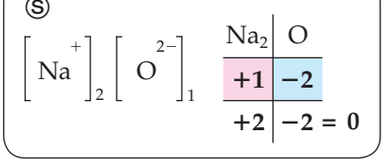


Ⓡ

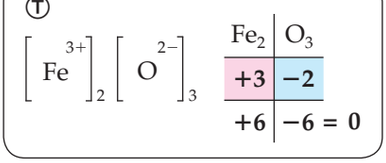


Um composto iônico, considerado como um todo, é um conjunto de cátions e ânions que, individualmente, apresentam carga elétrica: os cátions são positivos e os ânions negativos. Contudo, o total de cargas positivas deve contrabalançar o total de negativas, resultando num composto eletricamente neutro, ou seja, no qual a carga elétrica total é nula. Veja os esquemas Ⓢ a Ⓤ.

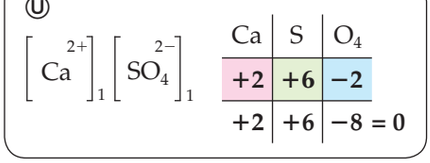
Ⓢ



Ⓣ



Ⓤ



Enunciando:

> A soma algébrica de todos os números de oxidação dos elementos presentes em uma **espécie química eletricamente neutra** é **zero**.

As duas regras enunciadas nesta página são muito úteis para determinar o número de oxidação daqueles elementos que apresentam número de oxidação bastante variável de um composto para outro. Esse é o caso, por exemplo, de nitrogênio, cloro, enxofre, carbono e fósforo.

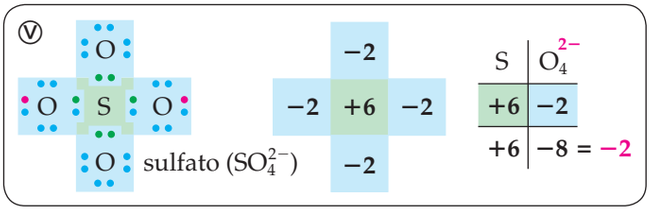
6ª regra: Sobre a soma algébrica dos números de oxidação em um íon poliatômico

Essa regra, como a anterior, envolve a ideia de contabilidade de elétrons. Se uma espécie é eletricamente neutra, a soma dos números de oxidação dos átomos que a compõem é igual a zero, que é a carga total da espécie.

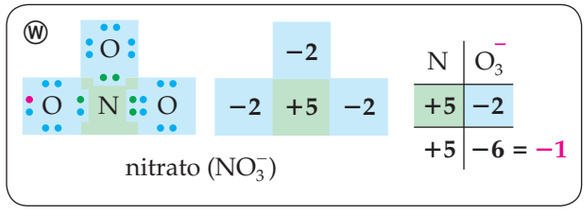
Por sua vez, se estamos diante de uma espécie química eletricamente carregada — íons poliatômicos, tais como NO_3^-, SO_4^{2-}, PO_4^{3-}, O_2^{2-} e NH_4^+ —, a soma de todos os números de oxidação deve resultar na carga elétrica dessa espécie química.

Veja os exemplos esquemáticos Ⓥ e Ⓦ:

Ⓥ



Ⓦ



Assim, podemos enunciar a última das regras:

> A soma algébrica dos números de oxidação dos elementos constituintes de um **íon poliatômico** é igual à **carga desse íon**.

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

Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

Exercício Resolvido

8. Determine o número de oxidação dos elementos destacados em negrito nas fórmulas a seguir:

a) K**Mn**O_4 **c)** $Ca_3(\mathbf{P}O_4)_2$

b) $K_2\mathbf{Cr}_2O_7$

Resolução

Nessa resolução vamos empregar as regras que foram apresentadas. Lembre-se de que essas regras se baseiam numa lógica que pode ser **compreendida** em vez de memorizada.

a) O número de oxidação do potássio (metal alcalino) num composto é +1 e o do oxigênio é −2. Para achar o do manganês, vamos usar o fato de a soma de todos os números de oxidação ser igual a zero. Usaremos o esquema:

K	Mn	O_4	
			= 0

Primeiramente, colocamos os números de oxidação que conhecemos (+1 e −2). A seguir, multiplicamos o número de oxidação de cada elemento pelo número de átomos presentes na fórmula:

K	Mn	O_4	
+1		−2	
+1		−8	= 0

Como a soma total deve resultar em zero, deduzimos que o número de oxidação do manganês é +7.

K	Mn	O_4	
+1	+7	−2	
+1	+7	−8	= 0

b) No caso do $K_2Cr_2O_7$, resolveremos de modo semelhante:

K_2	Cr_2	O_7	
+1		−2	
+2	+12	−14	= 0

Há, contudo, uma pequena diferença em relação ao caso anterior. O valor +12, necessário para que a soma total seja zero, deve-se a *dois átomos de crômio*. Assim, concluímos que o número de oxidação do crômio é +6.

K_2	Cr_2	O_7	
+1	+6	−2	
+2	+12	−14	= 0

c) Devemos perceber que $Ca_3(PO_4)_2$ equivale a "$Ca_3P_2O_8$". A resolução é semelhante à anterior, e nos conduz ao valor +5 para o número de oxidação do fósforo.

Ca_3	P_2	O_8	
+2	+5	−2	
+6	+10	−16	= 0

9. Na **questão 2** você determinou o número de oxidação dos elementos presentes em algumas substâncias. Para treinar o uso das regras, **repita** essa determinação naquelas substâncias, porém desta vez empregando diretamente as regras em vez da fórmula eletrônica ou estrutural.

10. Abaixo aparecem as fórmulas de alguns ácidos inorgânicos oxigenados.

Busque uma maneira lógica de relacionar o nome desses ácidos com o número de oxidação do elemento em negrito em cada uma das fórmulas.

$H\mathbf{C}\ell O_4$ Ácido **per**clór**ico**	—	—	—
$H\mathbf{C}\ell O_3$ Ácido clór**ico**	$H_2\mathbf{S}O_4$ Ácido sulfúr**ico**	$H\mathbf{N}O_3$ Ácido nítr**ico**	$H_3\mathbf{P}O_4$ Ácido fosfór**ico**
$H\mathbf{C}\ell O_2$ Ácido clor**oso**	$H_2\mathbf{S}O_3$ Ácido sulfur**oso**	$H\mathbf{N}O_2$ Ácido nitr**oso**	$H_3\mathbf{P}O_3$ Ácido fosfor**oso**
$H\mathbf{C}\ell O$ Ácido **hipo**clor**oso**	—	—	$H_3\mathbf{P}O_2$ Ácido **hipo**fosfor**oso**

Exercício Resolvido

11. Determine o número de oxidação do fósforo no íon PO_4^{3-}.

Resolução

Podemos resolver de modo similar ao que fizemos na questão 8, apenas atentando ao fato de que a soma total dos números de oxidação deve ser

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

igual à carga do íon (−3). Assim, concluímos que o número de oxidação do fósforo no PO_4^{3-} é **+5**.

P	O_4^{3-}
+5	−2
+5	−8 = −3

▲ **COMENTÁRIO:**

O item **c** do exercício **8** envolve o sal fosfato de cálcio, que é formado pelos íons cálcio e fosfato.

$$\left[Ca^{2+}\right]_3 \left[PO_4^{3-}\right]_2$$

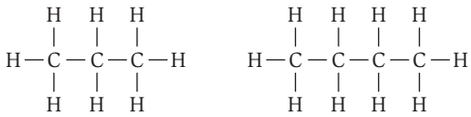
Para calcular o número de oxidação do fósforo nesse sal, poderíamos simplesmente trabalhar com o íon fosfato em separado, como acabamos de fazer, chegando ao mesmo resultado, +**5**.

12. Compare o número de oxidação do carbono no ácido carbônico (H_2CO_3) e nos íons provenientes de sua ionização, o bicarbonato (HCO_3^-) e o carbonato (CO_3^{2-}).

13. Compare o número de oxidação do enxofre no ácido sulfúrico (H_2SO_4) e nos íons provenientes de sua ionização, o bissulfato (HSO_4^-) e o sulfato (SO_4^{2-}). Que conclusão você tira?

14. Compare o número de oxidação do fósforo no ácido fosfórico (H_3PO_4) com o número de oxidação desse mesmo elemento nos ácidos provenientes da desidratação do ácido fosfórico, que são o metafosfórico (HPO_3) e o pirofosfórico ($H_4P_2O_7$). Que conclusão você tira?

15. O propano (C_3H_8) e o butano (C_4H_{10}) são os componentes principais do gás de cozinha. Suas fórmulas estruturais são:



Determine o número de oxidação do carbono em cada um desses compostos por meio da fórmula eletrônica e também por meio das regras que apresentamos. Há divergência entre os resultados? Que conclusão você tira deste exercício?

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

Exercícios adicionais



Resolva em seu caderno

Seu (sua) professor(a) indicará o melhor momento para realizar os exercícios deste bloco.

16. (ITA-SP) Selecione a opção relativa aos números de oxidação **CORRETOS** do átomo do cloro nos compostos $KC\ell O_2$, $Ca(C\ell O)_2$, $Mg(C\ell O_3)_2$ e $Ba(C\ell O_4)_2$, respectivamente.

a) −1, −1, −1 e −1
b) +3, +1, +2 e +3
c) +3, +2, +4 e +6
d) +3, +1, +5 e +6
e) +3, +1, +5 e +7

17. (UFMT) Dentre os vários usos de cloro no cotidiano, destaca-se o do sal comum ($NaC\ell$) na culinária, o de hipoclorito como alvejante de roupas e agente sanitizante. Os estados de oxidação do cloro nas substâncias $C\ell O_3^-$; $C\ell^-$; $C\ell O^-$; $C\ell O_4^-$ e $IC\ell$ são, respectivamente:

a) (+5), (+1), (+2), (+7), (+1).
b) (+6), (−1), (+1), (+3), (−1).
c) (−3), (+1), (+1), (−1), (+1).
d) (+5), (−1), (+1), (+7), (−1).
e) (−5), (−2), (+1), (+7), (+1).

18. (Mackenzie-SP) Com a finalidade de garantir um desenvolvimento ósseo e dentário saudável, é fornecido às crianças um suplemento de fosfato de cálcio tribásico, de fórmula $Ca_x(OH)_3PO_4$. Observando-se as fórmulas $Ca(OH)_2$ e H_3PO_4, sabe-se que **x** é igual a

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

3 Reações de oxirredução

3.1 Oxidação, redução e número de oxidação

No início do capítulo foi mostrado que uma espécie química sofre *oxidação* quando perde elétrons e *redução* quando recebe elétrons. Vimos, contudo, que há casos em que a equação química que representa a reação não indica de modo muito evidente que houve oxidação/redução.

O conceito de número de oxidação torna mais prática a identificação da ocorrência de oxidação/redução, como veremos agora.

O número de oxidação está relacionado à carga elétrica, real ou parcial, dos átomos de um elemento em uma substância. Se, numa reação química, houver aumento do número de oxidação de um certo elemento, isso indica aumento de sua carga elétrica, o que equivale à perda de elétrons, ou seja, *oxidação*. Um abaixamento do número de oxidação indica, por sua vez, que ocorreu uma diminuição da carga elétrica, o que equivale a dizer que houve ganho de elétrons, isto é, *redução*. Assim, podemos generalizar:

> Um aumento algébrico do número de oxidação indica **oxidação.**
> Uma diminuição algébrica do número de oxidação indica **redução**.

3.2 Definição de reação de oxirredução

Quando, em uma reação química, ocorre alteração do número de oxidação de elemento(s) químico(s), isso revela a ocorrência de oxidação e redução.

> Quando um ou mais elementos sofrem variações em seus números de oxidação no transcorrer de uma reação química, dizemos que se trata de uma reação de **oxirredução**, também denominada reação de **oxidorredução**, **óxi-red** ou **redox**.

Oxidação e redução ocorrem sempre de modo simultâneo, já que elétrons se conservam (não "aparecem" nem "desaparecem"). Em outras palavras, se uma espécie química recebe elétrons é porque alguma espécie química os perdeu. Assim, numa reação de oxirredução sempre haverá aumento e diminuição de número de oxidação de elemento(s) químico(s) envolvido(s), caracterizando a ocorrência simultânea de oxidação e redução. Vejamos alguns exemplos de equações químicas que representam reações de oxirredução.

- Corrosão do zinco pelo ácido clorídrico em solução aquosa:

$$\underset{0}{Zn\,(s)} + \underset{+1}{2\,H^+(aq)} \rightarrow \underset{0}{H_2\,(g)} + \underset{+2}{Zn^{2+}\,(aq)}$$

oxidação: Zn (0) → Zn²⁺ (+2)
redução: 2 H⁺ (+1) → H₂ (0)

Dizemos que o zinco sofreu oxidação porque perdeu elétrons e, por isso, seu número de oxidação aumentou.

Dizemos que o íon H^+ sofreu redução porque recebeu elétrons e, por isso, seu número de oxidação diminuiu.

- Produção de ferro em altos-fornos por meio da redução do Fe_2O_3 pelo monóxido de carbono (CO):

$$\underset{+3}{Fe_2O_3\,(s)} + \underset{+2}{3\,CO\,(g)} \rightarrow \underset{0}{2\,Fe\,(s)} + \underset{+4}{3\,CO_2\,(g)}$$

redução: Fe₂O₃ (+3) → Fe (0)
oxidação: CO (+2) → CO₂ (+4)



DELFIM MARTINS/PULSAR IMAGENS

◀ O ferro (Fe) é um importante metal para nossa civilização. Dentre muitas outras aplicações, é usado na estrutura de edificações, como a ponte dessa foto. Rodovia dos Imigrantes, São Paulo, SP, 2001. Esse metal é obtido de um óxido natural (Fe_2O_3) por meio da reação de oxirredução assim equacionada:
$Fe_2O_3 + 3\,CO \rightarrow 2\,Fe + 3\,CO_2$

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

- Produção de gás cloro em laboratório por meio da oxidação do ácido clorídrico pelo permanganato de potássio:

$$2\,KMnO_4\,(aq) + 16\,HC\ell\,(aq) \rightarrow 2\,KC\ell\,(aq) + 2\,MnC\ell_2\,(aq) + 8\,H_2O\,(\ell) + 5\,C\ell_2\,(g)$$

+7 −1 +2 0

redução

oxidação

Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

Exercício Resolvido

19. O ácido fosfórico, usado, por exemplo, como acidulante em refrigerantes tipo "cola", é obtido industrialmente pela reação de um minério chamado *apatita* (que contém fosfato de cálcio) com ácido sulfúrico. A equação do processo é:

$$3\,H_2SO_4 + Ca_3(PO_4)_2 \rightarrow 3\,CaSO_4 + 2\,H_3PO_4$$

É um processo de oxirredução? Por quê?

Resolução

Não, pois o número de oxidação dos elementos não se altera em ambos os membros da equação: H(+ 1), S(+ 6), O(−2), Ca(+ 2) e P(+ 5).

20. A neutralização de hidróxido de sódio por ácido clorídrico é uma reação de oxirredução? Justifique.

21. (Unicamp-SP) No início das transmissões radiofônicas, um pequeno aparelho permitia a recepção do sinal emitido por estações de rádio. Era o chamado rádio de galena, cuja peça central constituía-se de um cristal de galena, que é um mineral de chumbo, na forma de sulfeto, de cor preta. O sulfeto de chumbo também aparece em quadros de vários pintores famosos que usaram carbonato básico de chumbo como pigmento branco. Com o passar do tempo, este foi se transformando em sulfeto de chumbo pela ação do gás sulfídrico presente no ar, afetando a luminosidade da obra. Para devolver à pintura a luminosidade original que o artista pretendeu transmitir, ela pode ser tratada com peróxido de hidrogênio, que faz com que o sulfeto de chumbo transforme-se em sulfato, de cor branca.



SHEILA TERRY/SCIENCE PHOTO LIBRARY/LATINSTOCK

▲ Cristal de galena medindo cerca de 2 cm.

a) Escreva os símbolos químicos do chumbo e do enxofre. Lembre-se de que os símbolos químicos desses elementos se originam de seus nomes latinos "plumbum" e "sulfur".

b) Escreva a equação química que representa a transformação do sulfeto de chumbo em sulfato de chumbo pela ação do peróxido de hidrogênio.

c) Dentre as transformações químicas citadas nesta questão, alguma delas corresponde a uma reação de oxirredução? Responda sim ou não e justifique a sua resposta.

22. (UFMG) A água oxigenada pode ser usada para a desinfecção de ferimentos, promovida pelo oxigênio liberado na reação

$$H_2O_2\,(aq) \rightarrow H_2O\,(\ell) + \frac{1}{2}\,O_2\,(g)$$

Essa reação ocorre lentamente, em condições normais de armazenagem. Quando, porém, a água oxigenada entra em contato com um ferimento, observa-se um borbulhamento intenso.
Com relação a esse fenômeno, é **INCORRETO** afirmar que:

a) a decomposição da água oxigenada é acelerada quando em contato com um ferimento.

b) o borbulhamento da água oxigenada, em contato com um ferimento, evidencia a vaporização dessa substância.

c) o hidrogênio presente em H_2O_2 mantém seu número de oxidação ao final da reação de decomposição.

d) o oxigênio presente em H_2O_2 é oxidado e reduzido na reação de decomposição.

23. (Fuvest-SP) A pólvora é o explosivo mais antigo conhecido pela humanidade. Consiste na mistura de nitrato de potássio, enxofre e carvão. Na explosão, ocorre uma reação de oxirredução, formando-se sulfato de potássio, dióxido de carbono e nitrogênio molecular. Nessa transformação, o elemento que sofre maior variação de número de oxidação é o:

a) carbono.
b) enxofre.
c) nitrogênio.
d) oxigênio.
e) potássio.

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

Exercícios adicionais

Resolva em seu caderno

Seu (sua) professor(a) indicará o melhor momento para realizar os exercícios deste bloco.

24. (Vunesp) Das transformações abaixo, a única em que **NÃO** ocorre reação de oxirredução é:

a) $H_2SO_4 + Na_2CO_3 \rightarrow Na_2SO_4 + H_2O + CO_2$

b) $C\ell_2 + 2\ NaBr \rightarrow Br_2 + 2\ NaC\ell$

c) $2\ H_2O_2 \rightarrow 2\ H_2O + O_2$

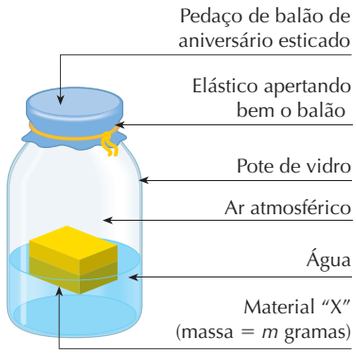
d) $SnC\ell_2 + 2\ FeC\ell_3 \rightarrow SnC\ell_4 + 2\ FeC\ell_2$

e) $2\ Cu(NO_3)_2 \rightarrow 2\ CuO + 4\ NO_2 + O_2$

Instruções: Para responder ao exercício 25, considere a seguinte *experiência feita com materiais caseiros*.

Quatro conjuntos iguais a este foram montados, variando-se o material "X", a saber:

Conjunto	Material "X"
1	esponja de aço
2	palha de aço
3	prego comum
4	ferrugem



ADILSON SECCO

Os conjuntos foram deixados em repouso por alguns dias à temperatura ambiente e observações diárias foram feitas.

25. (PUC-Campinas-SP) Durante todo o período de observação, átomos de ferro não sofreram alteração de seu número de oxidação, SOMENTE em:

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

26. (PUC-RJ) As reações químicas podem ser classificadas de acordo com as suas especificidades.

I	$2\ KC\ell O_3\ (s) \xrightarrow{\Delta} 2\ KC\ell\ (s) + 3\ O_2\ (g)$
II	$FeC\ell_3\ (aq) + 3\ KSCN\ (aq) \rightarrow Fe(SCN)_3\ (aq) + 3\ KC\ell\ (aq)$
III	$Na\ (s) + H_2O\ (\ell) \rightarrow NaOH\ (aq) + \frac{1}{2}\ H_2\ (g)$
IV	$N_2\ (g) + 3\ H_2\ (g) \rightarrow 2\ NH_3\ (g)$
V	$SnC\ell_2\ (aq) + 2\ FeC\ell_3\ (aq) \rightarrow SnC\ell_4\ (aq) + 2\ FeC\ell_2\ (aq)$

A respeito das equações acima, numeradas de I a V, está correto afirmar que a reação:

a) I é de síntese ou adição.

b) II é de oxirredução.

c) III é de simples troca ou deslocamento.

d) IV é de análise ou decomposição.

e) V é de dupla troca.

27. (UFPR) O jornal *Gazeta do Povo* de 13 de agosto de 2006 apresentou a reportagem "Enxofre Contra Aquecimento Global", na qual aborda a proposta de um cientista de "lançar sulfureto de hidrogênio (H_2S) na atmosfera. O dióxido de enxofre então é formado por oxidação, que também cria as partículas de ácido sulfúrico". Acerca disso, considere as seguintes afirmativas:

1. No português do Brasil, o gás H_2S é chamado de sulfeto de hidrogênio.
2. A reação química de oxidação citada é:
   $2\ H_2S + 3\ O_2 \rightarrow 2\ SO_2 + 2\ H_2O$.
3. A reação química responsável pela formação de ácido sulfúrico é uma reação de análise.
4. Os números de oxidação (Nox) do enxofre nos compostos citados são −2, +4 e +6, respectivamente.

Selecione a alternativa correta.

a) Somente as afirmativas 1, 2 e 4 são verdadeiras.

b) Somente a afirmativa 1 é verdadeira.

c) Somente as afirmativas 2 e 3 são verdadeiras.

d) Somente as afirmativas 2 e 4 são verdadeiras.

e) Somente as afirmativas 3 e 4 são verdadeiras.

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

3.3 Agente oxidante e agente redutor

Em reações de oxirredução, é frequente usarmos as expressões *agente redutor* e *agente oxidante*.

Agente redutor é a espécie química que age causando a redução de algum elemento presente nos reagentes. O agente redutor é, portanto, a espécie que contém o elemento que perde elétrons, ou seja, que sofre oxidação.

Agente oxidante é a espécie química que age causando a oxidação de algum elemento presente nos reagentes. O agente oxidante é, portanto, a espécie que contém o elemento que recebe elétrons, ou seja, que sofre redução.



SÉRGIO DOTTA JR./CID

▲ Soluções aquosas de permanganato de potássio ($KMnO_4$), à esquerda, e de dicromato de potássio ($K_2Cr_2O_7$), à direita. Ambas são poderosos agentes oxidantes utilizados em laboratório.

• ATENÇÃO

Permanganato de potássio e dicromato de potássio são irritantes, tóxicos e corrosivos.

Não devem ser manipulados sem autorização e supervisão adequada.

Óculos de segurança, luvas e aventais protetores são obrigatórios.

O agente oxidante e o agente redutor em uma reação de oxirredução figuram entre seus reagentes, não entre seus produtos. Vamos exemplificar aproveitando as equações químicas mostradas no item 3.2.

$$\underset{\text{Agente redutor}}{Zn\,(s)} + 2\,\underset{\text{Agente oxidante}}{H^+\,(aq)} \rightarrow H_2\,(g) + Zn^{2+}\,(aq)$$

$$\underset{\text{Agente oxidante}}{Fe_2O_3\,(s)} + 3\,\underset{\text{Agente redutor}}{CO\,(g)} \rightarrow 2\,Fe\,(s) + 3\,CO_2\,(g)$$

$$2\,\underset{\text{Agente oxidante}}{KMnO_4\,(aq)} + 16\,\underset{\text{Agente redutor}}{HC\ell\,(aq)} \rightarrow 2\,KC\ell\,(aq) + 2\,MnC\ell_2\,(aq) + 8\,H_2O\,(\ell) + 5\,C\ell_2\,(g)$$

Alguns casos frequentes

Casos comuns de redução envolvem:

- **Cátions metálicos:**
  Exemplo: $Cu^{2+} + 2\,e^- \rightarrow Cu^0$
- **Elementos não metálicos:**
  Exemplo: $C\ell_2 + 2\,e^- \rightarrow 2\,C\ell^-$

Nesses exemplos, Cu^{2+} e $C\ell_2$ atuam como oxidantes.

Casos comuns de oxidação envolvem:

- **Elementos metálicos:**
  Exemplo: $Zn^0 \rightarrow Zn^{2+} + 2\,e^-$
- **Ânions não metálicos:**
  Exemplo: $2\,I^- \rightarrow I_2 + 2\,e^-$
- **Cátions metálicos:**
  Exemplo: $Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+} + 1\,e^-$

Nesses exemplos, Zn, I^- e Fe^{2+} atuam como redutores.

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

O BAFÔMETRO DE DICROMATO

Bafômetro é o nome dado a um aparelho usado pelos policiais para estimar o nível de embriaguez de motoristas suspeitos de dirigir alcoolizados.

O motorista deve soprar com força num canudinho ligado ao aparelho, que conduz o ar que sai de seus pulmões (ar expirado) para um dispositivo que analisa a concentração de álcool presente nessa amostra de ar.

Um dos tipos de bafômetro existentes contém uma solução ácida de dicromato de potássio ($K_2Cr_2O_7$) pela qual borbulha o ar expirado pelo motorista ao assoprar no canudinho.

O álcool (etanol, CH_3CH_2OH) presente nesse ar expirado é convertido em ácido acético (CH_3COOH), numa reação de oxirredução equacionada abaixo.

Nesta reação, o etanol é oxidado a ácido acético e o crômio, inicialmente presente no ânion dicromato ($Cr_2O_7^{2-}$), amarelo-alaranjado, é reduzido ao íon crômio (III), verde. Medindo a alteração da intensidade de cor da solução (o que é feito por um medidor contido no bafômetro), é possível estimar o nível de álcool no sangue do motorista.



CELSO MEIRA/AG. O GLOBO

▲ Bafômetro sendo utilizado. A foto foi manipulada para preservação da identidade. Rio de Janeiro, RJ, 1998.

amarelo-alaranjado **verde**

$$3\,CH_3CH_2OH + 2\,K_2Cr_2O_7 + 8\,H_2SO_4 \rightarrow 3\,CH_3COOH + 2\,Cr_2(SO_4)_3 + 2\,K_2SO_4 + 11\,H_2O$$

−1 +6 +3 +3

redução

oxidação

Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

Exercício Resolvido

28. A equação representa a reação envolvida no funcionamento das baterias recarregáveis de níquel/cádmio. Nesse processo, qual o agente oxidante e qual o agente redutor? Justifique.

$$Cd + 2\,Ni(OH)_3 \rightarrow Cd(OH)_2 + 2\,Ni(OH)_2$$

Resolução

O agente oxidante é $Ni(OH)_3$ (substância que contém o elemento que sofre redução, o níquel). E o agente redutor é Cd (substância que contém o elemento que sofre oxidação, o cádmio).

$$Cd + 2\,Ni(OH)_3 \rightarrow Cd(OH)_2 + 2\,Ni(OH)_2$$

0 +3 +2 +2

oxidação

redução

29. Reescreva de modo completo as equações a seguir e indique, no caso de a reação ocorrer, a espécie que sofrerá oxidação e a que sofrerá redução. Mostre também, em cada caso, a espécie oxidante e a espécie redutora.

a) $Zn\,(s) + Ag^+\,(aq) \rightarrow$ produtos

b) $K^+\,(aq) + Fe\,(s) \rightarrow$ produtos

c) $HC\ell\,(aq) + Ni\,(s) \rightarrow$ produtos

d) $Ag\,(s) + 2\,H^+\,(aq) \rightarrow$ produtos

e) $AgNO_3\,(aq) + Cu\,(s) \rightarrow$ produtos

f) $Cu\,(s) + NaC\ell\,(aq) \rightarrow$ produtos

30. (UFRRJ) O gás nitrogênio, devido à sua baixa reatividade química, é usado dentro de lâmpadas incandescentes e em embalagens de certos alimentos.



EDUARDO SANTALIESTRA/CID

▲ Algumas embalagens de sorvete são preenchidas com nitrogênio para preservar o alimento por mais tempo.

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

Em certas condições é capaz de reagir, sendo utilizado na síntese de amônia, representada na reação não balanceada abaixo

$$N_2 + H_2 \rightarrow NH_3$$

Observando a reação, pode-se afirmar que o

a) nitrogênio atua como oxidante, com aumento de seu número de oxidação.

b) hidrogênio atua como redutor, com diminuição de seu número de oxidação.

c) nitrogênio age como redutor, com diminuição de seu número de oxidação.

d) hidrogênio age como oxidante, com diminuição de seu número de oxidação.

e) nitrogênio atua como oxidante, com diminuição de seu número de oxidação.

31. (UFSCar-SP) Um tipo de lente fotocrômica utilizada em óculos contém AgCℓ e CuCℓ dispersos no vidro da lente. O funcionamento da lente fotocrômica envolve duas fases, a luminosa e a escura. Na fase luminosa, em presença de luz intensa, ocorrem as semirreações:

I. $C\ell^- \xrightarrow{\text{luz}} C\ell + e^-$

II. $Ag^+ + e^- \longrightarrow Ag$

A prata metálica é formada quase instantaneamente e escurece o vidro. Em ambiente com pouca luz, ocorre a fase escura, envolvendo as reações:

III. $C\ell + Cu^+ \longrightarrow Cu^{2+} + C\ell^-$

IV. $Cu^{2+} + Ag \longrightarrow Cu^+ + Ag^+$

responsáveis pela restauração da transparência inicial da lente. Com relação aos processos envolvidos na atuação de uma lente fotocrômica, pode-se afirmar que:

a) todos os produtos da reação global que ocorre na fase luminosa sofreram redução, pelo fato de a luz estar envolvida na primeira semirreação desta fase.

b) os produtos da reação global que ocorre na fase escura são Cu^+ e Ag^+.

c) na reação III, Cu^+ é reduzido a Cu^{2+}, sendo o agente oxidante do processo.

d) na reação IV, Ag é oxidado a Ag^+, sendo o agente redutor do processo.

e) a lente assume cor esverdeada quando exposta à luz, pois se sabe que o Cℓ formado na etapa I é um produto gasoso esverdeado.

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

Exercícios adicionais

Resolva em seu caderno

Seu (sua) professor(a) indicará o melhor momento para realizar os exercícios deste bloco.

32. (ITA-SP) Considere as reações envolvendo o sulfeto de hidrogênio representadas pelas equações seguintes:

I. $2\,H_2S\,(g) + H_2SO_3\,(aq) \rightarrow 3\,S\,(s) + 3\,H_2O\,(\ell)$

II. $H_2S\,(g) + 2\,H^+\,(aq) + SO_4^{-2}\,(aq) \rightarrow SO_2\,(g) + S\,(s) + 2\,H_2O\,(\ell)$

III. $H_2S\,(g) + Pb\,(s) \rightarrow PbS\,(s) + H_2\,(g)$

IV. $2\,H_2S\,(g) + 4\,Ag\,(s) + O_2\,(g) \rightarrow 2\,Ag_2S\,(s) + 2\,H_2O\,(\ell)$

Nas reações representadas pelas equações acima, o sulfeto de hidrogênio é agente redutor em

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

33. (Unicamp-SP) Uma mãe levou seu filho ao médico, que diagnosticou uma anemia. Para tratar o problema, foram indicados comprimidos compostos por um sulfato de ferro e vitamina C. O farmacêutico que aviou a receita informou à mãe que a associação das duas substâncias era muito importante, pois a vitamina C evita a conversão do íon ferro a um estado de oxidação mais alto, uma vez que o íon ferro só é absorvido no intestino em seu estado de oxidação mais baixo.

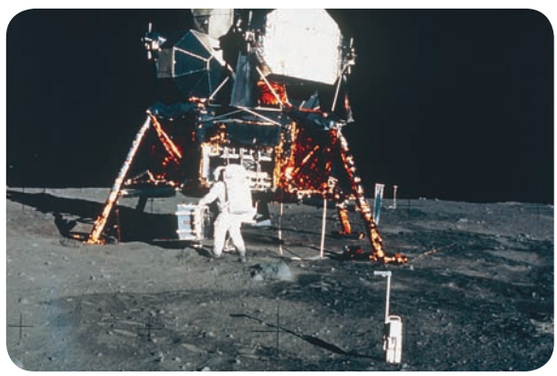
a) Escreva a fórmula do sulfato de ferro utilizado no medicamento.

b) Escreva o símbolo do íon ferro que não é absorvido no intestino.

c) No caso desse medicamento, a vitamina C atua como um *oxidante* ou como um *antioxidante*? Explique.

34. (Fuvest-SP) Dimetil-hidrazina e tetróxido de dinitrogênio foram usados nos foguetes do módulo que pousou na Lua nas missões Apollo. A reação, que ocorre pela simples mistura desses dois compostos, pode ser representada por

$$(CH_3)_2N{-}NH_2\,(\ell) + 2\,N_2O_4\,(\ell) \rightarrow 3\,N_2\,(g) + 4\,H_2O\,(g) + 2\,CO_2\,(g)$$



NASA/SPL-LATINSTOCK

▲ Módulo lunar da Apollo 11, 1969.

a) Entre os reagentes, identifique o oxidante e o redutor. Justifique sua resposta, considerando os números de oxidação do carbono e do nitrogênio.

b) Cite duas características da reação apresentada que tornam adequado o uso desses reagentes.

Dado: número de oxidação do carbono na dimetil-hidrazina: −2

35. (UPF-RS) Quanto ao fenômeno de oxirredução, é correto afirmar que:

1) A oxidação é o fenômeno de perda de elétrons.
2) A redução é o fenômeno de ganho de elétrons.
3) O oxidante é a espécie química que recebe elétrons.
4) O redutor é a espécie química que recebe elétrons.
5) Na reação $Ag^{1+} + e^- \rightarrow Ag$, o íon prata se oxida.

Considerando as afirmações anteriores, a alternativa **correta** é:

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

36. (PUC-RS) Vidros fotocromáticos são utilizados em óculos que escurecem as lentes com a luz solar. Estes vidros contêm nitrato de prata e nitrato de cobre I, que reagem conforme a equação

$$Ag^+ + Cu^+ \underset{\text{sem luz}}{\overset{\text{com luz}}{\rightleftharpoons}} Ag + Cu^{2+}$$

Em relação a essa reação, é correto afirmar que

a) com luz a prata se oxida.
b) com luz o cobre se reduz.
c) com luz a prata é agente oxidante.
d) sem luz o cobre se oxida.
e) sem luz o cobre é agente redutor.

37. (UFSCar-SP) As estações municipais de tratamento de água transformam a água contaminada na água potável que chega a nossas casas. Nessas estações, primeiramente um "tratamento primário" remove partículas de sujeira e detritos por peneiramento e filtração. Em seguida, num "tratamento secundário", sulfato de alumínio e hidróxido de cálcio são adicionados à água. A reação destes dois compostos leva à formação de hidróxido de alumínio, um composto de aspecto gelatinoso que arrasta impurezas para o fundo do tanque de tratamento. Finalmente, numa última etapa, adiciona-se hipoclorito de sódio, que tem ação bactericida (mata bactérias) e fungicida (mata fungos).

a) Escreva a reação química balanceada entre sulfato de alumínio e hidróxido de cálcio, levando à formação de hidróxido de alumínio e sulfato de cálcio.

b) Escreva a fórmula química do hipoclorito de sódio. A ação bactericida e fungicida deste composto se deve ao forte poder oxidante do ânion hipoclorito. Numa reação de oxirredução, o átomo de cloro no hipoclorito é reduzido a cloreto ($C\ell^-$). Quantos elétrons o átomo de cloro ganha nesse processo?

38. (UFRN) Uma forma de verificar o teor de álcool no sangue é por meio do teste do bafômetro. A detecção feita por esse instrumento é visual, correspondendo à seguinte equação balanceada:

$$K_2Cr_2O_7\,(aq) + 4\,H_2SO_4\,(aq) + 3\,CH_3CH_2OH\,(g) \rightarrow$$
(alaranjado)
$$\rightarrow Cr_2(SO_4)_3\,(aq) + 3\,CH_3CHO\,(g) + 7\,H_2O\,(\ell) + K_2SO_4\,(aq)$$
(verde)

Calcule os estados de oxidação do cromo no reagente $K_2Cr_2O_7$ e no produto $Cr_2(SO_4)_3$ da reação acima e explique a mudança de coloração observada.

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

4 Sugestões para auxiliar no balanceamento de equações químicas de reações de oxirredução

VOCÊ CONSEGUE FAZER O BALANCEAMENTO?

Ao introduzir uma chapinha de cobre em ácido nítrico concentrado, ocorre uma reação química entre o metal e o ácido, que produz nitrato de cobre (II), dióxido de nitrogênio e água. As fotos a seguir se referem a esse processo realizado sob condições adequadas de segurança: **o ácido é bastante corrosivo e o gás produzido, tóxico. Não tente realizá-lo.** A reação química em questão pode ser representada pela seguinte equação química não balanceada:

$$Cu + HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + NO_2 + H_2O$$

Trata-se de uma reação de oxirredução. (Você concorda? Por quê?)

O balanceamento de uma equação química consiste em colocar coeficientes estequiométricos na frente das fórmulas de cada um dos reagentes e produtos, a fim de que o número de átomos de cada elemento seja o mesmo em ambos os membros da equação.

Tente balancear a equação citada. Você consegue? É fácil?

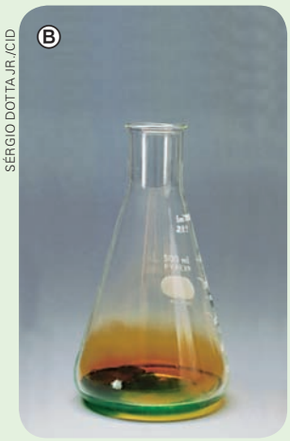
Aqui vão mais algumas equações que representam processos de oxirredução. Antes de prosseguir sua leitura, tente também balanceá-las.

$$H_2S + HNO_3 \rightarrow H_2SO_4 + NO + H_2O$$
$$Br_2 + HC\ell O + H_2O \rightarrow HBrO_3 + HC\ell$$
$$NH_3 + O_2 \rightarrow NO + H_2O$$

A seguir, você verá que existe um interessante raciocínio que facilita fazer o balanceamento de equações de oxirredução, como essas, que, por simples tentativa e erro, oferecem razoável dificuldade para serem balanceadas.



SÉRGIO DOTTA JR./CID



SÉRGIO DOTTA JR./CID



SÉRGIO DOTTA JR./CID

Ⓐ Placa de cobre metálico prestes a ser jogada em solução de ácido nítrico concentrado.

Ⓑ Começa a reação de oxirredução entre o metal e o ácido, que produz nitrato de cobre (II) ($Cu(NO_3)_2$), dióxido de nitrogênio (NO_2) e água.

Ⓒ O gás castanho que vemos sair do frasco é o NO_2. O íon cobre (II), que toma parte do $Cu(NO_3)_2$, é azul quando dissolvido em água. Nessa foto e na anterior, a solução parece esverdeada porque a cor castanha do NO_2 se sobrepõe à cor azul dos íons cobre (II), resultando nessa coloração esverdeada.

• ATENÇÃO

Este experimento NÃO deve ser feito pelo aluno, nem sob a supervisão e orientação do professor.

Ele está sendo aqui **APENAS RELATADO** para permitir a compreensão do tema da Química tratato a seguir.

O HNO_3 em contato com a pele, causa desde manchas até lesões graves.

E o NO_2 é um gás tóxico e de cheiro irritante que causa desde dor de cabeça até edema pulmonar, arritmia cardíaca e convulsões.



GÁS TÓXICO

ADILSON SECCO

Numa reação de oxirredução há transferência de elétrons. Já que os elétrons se conservam, o número total de elétrons cedidos pelo agente redutor (que contém o elemento que se oxida) deve ser igual ao número total de elétrons recebidos pelo agente oxidante (que contém o elemento que se reduz). Utilizando esse simples princípio, o balanceamento de equações complexas de oxirredução pode ser bastante facilitado. Vamos começar analisando um exemplo já conhecido e que está corretamente balanceado.

$$\overset{0}{Zn}\,(s) + 2\,\overset{+1}{H^+}\,(aq) \rightarrow \overset{0}{H_2}\,(g) + \overset{+2}{Zn^{2+}}\,(aq)$$

oxidação $\Delta = 2$; redução $\Delta = 1$

Cada átomo de zinco perde dois elétrons e cada íon H^+ recebe um elétron.

O número de elétrons perdidos ou recebidos é dado pelo **módulo da variação do número de oxidação** dos elementos, **representado por** Δ.

De acordo com o balanceamento, dois íons H^+ reagem com um átomo de zinco. Ambos os H^+ recebem dois elétrons, o mesmo número de elétrons perdidos pelo átomo de zinco. Esquematicamente:

1 átomo de Zn perde 2 e^-	· 1 →	1 átomo de Zn perde 2 e^-
1 íon H^+ recebe 1 e^-	· 2 →	2 íons H^+ recebem 2 e^-

Perceba que, empregando o Δ do elemento zinco como coeficiente do H^+ e o Δ do elemento hidrogênio como coeficiente do Zn, realizamos o correto balanceamento da equação, que, nesse caso, expressa a **conservação dos átomos** e também a **conservação dos elétrons**.

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

4.1 Exemplos do balanceamento de equações de oxirredução

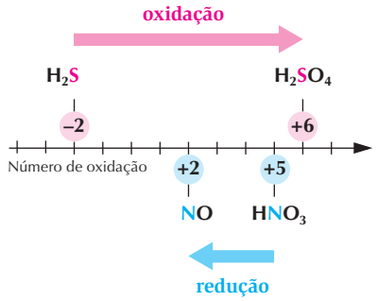
1º exemplo

$$H_2S + HNO_3 \rightarrow H_2SO_4 + NO + H_2O$$

Primeiro determinamos o número de oxidação de todos os elementos presentes, tanto nos reagentes como nos produtos (pare a leitura por um momento e faça isso como exercício). A seguir, registramos os números de oxidação que variam e o módulo dessas variações (Δ):

$$\underset{-2}{H_2S} + \underset{+5}{HNO_3} \rightarrow \underset{+6}{H_2SO_4} + \underset{+2}{NO} + H_2O$$

oxidação $\Delta = 8$ | redução $\Delta = 3$



ADILSON SECCO

Assim temos, esquematicamente, o seguinte:

1 átomo de S (de 1 H_2S) perde 8 e^-	· 3 →	3 átomos de S (de 3 H_2S) perdem 24 e^-
1 átomo de N (de 1 HNO_3) recebe 3 e^-	· 8 →	8 átomos de N (de 8 HNO_3) recebem 24 e^-

Portanto, colocando o coeficiente 3 na frente do H_2S e o coeficiente 8 na frente do HNO_3, asseguramos que o balanceamento expresse que o número de elétrons perdidos é igual ao número de elétrons recebidos.

$$3\,H_2S + 8\,HNO_3 \rightarrow H_2SO_4 + NO + H_2O$$

O restante do balanceamento pode ser feito, sem grandes dificuldades, por meio de tentativa e erro, como estamos acostumados a fazer.

A equação corretamente balanceada é:

$$3\,H_2S + 8\,HNO_3 \rightarrow 3\,H_2SO_4 + 8\,NO + 4\,H_2O$$

Confira!
Em ambos os membros da equação há:
3 átomos de S
8 átomos de N
14 átomos de H
24 átomos de O

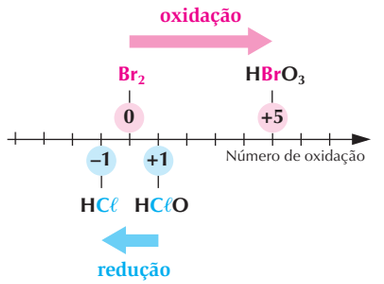
2º exemplo

$$Br_2 + HC\ell O + H_2O \rightarrow HBrO_3 + HC\ell$$

Determinando o número de oxidação de todos os elementos envolvidos, concluímos que o do bromo e o do cloro são os únicos que variam:

$$\underset{0}{Br_2} + \underset{+1}{HC\ell O} + H_2O \rightarrow \underset{+5}{HBrO_3} + \underset{-1}{HC\ell}$$

oxidação $\Delta = 5 \cdot 2 = 10$ | redução $\Delta = 2$



ADILSON SECCO

Temos agora um complicador. O índice de atomicidade do bromo na molécula de Br_2 é 2, o que significa que o número de átomos de bromo no primeiro membro será o dobro do valor do coeficiente que colocarmos no Br_2. Para que a nossa contabilidade de elétrons seja correta, precisamos levar isso em conta. Assim, ao calcular o Δ para o bromo, multiplicamos

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

5 por 2, como você pode ver na equação anterior. Isso significa que uma molécula de Br_2 perde dez elétrons.

1 par de átomos de Br (de 1 Br_2) perde 10 e^-	· 2 →	2 pares de átomos de Br (de 2 Br_2) perdem 20 e^-
1 átomo de Cℓ (de 1 HCℓO) recebe 2 e^-	· 10 →	10 átomos de Cℓ (de 10 HCℓO) recebem 20 e^-

Nesse estágio, até poderíamos simplificar 2 e 10, utilizando 1 e 5 como coeficientes. Podemos, também, utilizar 2 e 10 como coeficientes e, ao final, simplificar todos os coeficientes a fim de deixar a equação balanceada com os menores coeficientes inteiros. Assim, colocando os coeficientes 2 e 10 e balanceando o restante, chegamos a:

$$2\,Br_2 + 10\,HC\ell O + 2\,H_2O \rightarrow 4\,HBrO_3 + 10\,HC\ell$$

Simplificando os coeficientes (dividindo-os por 2), obtemos, finalmente:

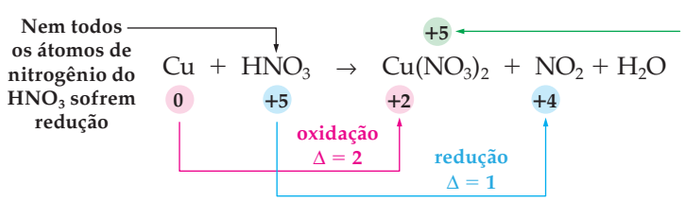
$$Br_2 + 5\,HC\ell O + H_2O \rightarrow 2\,HBrO_3 + 5\,HC\ell$$

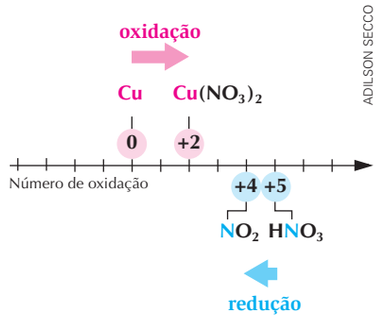
Confira!
Em ambos os membros da equação há:
2 átomos de Br
5 átomos de Cℓ
6 átomos de O
7 átomos de H

3º exemplo

$$Cu + HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + NO_2 + H_2O$$

Determinando o número de oxidação de todos os elementos envolvidos, concluímos que o do cobre e o do nitrogênio são os únicos que variam:





Dessa vez, o complicador é o fato de que apenas os átomos de nitrogênio que vão do HNO_3 para o NO_2 é que sofreram redução. Os que vão do HNO_3 para o $Cu(NO_3)_2$ não sofrem oxidação nem redução! Como superar esse problema?

Basta lembrar que a ideia básica é a da contabilidade de elétrons. Se apenas os átomos de nitrogênio que vão do HNO_3 para o NO_2 é que participaram da transferência de elétrons, então vamos pensar somente neles ao fazer a contabilidade! Esquematicamente, temos:

1 átomo de Cu perde 2 e^-	· 1 →	1 átomo de Cu perde 2 e^-
1 átomo de N que vai de HNO_3 para NO_2 recebe 1 e^-	· 2 →	2 átomos de N que vão de HNO_3 para NO_2 recebem 2 e^-

Portanto, colocando o coeficiente 1 na frente do cobre e o coeficiente 2 na frente do NO_2, asseguramos que o balanceamento expresse que o número de elétrons perdidos é igual ao número de elétrons recebidos.

$$1\,Cu + HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + 2\,NO_2 + H_2O$$

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

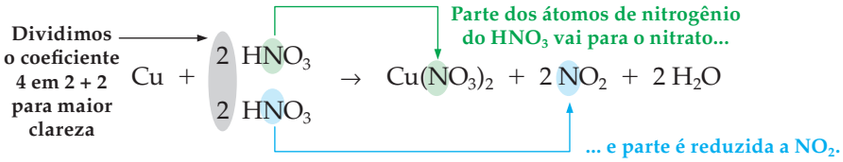
O restante do balanceamento pode ser feito, sem grandes dificuldades, por meio de tentativa e erro, como estamos acostumados a fazer.

A equação corretamente balanceada é a seguinte:

$$Cu + 4\,HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + 2\,NO_2 + 2\,H_2O$$

Confira!
Em ambos os membros da equação há:
1 átomo de Cu
4 átomos de N
4 átomos de H
12 átomos de O

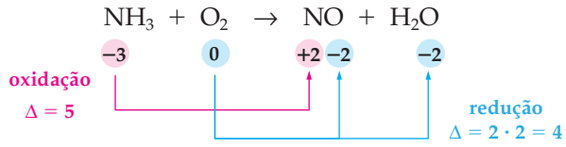
Talvez você ainda esteja achando estranho termos colocado inicialmente o coeficiente num produto (o NO_2) e não no reagente (o HNO_3). Acontece que o coeficiente final colocado no HNO_3 leva em conta "dois tipos" de átomos de nitrogênio presentes nesse reagente: os átomos que participaram da transferência de elétrons, terminando no NO_2, e os que não participaram, terminando no $Cu(NO_3)_2$. Para certificar-se de entender bem, analise atentamente o esquema a seguir:

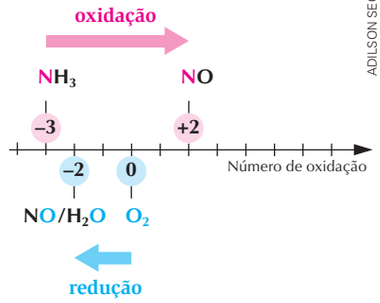


4º exemplo

$$NH_3 + O_2 \rightarrow NO + H_2O$$

Determinando o número de oxidação de todos os elementos envolvidos, concluímos que o do nitrogênio e o do oxigênio são os únicos que variam:





ADILSON SECCO

Note que todos os átomos de oxigênio sofrem redução. Contudo, eles figuram, nos produtos, em duas substâncias diferentes, NO e H_2O. Isso não é um problema, pois nossa atenção estará voltada para a molécula de O_2, na frente da qual será colocado um coeficiente determinado pela contabilidade de elétrons. O esquema a seguir sugere que coloquemos o coeficiente 4 na frente do NH_3 e o coeficiente 5 na frente do O_2.

1 átomo de N (de 1 NH_3) perde 5 e^-	· 4 →	4 átomos de N (de 4 NH_3) perdem 20 e^-
1 par de átomos de O (de 1 O_2) recebe 4 e^-	· 5 →	5 pares de átomos de O (de 5 O_2) recebem 20 e^-

Confira!
Em ambos os membros da equação há:
4 átomos de N
10 átomos de O
12 átomos de H

Colocando os coeficientes 4 e 5 e balanceando o restante, chegamos a:

$$4\,NH_3 + 5\,O_2 \rightarrow 4\,NO + 6\,H_2O$$

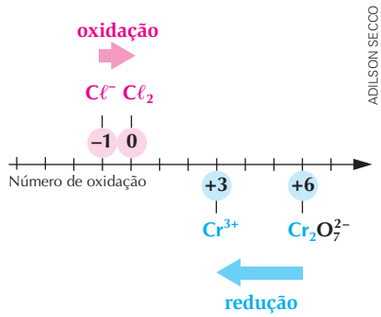
5º exemplo

$$Cr_2O_7^{2-} + C\ell^- + H^+ \rightarrow Cr^{3+} + H_2O + C\ell_2$$

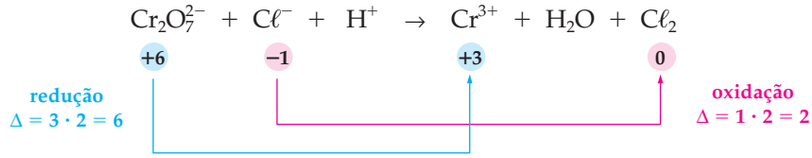
Trata-se de uma equação química na qual figuram íons, denominada **equação iônica**.

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

No balanceamento de equações iônicas o procedimento é o mesmo adotado nos casos anteriores. Ao final do balanceamento, é conveniente verificar se a carga total é igual em ambos os lados da equação. (Às vezes, até auxilia no balanceamento saber que a carga elétrica se conserva numa reação química, ou seja, que a carga total é a mesma em ambos os membros da equação.)



ADILSON SECCO



O seguinte esquema nos permite encontrar os coeficientes para colocar na frente de $Cr_2O_7^{2-}$ e $C\ell_2$:

1 par de átomos de Cℓ (vai para 1 $C\ell_2$) perdem 2 e⁻ · 6 → **6 pares de átomos de Cℓ (vão para 6 $C\ell_2$) perdem 12 e⁻**

1 par de átomos de Cr (de 1 $Cr_2O_7^{2-}$) recebe 6 e⁻ · 2 → **2 pares de átomos de Cr (de 2 $Cr_2O_7^{2-}$) recebem 12 e⁻**

Colocando o coeficiente 2 no $Cr_2O_7^{2-}$ e o 6 no $C\ell_2$, temos:

$$2\ Cr_2O_7^{2-} + C\ell^- + H^+ \rightarrow Cr^{3+} + H_2O + 6\ C\ell_2$$

Escolhemos trabalhar com as espécies químicas de maior índice de atomicidade, como foi feito no 2º e no 4º exemplos. Concluindo o balanceamento:

$$2\ Cr_2O_7^{2-} + 12\ C\ell^- + 28\ H^+ \rightarrow 4\ Cr^{3+} + 14\ H_2O + 6\ C\ell_2$$

Podemos dividir os coeficientes por 2, pois assim obteremos os menores coeficientes inteiros, o que é habitual ao balancear equações químicas. Fazendo isso, chegamos a:

$$Cr_2O_7^{2-} + 6\ C\ell^- + 14\ H^+ \rightarrow 2\ Cr^{3+} + 7\ H_2O + 3\ C\ell_2$$

Confira!
Em ambos os membros da equação há:
2 átomos de Cr
6 átomos de Cℓ
7 átomos de O
14 átomos de H

Perceba que a simplificação já poderia ter sido feita na etapa em que encontramos os coeficientes 2 e 6 que, simplificados para os menores inteiros, fornecem 1 e 3.

Para conferir o balanceamento a que chegamos, além de verificar o número de átomos de cada elemento em ambos os membros, podemos conferir se a carga elétrica total é a mesma antes e depois. (Se não for, o balanceamento está errado!) Conferindo as cargas:

$Cr_2O_7^{2-}$	+	$6\ C\ell^-$	+	$14\ H^+$	→	$2\ Cr^{3+}$	+	$7\ H_2O$	+	$3\ C\ell_2$
1 · (–2)		**6 · (–1)**		**14 · (+1)**		**2 · (+3)**		**(zero)**		**(zero)**
–2		**–6**		**+14**		**+6**		**0**		**0**
		total = +6				**total = +6**				

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

4.2 Resumindo as sugestões apresentadas

Mostramos, por meio de exemplos, que o fato de o número de elétrons cedidos pela espécie que se oxida ser igual ao recebido pela espécie que se reduz ajuda a fazer o balanceamento de equações de oxirredução.

Vamos, agora, resumir as ideias apresentadas. É **importante que você tente compreender a lógica envolvida**, o que torna mais fácil assimilar essas sugestões. Para isso, **tenha em mente os exemplos discutidos anteriormente.** Basicamente, as ideias são as seguintes:

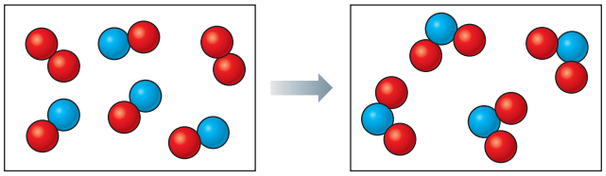
- Calcular o total de elétrons perdidos ou recebidos (Δ) pelas espécies que sofreram oxidação e redução. Para esse cálculo, multiplica-se o módulo da variação do número de oxidação pela maior atomicidade com a qual o elemento aparece na equação, esteja ela no primeiro ou no segundo membro.
- O coeficiente estequiométrico colocado na frente da espécie que contém o elemento que sofre oxidação será igual ao Δ da espécie que contém o elemento que sofre redução (calculado anteriormente), e vice-versa. Esses coeficientes devem ser colocados na frente das espécies químicas utilizadas para o cálculo, estejam elas no primeiro ou no segundo membro da equação química.
- Esses coeficientes são o ponto de partida. O restante do balanceamento é realizado por tentativas. Em equações iônicas, é necessário estar atento ao fato de que a carga elétrica total no primeiro membro (reagentes) deve ser igual à carga elétrica total no segundo membro (produtos). Isso ajuda a balancear ou a conferir o balanceamento.

Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

39. O esquema a seguir representa um sistema antes e depois de uma reação química. As esferas vermelhas indicam átomos de oxigênio e as azuis, átomos de nitrogênio.



ADILSON SECCO

(Representações esquemáticas sem escala. Cores fantasiosas.)

a) Represente as fórmulas dos reagentes e do produto.
b) Represente a reação que ocorreu por meio de uma equação química balanceada.
c) Explique por que esse é um processo de oxirredução.
d) Demonstre que o número de elétrons cedido pela espécie que se oxida é igual ao recebido pela que se reduz.
e) Qual é o oxidante e qual é o redutor nesse processo?

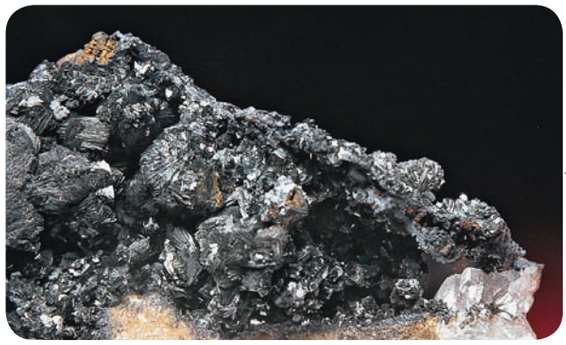
40. Algumas cidades dispõem de estações de tratamento de esgotos, que permitem reduzir a concentração de poluentes nos despejos líquidos antes de lançá-los ao rio ou ao mar. Nessas estações acontecem inúmeros processos, entre os quais a transformação do H_2S, de cheiro muito desagradável, em SO_2.

A equação não balanceada do processo é:

$$H_2S + O_2 \rightarrow SO_2 + H_2O$$

a) Especifique o oxidante e o redutor nesse processo.
b) Efetue o balanceamento da equação.

41. A pirolusita é um importante minério, do qual se extrai o metal manganês, adicionado ao aço para aumentar sua resistência. A pirolusita consiste em óxido de manganês (IV) e impurezas.



JOSÉ JUAN BALBUENA/CID

▲ Pirolusita. A largura do trecho fotografado é de 7 cm.

Num laboratório de análise de minérios, pode-se determinar o teor de óxido de manganês (IV) numa amostra de pirolusita (o que é conveniente para avaliar se a exploração de uma jazida é economicamente viável) por meio de um processo em etapas, no qual a

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

primeira delas é a reação com ácido oxálico ($H_2C_2O_4$), em meio ácido, que é assim equacionada:

$$MnO_2 + H_2C_2O_4 + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + CO_2 + H_2O$$

a) Determine o oxidante e o redutor nesse processo.

b) Efetue o balanceamento da equação apresentada.

42. Em certas reações, o peróxido de hidrogênio (H_2O_2) pode funcionar como redutor; já em outras pode funcionar como oxidante. Como exemplos, podemos equacionar:

I. $H_2O_2 + HNO_2 \rightarrow HNO_3 + H_2O$

II. $MnO_2 + H_2SO_4 + H_2O_2 \rightarrow MnSO_4 + 2\,H_2O + O_2$

a) Em qual desses processos o H_2O_2 é oxidante e em qual é redutor?

b) Justifique, consultando uma tabela periódica, por que HNO_3 e H_2SO_4 somente podem agir como oxidantes, mas nunca como redutores.

43. Alguns acidentes em laboratório acontecem porque pessoas despreparadas realizam procedimentos perigosos que parecem inofensivos. Um exemplo desse tipo de procedimento é descartar num cesto de lixo comum o sulfeto de ferro (II) úmido, recém-produzido em uma reação. Na presença do ar ocorre a reação assim equacionada:

$$FeS + H_2O + O_2 \rightarrow Fe(OH)_3 + S$$

O processo libera muito calor e o enxofre produzido, que se encontra finamente pulverizado, pode se inflamar e iniciar um incêndio. Balanceie a equação apresentada acima.

44. A concentração de hipoclorito ($C\ell O^-$) na água sanitária pode ser determinada em laboratório por um método que envolve processos de oxirredução, dentre os quais um deles é representado pela seguinte equação não balanceada:

$$C\ell O^- + I^- + H^+ \rightarrow C\ell^- + I_2 + H_2O$$

Balanceie corretamente essa equação.

Exercício Resolvido

45. (Fuvest-SP) O minério caliche, cujo principal componente é o salitre do Chile, contém cerca de 0,1%, em massa, de iodato de sódio ($NaIO_3$). A substância simples I_2 pode ser obtida em um processo que envolve a redução desse iodato com hidrogenossulfito de sódio ($NaHSO_3$), em meio aquoso. Nessa redução também são produzidos íons sulfato, íons H^+ e água.

SÉRGIO DOTTA JR./CID



▲ Salitre do Chile, fotografado dentro de um dessecador.

a) Formule a equação iônica balanceada que representa a formação de iodo nessa solução aquosa, identificando o oxidante e o redutor.

b) Calcule a massa de caliche necessária para preparar 10,0 kg de iodo, pelo método descrito, considerando que todo o iodato é transformado em iodo.

Dados: massas molares (g/mol)	
$NaIO_3$ 198	I_2 254

Resolução

redução $\Delta = 5 \cdot 2 = 10$

a) $2\,IO_3^- + 5\,HSO_3^- \rightarrow 1\,I_2 + 5\,SO_4^{2-} + 3\,H^+ + 1\,H_2O$

+5 +4 0 +6

oxidação $\Delta = 2 \cdot 1 = 2$

Agente oxidante: IO_3^-; agente redutor: HSO_3^-

b) $2 \cdot 198$ g ——— 254 g (de I_2)

x ——— 10 kg (de I_2)

$x = 15{,}6$ kg (de $NaIO_3$)

15,6 kg ——— 0,1%

y ——— 100%

$y = 15{,}6 \cdot 10^3$ kg $= 15{,}6$ t (de caliche)

46. (Uerj) Objetos de prata são oxidados por poluentes atmosféricos, adquirindo uma coloração escura.
Um dos modos de limpeza desses objetos consiste em embrulhá-los em papel-alumínio e mergulhá-los em uma solução ligeiramente alcalina.
As equações a seguir representam os processos de oxidação e limpeza.

Oxidação
$4\,Ag\,(s) + 2\,H_2S\,(g) + O_2\,(g) \rightarrow 2\,Ag_2S\,(s) + 2\,H_2O\,(\ell)$
Limpeza
$2\,A\ell\,(s) + 3\,Ag_2S\,(s) \rightarrow 2\,A\ell^{3+}\,(aq) + 3\,S^{2-}\,(aq) + 6\,Ag\,(s)$

a) Escreva a equação química balanceada de oxidação da prata, usando os menores coeficientes inteiros, e indique o agente redutor empregado no processo.

b) Num processo de limpeza, foram recuperados 6×10^{21} átomos de prata. Admitindo-se que a reação apresente 100% de rendimento, calcule a massa de alumínio consumida nesse processo.

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

Exercícios adicionais

Resolva em seu caderno

Seu (sua) professor(a) indicará o melhor momento para realizar os exercícios deste bloco.

47. (UFRGS-RS) Considere a reação de decomposição do dicromato de amônio mostrada abaixo e o texto que a segue.

$$(NH_4)_2Cr_2O_7 \rightarrow Cr_2O_3 + N_2 + 4\ H_2O$$

Nessa reação, o elemento ■ sofre ■ e o elemento ■ sofre ■. O número total de elétrons transferidos na reação é igual a ■.

Determine a alternativa que preenche corretamente as lacunas do texto, na ordem em que elas ocorrem.

a) cromo — redução — nitrogênio — oxidação — seis

b) nitrogênio — redução — cromo — oxidação — três

c) oxigênio — redução — nitrogênio — oxidação — doze

d) cromo — redução — hidrogênio — oxidação — seis

e) cromo — oxidação — nitrogênio — redução — três

48. (UFMS) A nitroglicerina é muito perigosa de ser manipulada por ser muito sensível ao choque, explodindo segundo a seguinte reação não balanceada:

$$C_3H_5(NO_3)_3\ (\ell) \rightarrow N_2\ (g) + H_2O\ (g) + CO_2\ (g) + O_2\ (g)$$

É correto afirmar que a soma dos menores coeficientes inteiros dessa equação balanceada será

a) 28 **d)** 31

b) 29 **e)** 33

c) 30

49. (UFS-SE) Certos "bafômetros" utilizados pela polícia rodoviária quando há suspeita de embriaguês baseiam-se na oxidação do etanol pelo dicromato de potássio em meio aquoso ácido. Quando há suficiente etanol para reduzir todo o dicromato, a cor da solução muda de laranja ($Cr_2O_7^{2-}$) para verde (Cr^{3+}).

$$3\ C_2H_5OH + \mathbf{x}\ Cr_2O_7^{2-} + \mathbf{y}\ H^+ \rightarrow 3\ CH_3CHO + \ldots\ Cr^{3+} + \ldots\ H_2O$$

Na equação representada acima, quando corretamente balanceada, **x** e **y** valem, respectivamente,

a) 1 e 8 **d)** 2 e 9

b) 1 e 10 **e)** 2 e 10

c) 2 e 5

50. (UFRN) A pureza das águas subterrâneas de Natal (RN) se encontra ameaçada pela insuficiência do sistema de saneamento urbano, uma vez que a construção de fossas sépticas contribuiu para a poluição dos poços artesianos. Os principais contaminantes são os nitratos (NO_3^-) e nitritos (NO_2^-), que se infiltram nos lençóis freáticos. A professora Ruth, após a discussão sobre esse tema, demonstrou uma reação de oxirredução que permite identificar a poluição pelo íon nitrito (NO_2^-). Em solução aquosa acidulada, esse íon reage com ureia, liberando nitrogênio e gás carbônico, segundo a equação (não balanceada) abaixo:

$$NO_2^- + H^+ + CO(NH_2)_2 \rightarrow N_2 + CO_2 + H_2O$$

Nessa reação, os coeficientes estequiométricos para o balanceamento dos produtos da equação são, **respectivamente**:

a) 1, 2 e 3 **c)** 2, 1 e 3

b) 1, 3 e 2 **d)** 3, 1 e 2

51. (Vunesp) O peróxido de hidrogênio (H_2O_2) pode participar de reações de oxirredução como oxidante ou como redutor. Por exemplo, em meio ácido, íons dicromato ($Cr_2O_7^{2-}$) são reduzidos a íons crômico (Cr^{3+}) pelo peróxido de hidrogênio, conforme a reação representada pela equação:

$$Cr_2O_7^{2-}\ (aq) + 3\ H_2O_2\ (\ell) + 8\ H^+\ (aq) \rightarrow 2\ Cr^{3+}\ (aq) + 3\ O_2\ (g) + 7\ H_2O\ (\ell)$$

a) Indique a variação do número de oxidação (NOX) dos íons dicromato ($Cr_2O_7^{2-}$) a íons crômico (Cr^{3+}) e do oxigênio do peróxido de hidrogênio (H_2O_2), quando este é oxidado a oxigênio gasoso (O_2).

b) Escreva a equação química balanceada da semirreação de redução do peróxido de hidrogênio à água em meio ácido.

52. (Fuvest-SP) Nitrato de cobre é bastante utilizado nas indústrias gráficas e têxteis e pode ser preparado por três métodos:

Método I:

$$Cu\ (s) + ■\ HNO_3\ (conc.) \rightarrow Cu(NO_3)_2\ (aq) + ■\ NO_2\ (g) + ■\ H_2O\ (\ell)$$

Método II:

$$2\ Cu\ (s) + O_2\ (g) \rightarrow 2\ CuO\ (s)$$

$$2\ CuO\ (s) + ■\ HNO_3\ (dil.) \rightarrow 2\ Cu(NO_3)_2\ (aq) + ■\ H_2O\ (\ell)$$

Método III:

$$3\ Cu\ (s) + ■\ HNO_3\ (dil.) \rightarrow 3\ Cu(NO_3)_2\ (aq) + ■\ NO\ (g) + 4\ H_2O\ (\ell)$$

$$2\ NO\ (g) + O_2\ (g) \rightarrow 2\ NO_2\ (g)$$

Para um mesmo consumo de cobre,

a) os métodos I e II são igualmente poluentes.

b) os métodos I e III são igualmente poluentes.

c) os métodos II e III são igualmente poluentes.

d) o método III é o mais poluente dos três.

e) o método I é o mais poluente dos três.

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

Informe-se sobre a Química

O processo fotográfico tradicional em preto e branco

Agora que foram trabalhados os conceitos de oxidação, redução, agente oxidante e agente redutor, podemos entender, em linhas gerais, o processo envolvido nas fotografias tradicionais (não digitais) em preto e branco.

Um filme fotográfico consiste numa fina película transparente revestida com uma gelatina incolor contendo inúmeros cristaizinhos de um haleto de prata (AgCℓ, AgBr ou AgI). São os íons Ag^+ presentes nesses sais que desempenham papel fundamental no processo (veja a figura Ⓐ). Como o brometo de prata é muito utilizado, vamos apresentar o processo fotográfico considerando que o haleto presente no filme seja o AgBr.

No momento em que um objeto é fotografado, a luz atinge o filme (veja Ⓑ e Ⓒ) e provoca a reação de oxirredução assim equacionada:

$$Ag^+ + Br^- \rightarrow Ag^0 + Br^0$$

na qual a prata sofre redução e o bromo oxidação. Isso **só** acontece nas regiões do filme que receberam **luz**. (Os números zero colocados como sobrescrito enfatizam que os números de oxidação no Ag^0 e no Br^0 são ambos zero. Dois átomos de Br^0 podem unir-se e formar Br_2, que volatiliza.)

Como a incidência de luz é muito rápida no momento em que a foto é tirada, pouquíssimos íons Ag^+ tomam parte nesse processo e, em cada cristalzinho de AgBr que recebeu luz, são formados pouquíssimos átomos de prata Ag^0.

A etapa seguinte é a **revelação**. Revelar um filme fotográfico consiste em, na ausência de luz, mergulhá-lo em uma solução aquosa de um agente redutor apropriado, que promove a redução dos íons Ag^+ a átomos Ag^0:

$$Ag^+ + e^- \xrightarrow{\text{agente redutor}} Ag^0$$

Os átomos de Ag^0, formados nesse processo, apresentam coloração escura.

Verifica-se que os cristaizinhos de AgBr que foram expostos à luz reagem (sofrem redução) mais rápido que os que não foram. Isso é atribuído à presença de alguns átomos de prata metálica, Ag^0, formados na hora do clique.

Se quem está revelando o filme deixá-lo em contato com a solução reveladora apenas o tempo suficiente para que ocorra redução dos íons Ag^+ dos cristaizinhos que receberam luz (que reagem mais rápido que os demais), será obtida uma imagem no filme. Nela, o que estava claro no objeto fotografado aparecerá escuro, e vice-versa (figura Ⓓ). Isso é denominado *negativo fotográfico*, no qual a cor escura se deve aos átomos de Ag^0 formados na revelação e a cor branca ocorre nos locais em que a prata ainda está na forma de íon Ag^+.

A fim de evitar que o filme fique amarelado com o tempo, é necessário eliminar o AgBr que sobrou nas regiões do filme que não foram expostas à luz. Isso é feito por meio do processo chamado **fixação**, que consiste em mergulhar o filme em uma solução aquosa de tiossulfato de sódio ($Na_2S_2O_3$). Os íons tiossulfato ($S_2O_3^{2-}$), presentes nesse composto, atuam como fixadores fotográficos por meio da seguinte reação:

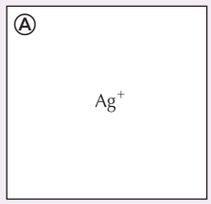
$$AgBr + 2\,S_2O_3^{2-} \rightarrow Ag(S_2O_3)_2^{3-} + Br^-$$

Os íons $Ag(S_2O_3)_2^{3-}$ e Br^- são solúveis em água e, portanto, facilmente eliminados do filme por imersão em água pura.

Após a revelação e a fixação, o negativo fotográfico é colocado, no escuro, sobre um papel fotográfico (também recoberto com AgBr). Uma luz é acesa por fração de segundo. Algumas regiões do papel recebem luz e outras não (figura Ⓔ).

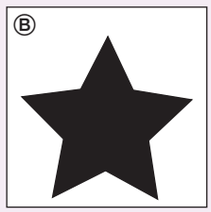
A seguir, esse papel passa por um processo de revelação e de fixação parecido com o descrito para o filme fotográfico. Obtém-se, assim, uma imagem que é o "negativo do negativo", ou seja, uma imagem similar à originalmente fotografada (figura Ⓕ).

Ⓐ



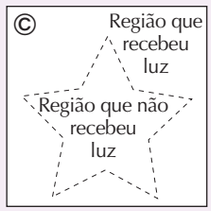
Filme fotográfico antes do uso.

Ⓑ



Objeto fotografado.

Ⓒ



Filme após o clique.

Ⓓ



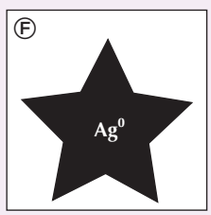
Filme após a revelação (negativo).

Ⓔ



Papel fotográfico após receber luz.

Ⓕ



Papel fotográfico após revelado.

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

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



THE BRIDGEMAN ART LIBRARY/KEYSTONE

▲ Daguerreótipo: câmera inventada por Louis-Jacques Mandé Daguerre, datada de 1839. Primeiro modelo comercial, no Museu Nacional de Fotografia, Cinema e Televisão, em Bradford, Inglaterra. O desenvolvimento da fotografia não se deveu a uma única pessoa, mas aos esforços de muitos inventores. Embora os primeiros descobrimentos referentes ao registro de imagens pela luz sejam do século XVIII, as primeiras formas rudimentares de fotografia se popularizaram por volta de 1840, após a invenção do daguerreótipo, uma forma rudimentar de fotografia preto e branco.



BETTMANN/CORBIS-LATINSTOCK

◀ George Eastman (1854-1932), que fundou, na segunda metade do século XIX, uma companhia que comercializava materiais para fotografia e que ajudou a tornar a técnica fotográfica conhecida. Foto de 1925.



MICHAEL LEDRAY/SHUTTERSTOCK

◀ A fotografia envolve, além de arte, vários conceitos importantes de Física e Química, entre os quais o de oxirredução.

Você entendeu a leitura?

Responda em seu caderno

1. Pesquise e escreva uma redação sobre a história da fotografia.

2. No momento em que um objeto é fotografado, a luz atinge o filme e provoca a reação de oxirredução assim equacionada:

$$Ag^{+} + Br^{-} \rightarrow Ag^{0} + Br^{0}$$

Cite o agente oxidante e o agente redutor na equação acima.

3. Revelar um filme fotográfico consiste em, na ausência de luz, mergulhá-lo em uma solução aquosa de um agente redutor apropriado, que promove a redução dos íons Ag^{+} a átomos Ag^{0}:

$$Ag^{+} + e^{-} \rightarrow Ag^{0}$$

Qual a finalidade, no caso, do emprego de um agente redutor?

4. Os íons tiossulfato ($S_2O_3^{2-}$) atuam como fixadores fotográficos por meio da reação assim equacionada:

$$AgBr + 2\,S_2O_3^{2-} \rightarrow Ag(S_2O_3)_2^{3-} + Br^{-}$$

A equação acima mencionada corresponde a uma reação de oxirredução? Explique.

5. (Vunesp) A formação de imagem num filme fotográfico envolve a reação de oxirredução entre o sal de prata contido no filme e a substância que constitui o revelador. Genericamente, o processo pode ser representado por:

$$AgX\,(s) + \text{revelador} \rightarrow Ag\,(s) + X^{-}\,(aq) + \text{outros produtos}$$

Qual a afirmação correta?

a) AgX é o agente redutor.
b) O revelador sofre redução.
c) O revelador é o agente oxidante.
d) O íon Ag^{+} é reduzido no processo.
e) Nesse processo ocorre a alteração do número de oxidação do elemento X.

Reavalie o que você pensa a respeito

Resolva em seu caderno

Verifique em que mudaram suas concepções prévias

Reveja sua resposta à atividade da segunda página deste capítulo, reavalie o que escreveu, discuta com seus colegas e, se julgar necessário, elabore novas justificativas ou aprimore as que tinha escrito. Apresente-as ao professor.

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

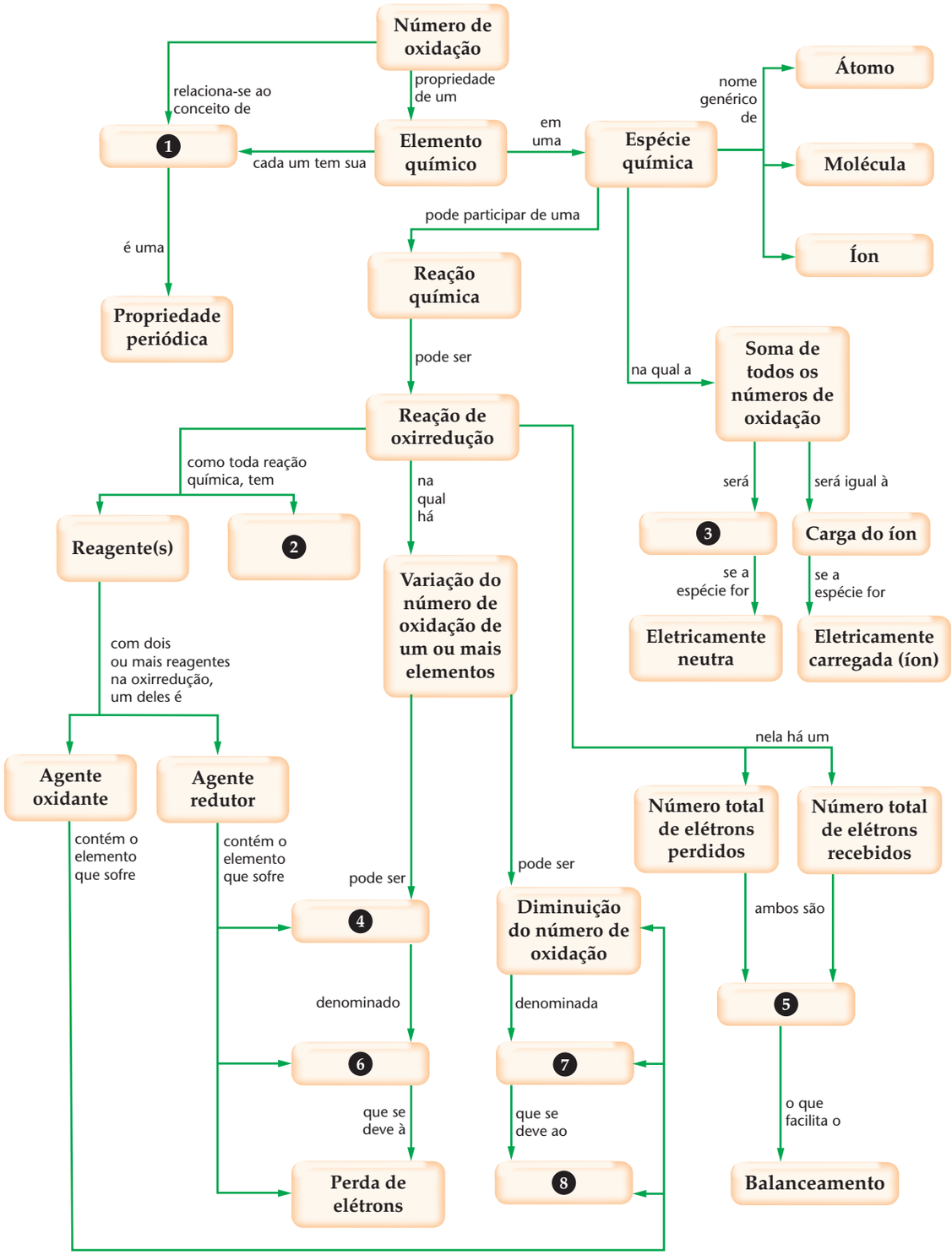
ESTABELEÇA CONEXÕES

Resolva em seu caderno

Importante:
Este mapa é apenas uma das muitas possibilidades de relacionar esses conteúdos conceituais.

MAPA CONCEITUAL – OXIRREDUÇÃO

Revise os conceitos estudados e decida como podem ser completados os locais em que aparecem os números.



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

CAPÍTULO 4

Eletroquímica: celas galvânicas



▼ A cor esverdeada do topo das torres e da cúpula da Catedral da Sé, em São Paulo, 2006, provém da camada de azinhavre (carbonato básico de cobre), que se forma em uma reação espontânea de oxirredução entre cobre (metal que reveste essas estruturas), gás oxigênio, gás carbônico e água. Neste capítulo veremos, entre outras coisas, como prever se uma oxirredução é espontânea.

ALAMY/OTHER IMAGES

Alguns conteúdos importantes:

- ✔ *Celas galvânicas (pilhas)*
- ✔ *Semicela e potencial-padrão de semicela*
- ✔ *Força eletromotriz de uma pilha*
- ✔ *Força de oxidantes e redutores*
- ✔ *Espontaneidade de reações de oxirredução*
- ✔ *Algumas pilhas e baterias comerciais comuns*

O que você pensa a respeito?

Resolva em seu caderno

Sondagem de concepções prévias

Na lista abaixo estão relacionados alguns termos e conceitos. Indique no seu caderno aqueles que você julga que estejam relacionados à imagem e justifique sua escolha. Discuta com seus colegas e apresente as conclusões ao professor.

- osmose
- reação de oxirredução
- diferença de potencial
- cela galvânica
- pilha
- célula de combustível
- recarga



ROB WALLS/ALAMY/OTHER IMAGES

Carregador elétrico de pilhas.

Pare e situe-se!

Texto introdutório ao capítulo

O capítulo anterior apresentou o conceito de reação de oxirredução, aquela em que há transferência de elétrons. A espécie química que atua como **redutor** é aquela em que há átomos que perdem elétrons, ou seja, aquela em que um ou mais elementos sofrem **oxidação**. Já a espécie química que atua como **oxidante** é aquela em que há átomos que recebem elétrons, isto é, aquela em que um ou mais elementos sofrem **redução**.

Como veremos neste capítulo, há reações de oxirredução que podem ser empregadas para produzir corrente elétrica, aproveitável para finalidades práticas. Assim, os geradores químicos de corrente elétrica, que são as **pilhas** e as **baterias**, baseiam-se na ocorrência de reações de oxirredução.

Pilhas e baterias constituem, hoje em dia, produtos de importância para boa parte da sociedade. Este capítulo esclarece como é possível, nesses dispositivos, gerar corrente elétrica por meio de uma reação química de oxirredução.

O capítulo também informa, entre outras coisas:

- Como funcionam alguns dos tipos de baterias de aparelhos eletrônicos e qual a diferença entre uma comum e uma recarregável?
- Que cuidados devemos tomar para realizar o correto **descarte de pilhas e baterias**? Por que tais cuidados são importantes?
- Por que algumas reações de oxirredução são espontâneas e outras não?
- Em que consiste a corrosão sofrida por certos metais — fenômeno que causa muitos prejuízos ao ser humano — e que meios existem para retardá-la ou evitá-la?
- Quais as causas do escurecimento dos objetos de prata e o que fazer para eliminá-lo?

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

1 Introdução

Observe a montagem experimental da foto abaixo. Ela é muito interessante e pode ser realizada em sua escola se houver disponibilidade de um voltímetro e dos demais materiais indicados, **com supervisão do(a) professor(a)**.

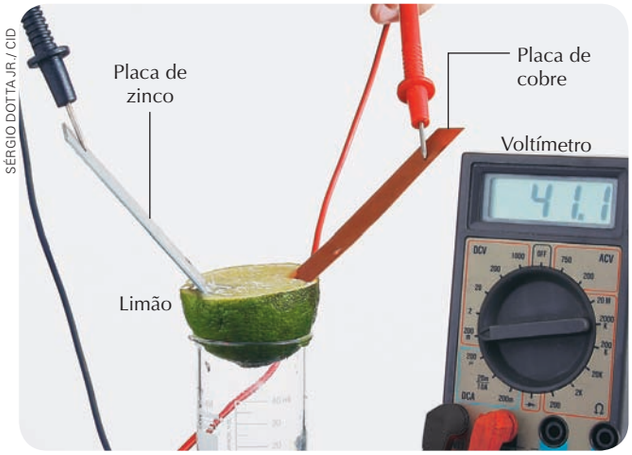
O voltímetro é um aparelho corriqueiramente empregado por profissionais que trabalham com equipamentos elétricos e eletrônicos. Do aparelho saem dois fios, encapados com plástico isolante, que terminam em duas extremidades metálicas desencapadas.

Ao tocar com cada uma das extremidades dois pontos de um circuito elétrico, o voltímetro fornece o valor de uma grandeza denominada **diferença de potencial elétrico** entre ambos os pontos.

O voltímetro mede a **diferença de potencial elétrico** entre dois pontos, grandeza que é expressa, no Sistema Internacional de Unidades, na unidade **volt (V)**.

A unidade de medida volt (V) foi estabelecida em homenagem a Alessandro Volta, o inventor da pilha elétrica e um dos primeiros estudiosos da eletricidade e de seus efeitos.

SÉRGIO DOTTA JR./ CID



▲ Os valores medidos pelo voltímetro podem variar dependendo de diversos fatores, entre os quais o tipo de limão. No caso desta foto, a escala do voltímetro está ajustada para milivolt (mV) e o resultado obtido é 41,1 mV.

• ATENÇÃO

A eventual realização de experimentos de eletroquímica precisa ter a autorização e a supervisão do(a) professor(a).

Entre outros possíveis perigos, tais experimentos envolvem riscos relacionados ao choque elétrico e à manipulação de substâncias tóxicas e/ou corrosivas.

• ATENÇÃO

Após mexer com limão, LAVE MUITO BEM as mãos com água e sabão.

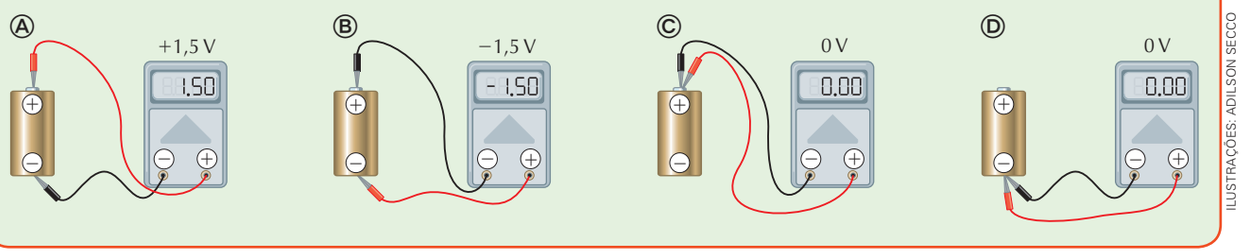
Nunca se exponha ao sol com respingos de limão na pele. Isso provoca manchas que demoram bastante tempo para desaparecer.

• ATENÇÃO

No experimento ilustrado no quadro abaixo é utilizada uma pilha de 1,5 V. A eventual realização desse experimento deve ter autorização e supervisão do(a) professor(a). **NÃO** deve ser utilizada nenhuma fonte de voltagem superior a 9 V, devido ao **RISCO DE CHOQUE ELÉTRICO**.

O VOLTÍMETRO EM USO

Há voltímetros de ponteiro e voltímetros digitais. Nas ilustrações a seguir é apresentado o resultado de medidas feitas com um voltímetro digital envolvendo uma pilha comum de lanterna.



ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

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

2 Celas eletroquímicas

A **Eletroquímica** é a parte da Química que estuda a relação entre a corrente elétrica e as reações químicas de transferência de elétrons (reações de oxirredução).

Há dois casos de particular interesse para a Eletroquímica.

O primeiro deles é o emprego controlado de reações espontâneas de oxirredução para gerar corrente elétrica. É o que acontece nas pilhas e baterias.

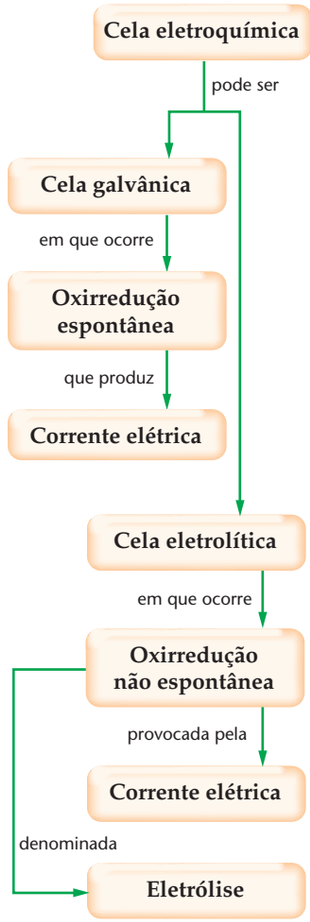
Denomina-se **cela** (ou **célula**) **galvânica** (ou **voltaica**) um dispositivo no qual a ocorrência espontânea de uma reação de oxirredução permite a geração de corrente elétrica.

Como a primeira cela galvânica, construída pelo cientista italiano Alessandro Volta, era uma pilha de discos metálicos intercalados, uma cela galvânica também costuma ser denominada **pilha**. As pilhas atuais não têm mais o aspecto de uma pilha, mas mantêm esse nome.

O termo **bateria**, por sua vez, é reservado para a associação de duas ou mais pilhas. É o caso, por exemplo, da bateria de automóvel, que corresponde na verdade à associação de várias pilhas iguais, que fornece uma voltagem maior que uma só das pilhas presentes em seu interior seria capaz de fornecer. Na linguagem corriqueira, contudo, os termos bateria e pilha são empregados indistintamente.

Um segundo caso de interesse da Eletroquímica é o uso da corrente elétrica (gerada, por exemplo, por uma cela galvânica) para forçar a ocorrência de uma reação de oxirredução que não acontece espontaneamente, mas que é de interesse prático.

Uma reação não espontânea de oxirredução que ocorre de modo forçado é denominada **eletrólise**. E o dispositivo em que esse processo acontece é chamado de **cela eletrolítica**.





FABIO COLOMBINI



DIVULGAÇÃO/AGÊNCIA ESTADO

Ⓐ As pilhas comuns, usadas em brinquedos e lanternas, são exemplos cotidianos de celas galvânicas.

Ⓑ Bijuterias podem ser revestidas por uma fina camada de ouro por meio de eletrólise, processo que ocorre em uma cela eletrolítica.

As celas galvânicas e as celas eletrolíticas, por serem ambas de interesse da Eletroquímica, são conjuntamente denominadas **celas eletroquímicas**. O mapa conceitual na lateral desta página ajuda a organizar essas terminologias. A seguir, estudaremos as celas galvânicas e, no capítulo 5, as eletrolíticas.

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

3 Estudo das celas galvânicas

3.1 A pilha de Daniell: um modelo para começar

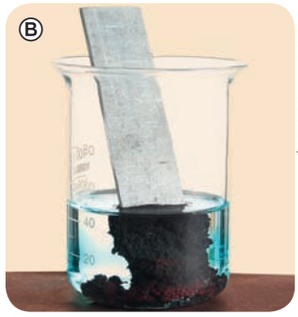
Do ponto de vista didático, uma das celas galvânicas cujo funcionamento é mais simples de se entender é a *pilha de Daniell*, construída pelo cientista inglês John Daniell em 1836, numa época em que a expansão dos telégrafos com fio exigia fontes de corrente elétrica para uso nesse meio de comunicação.

Vamos apresentar o raciocínio de Daniell, em linguagem atual. Sabemos que os íons cobre (II) em solução aquosa reagem espontaneamente com o zinco metálico.



SÉRGIO DOTTA JR./CID

▲ Placa de zinco é parcialmente mergulhada em solução aquosa de sulfato de cobre (II).



SÉRGIO DOTTA JR./CID

O sistema fotografado novamente após vários minutos.

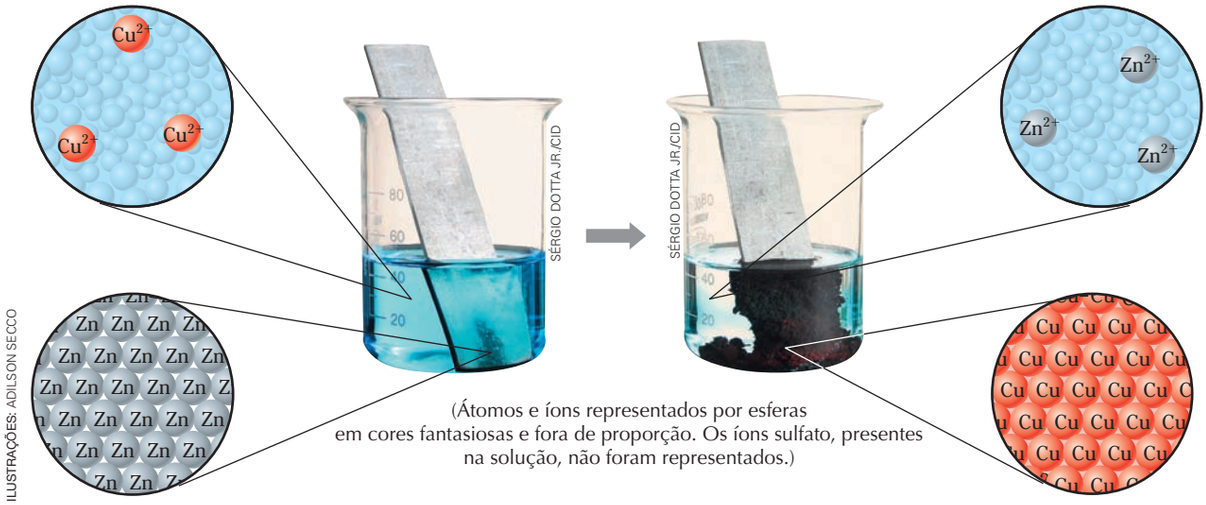
Zn metálico mergulhado em uma solução de $CuSO_4$ (aq)

Observe a seguinte indicação de reação em nível macroscópico:

zinco metálico + sulfato de cobre (II) (aq) → cobre metálico + sulfato de zinco (aq)

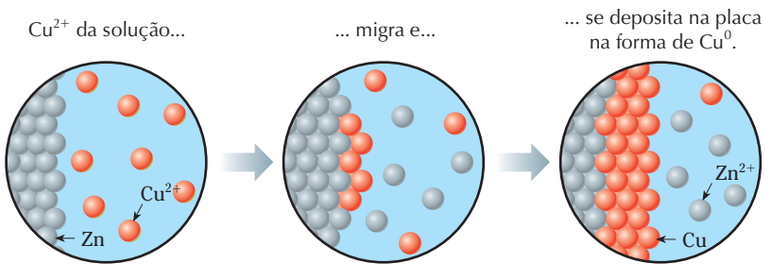
A solução de sulfato de cobre (II), inicialmente azulada (Ⓐ), com o passar do tempo vai perdendo a coloração azul (Ⓑ) e a placa de zinco, inicialmente cinza metálica (Ⓐ), tem a sua superfície recoberta por um depósito metálico escuro (Ⓑ).

A seguir, uma análise da reação em nível microscópico:



ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

(Átomos e íons representados por esferas em cores fantasiosas e fora de proporção. Os íons sulfato, presentes na solução, não foram representados.)



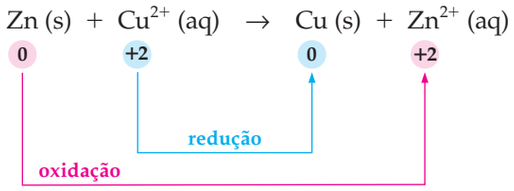
Íons cobre (II), em solução, reagem com uma placa de zinco metálico. São produzidos íons zinco, em solução, e um depósito de cobre metálico. Os íons Cu^{2+} dão cor azulada à solução. No esquema ao lado, parte desses íons é consumida na reação com a placa de zinco.

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

A equação que representa a reação é:

$$\underset{\text{Placa}}{Zn\,(s)} + \underset{\text{Solução}}{Cu^{2+}\,(aq)} \rightarrow \underset{\text{Depósito}}{Cu\,(s)} + \underset{\text{Solução}}{Zn^{2+}\,(aq)}$$

Trata-se de uma reação de oxirredução em que o zinco sofre oxidação e os íons cobre (II) sofrem redução:



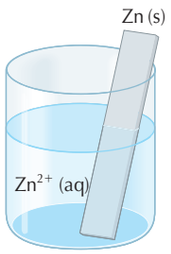
O zinco sofreu oxidação: perdeu elétrons e seu número de oxidação aumentou.

O íon Cu^{2+} sofreu redução: recebeu elétrons e seu número de oxidação diminuiu.

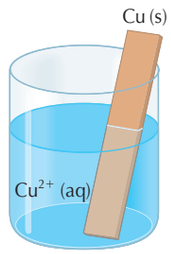
Em uma oxirredução, a espécie que se oxida — o zinco, no caso — transfere elétrons para a que se reduz — os íons cobre (II), no caso. E se conseguíssemos fazer com que essa transferência ocorresse por meio de um fio metálico? Seria estabelecida uma corrente elétrica!

Para conseguir isso, considere uma placa de zinco mergulhada numa solução aquosa contendo 1,0 mol/L de íons zinco (de um sal solúvel de zinco como, por exemplo, sulfato de zinco, $ZnSO_4$). Esse conjunto será denominado **semicela** (ou meia-cela) e será representado por Zn^{2+}/Zn^0.

Considere, também, uma placa de cobre mergulhada numa solução aquosa contendo 1,0 mol/L de íons cobre (II) (por exemplo, uma solução de sulfato de cobre (II), $CuSO_4$). Essa semicela é representada por Cu^{2+}/Cu^0.



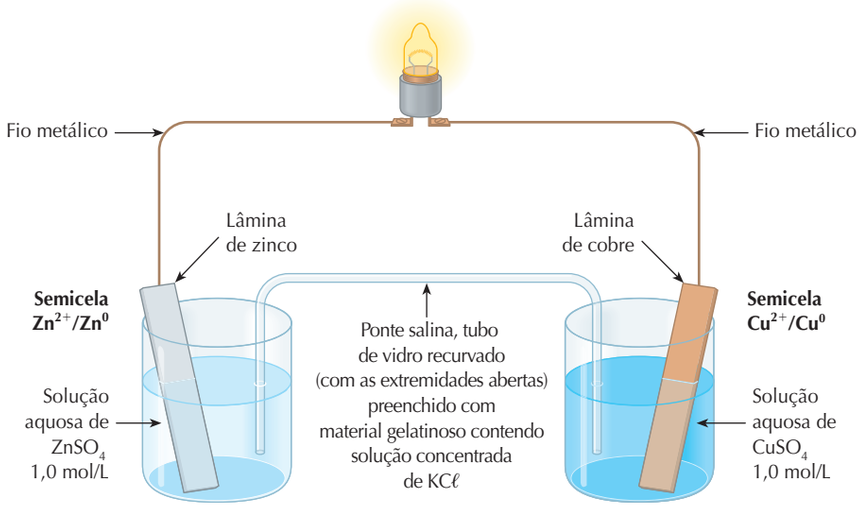
Esquema da semicela Zn^{2+}/Zn^0. Na solução há também ânions de um sal solúvel de zinco (por exemplo, sulfato ou nitrato).



Esquema da semicela Cu^{2+}/Cu^0. Na solução há também ânions de um sal solúvel de cobre (II) (por exemplo, sulfato ou nitrato).

ADILSON SECCO

Ao conectar as placas metálicas (eletrodos) de ambas as semicelas, usando fios metálicos e uma lâmpada (de 1,5 V), e colocar uma ponte salina (falaremos sobre ela mais à frente), verificamos que a lâmpada acende! Essa montagem é a **pilha de Daniell**.



ADILSON SECCO

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

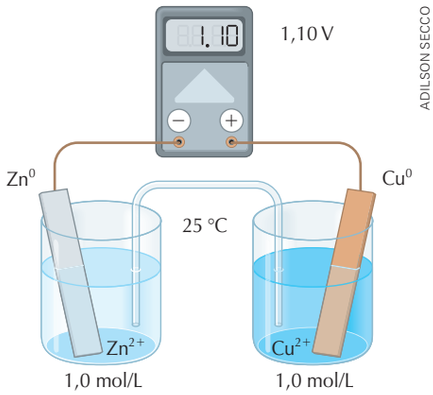
3.2 O funcionamento da pilha de Daniell

Se a lâmpada acendeu é porque o conjunto de eletrodos, fios metálicos e ponte salina forneceu as condições para a movimentação ordenada de cargas elétricas, originando uma corrente elétrica.

O fato de a lâmpada acender também revela que há uma diferença de potencial elétrico entre as placas metálicas de cobre e zinco.

Substituindo a lâmpada por um voltímetro, verifica-se (a 25 °C e com 1 mol/L de Cu^{2+} e 1 mol/L de Zn^{2+}) que:

- a diferença de potencial elétrico é de 1,10 V;
- o potencial do eletrodo de cobre é **maior** que o do eletrodo de zinco.



ADILSON SECCO

Estudos mais detalhados sobre o funcionamento desse dispositivo (com a lâmpada e sem o voltímetro) revelam que, com o passar do tempo, à medida que a lâmpada permanece acesa:

- a concentração de íons cobre (II) diminui na solução da direita;
- a concentração de íons zinco aumenta na solução da esquerda;
- a placa de zinco sofre corrosão (desgaste);
- sobre a placa de cobre deposita-se mais cobre metálico.

DIFERENÇA DE POTENCIAL E CORRENTE ELÉTRICA

Diferença de potencial nos polos de uma pilha ou bateria

Vamos agora interpretar os resultados de medidas feitas com o voltímetro.

O potencial elétrico é uma grandeza associada a um ponto. Para nós, nesse momento, interessa saber que cada ponto de um circuito elétrico apresenta um potencial elétrico.

O resultado de uma medida feita com um voltímetro **não** fornece o valor do potencial elétrico de um certo ponto, mas a **diferença de potencial** (ddp) entre dois pontos.

O resultado informa que a diferença de potencial elétrico entre os polos positivo e negativo da pilha de Daniell é de 1,10 V.

Assim, **além de medir a diferença de potencial elétrico (ddp) entre dois pontos, o voltímetro permite concluir qual deles apresenta o maior potencial**.

De fato, o polo de uma pilha ou bateria que recebe a designação **positivo** é aquele que, dos dois, apresenta o **maior** potencial elétrico.

Dessa forma podemos concluir que o polo positivo da pilha de Daniell tem um potencial elétrico 1,10 V **maior** que o polo negativo.

A diferença de potencial elétrico nos terminais (polos) de uma pilha ou bateria, medida quando ela **não** esteja em uso para produzir corrente elétrica, é denominada **força eletromotriz (fem)** dessa pilha ou bateria.

Diferença de potencial e movimentos de elétrons em um fio

Corrente elétrica é o nome dado a um fluxo ordenado de cargas elétricas.

O fluxo de elétrons que se estabelece em um fio metálico sempre vai do ponto de menor potencial elétrico para o ponto de maior potencial elétrico.

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

Esses fatos indicam que elétrons fluem, pelo fio metálico, da placa de zinco (menor potencial) para a de cobre (maior potencial).

Mas como a placa de zinco poderia "emitir" elétrons? O fato de a concentração de íons Zn^{2+} na solução aumentar e de a placa sofrer corrosão revela que está ocorrendo a oxidação do zinco, que pode ser assim equacionada:

$$Zn\ (s) \rightarrow Zn^{2+}\ (aq) + 2\ e^-$$

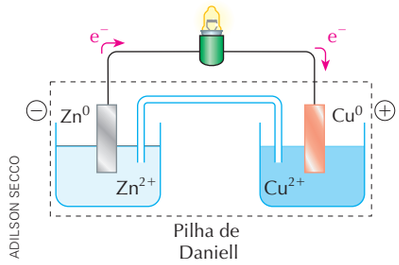
Placa — **Vai para a solução** — **Vão para o fio metálico**

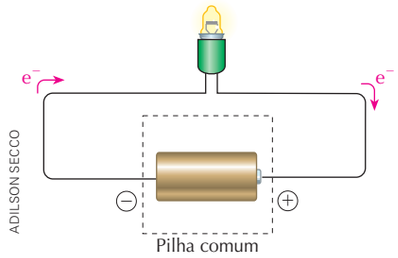
E para onde vão os elétrons recebidos pela placa de cobre? O fato de a concentração de íons Cu^{2+} diminuir e haver depósito de cobre metálico indica que íons cobre (II) da solução estão sofrendo redução:

$$Cu^{2+}\ (aq) + 2\ e^- \rightarrow Cu\ (s)$$

Solução — **Vêm do fio metálico** — **Deposita-se na placa**

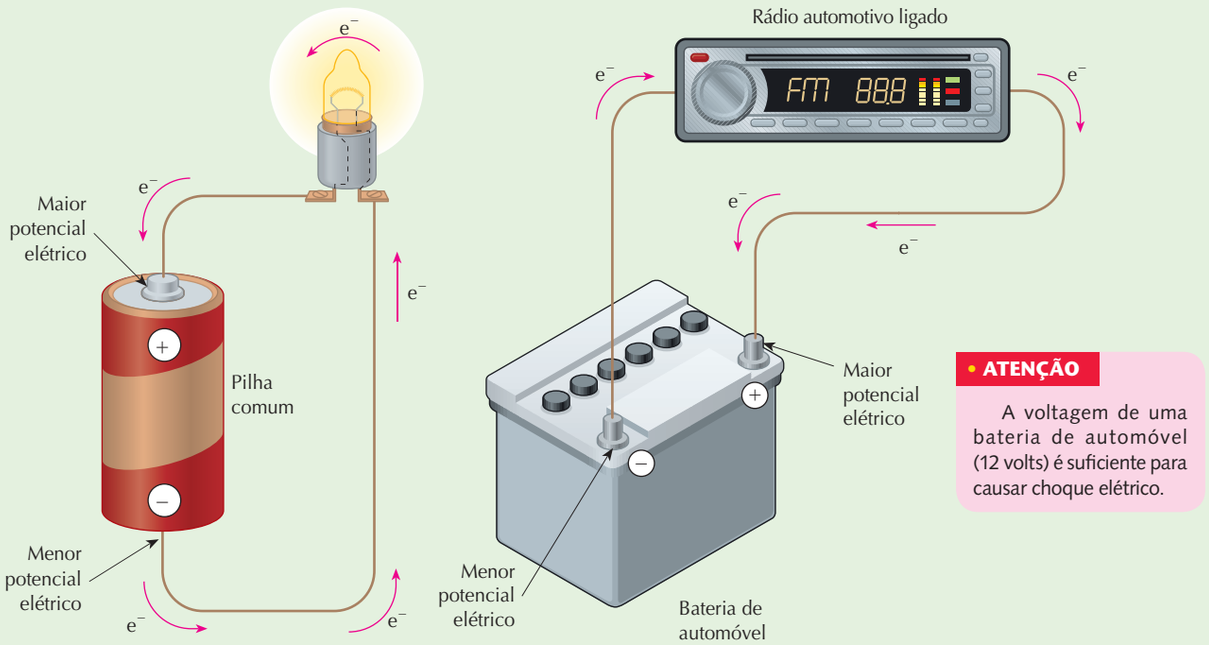
O eletrodo de zinco, por apresentar menor potencial elétrico, atua como polo negativo da pilha. E o eletrodo de cobre, que exibe o maior potencial elétrico, atua como polo positivo. Para entender bem, observe os desenhos ao lado, que permitem **comparar** a pilha de Daniell com uma pilha de lanterna.





▲ Comparação esquemática entre uma pilha de Daniell e uma pilha comum.

Veja os esquemas a seguir.



• ATENÇÃO

A voltagem de uma bateria de automóvel (12 volts) é suficiente para causar choque elétrico.

Lembre-se, então, de uma conclusão muito importante:

Elétrons movimentam-se em um fio metálico de um ponto de menor potencial elétrico em direção a um ponto de maior potencial elétrico.

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

3.3 O papel da ponte salina

Cada átomo de Zn^0, que manda dois elétrons para o circuito externo, sai da placa e passa para a solução na forma de Zn^{2+}, fazendo a solução ficar mais concentrada de íons zinco. Isso tende a fazer com que essa solução fique com excesso de cargas positivas (os íons sulfato, SO_4^{2-}, não participam da reação). Simultaneamente, a outra solução fica menos concentrada em íons Cu^{2+} e tende a ter acúmulo de cargas negativas (dos íons SO_4^{2-}).

Se isso ocorresse, o funcionamento da pilha rapidamente cessaria, pois o acúmulo de carga positiva na solução da esquerda atrairia os elétrons do fio metálico para a placa de zinco (cargas de sinais opostos se atraem) e o acúmulo de carga negativa na solução da direita repeliria os elétrons do fio metálico (cargas de mesmo sinal se repelem), impedindo-os de chegar à placa de cobre.

O acúmulo de cargas elétricas nas soluções é evitado pela ponte salina, um tubo de vidro recurvado preenchido com material gelatinoso e contendo alta concentração de um sal que não interfira no processo (KCℓ, por exemplo).

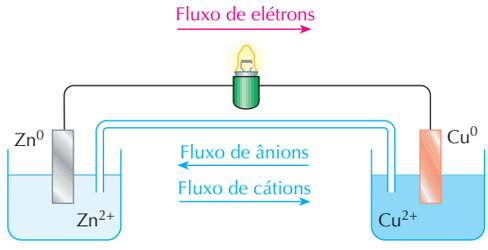
O excesso de cátions (portadores de cargas positivas) no frasco da esquerda pode passar pela ponte salina em direção ao frasco da direita. E o excesso de ânions (portadores de cargas negativas) no frasco da direita pode migrar pela ponte salina em direção ao frasco da esquerda. Assim, a presença da ponte salina permite que a pilha continue funcionando.

De fato, caso a ponte salina seja retirada, verifica-se que a lâmpada apaga imediatamente. Isso porque o excesso de íons acumulados nas soluções rapidamente impede o fluxo de elétrons através da parte metálica do circuito.

É importante perceber que o circuito elétrico inclui o interior da pilha, porém não é um condutor metálico que conduz a corrente dentro dela, mas sim outro tipo de condutor elétrico: soluções aquosas.

As soluções de ambos os frascos e também a solução presente na ponte salina permitem que o circuito elétrico esteja fechado. Lembre-se de que corrente elétrica é um fluxo ordenado de **cargas elétricas**. No fio metálico, são os elétrons (portadores de carga elétrica negativa) que se movimentam. Nas soluções, **não** são elétrons que se movimentam, mas sim cátions e ânions.

Assim, a experiência de acender uma lâmpada com uma pilha de Daniell envolve um circuito elétrico fechado que consiste basicamente em duas partes: uma parte externa à pilha, formada por fios metálicos, e uma parte interna à pilha, na qual a corrente elétrica que atravessa as soluções aquosas é um fluxo ordenado de cátions e ânions.



ADILSON SECCO

▲ Representação esquemática do fluxo de cargas elétricas durante o funcionamento da pilha de Daniell.

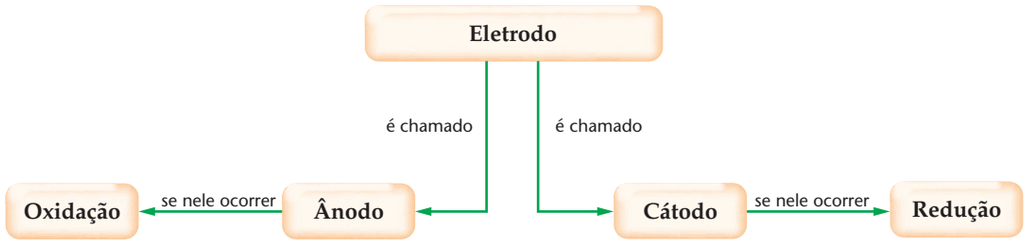
3.4 Nomenclatura dos eletrodos em uma cela galvânica

As placas metálicas existentes em uma pilha, que fazem a sua conexão com a parte do circuito elétrico externa à pilha, são denominadas **eletrodos**. É também frequente, em Química, encontrarmos a palavra eletrodo sendo usada como sinônimo não apenas da placa metálica, mas de toda a semicela.

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

Para todas as celas eletroquímicas, vale a seguinte convenção:

> O eletrodo no qual ocorre processo de **oxidação** é denominado **ânodo**.
> O eletrodo no qual ocorre processo de **redução** é denominado **cátodo**.



Na pilha de Daniell, o ânodo é o eletrodo de zinco e o cátodo é o eletrodo de cobre. O que ocorre em cada um desses eletrodos é denominado **semirreação**, que pode ser representada por meio de uma equação química. Se somarmos as equações das semirreações anódica e catódica, obteremos a equação global da reação de oxirredução que ocorre na pilha:

No ânodo: $Zn\,(s) \rightarrow Zn^{2+}\,(aq) + \cancel{2\,e^-}$ — **Oxidação**

No cátodo: $Cu^{2+}\,(aq) + \cancel{2\,e^-} \rightarrow Cu\,(s)$ — **Redução**

Equação global: $Zn\,(s) + Cu^{2+}\,(aq) \rightarrow Cu\,(s) + Zn^{2+}\,(aq)$

3.5 Representação esquemática para uma cela galvânica

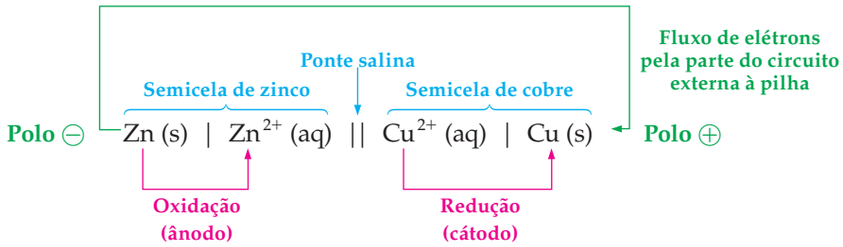
A União Internacional de Química Pura e Aplicada (IUPAC) propôs uma maneira esquemática para representar uma cela galvânica. Tal representação é bastante útil, pois permite descrever de modo rápido e simples esse tipo de dispositivo sem a necessidade de desenhá-lo.

Vamos exemplificar essa representação para a pilha de Daniell:

$$Zn\,(s)\,|\,Zn^{2+}\,(aq)\,||\,Cu^{2+}\,(aq)\,|\,Cu\,(s)$$

A barra vertical simples (|) indica a fronteira que separa duas fases e a barra vertical dupla (||) indica a ponte salina. Do lado esquerdo é representada a semicela em que ocorre a oxidação (ânodo) e do lado direito a semicela em que ocorre a redução (cátodo).

Assim:



Observe que há uma relação estequiométrica entre a massa de metal perdida no ânodo e a massa de metal ganha no cátodo. Utilizando seus conhecimentos em estequiometria, calcule a massa de metal corroída na semicela de zinco da pilha de Daniell, caso na semicela de cobre tenham se depositado 12,7 g de metal.

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

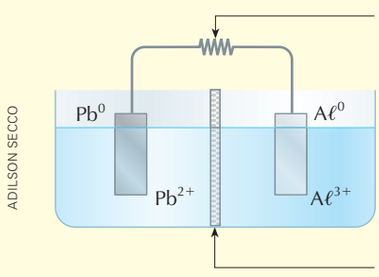
Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

Exercício Resolvido

1. No funcionamento da cela galvânica esquematizada abaixo verifica-se acúmulo de chumbo metálico na placa da esquerda e desgaste (corrosão) da placa da direita. A parede porosa exerce o mesmo papel da ponte salina.



ADILSON SECCO

a) Expresse, por meio de equações químicas, o que ocorre em cada eletrodo.

b) Em que sentido se estabelece o fluxo eletrônico no fio metálico?

c) Qual eletrodo atua como cátodo e qual atua como ânodo?

d) Qual eletrodo é o polo positivo e qual é o negativo?

e) Equacione a reação global da pilha.

Resolução

a) A corrosão da placa de alumínio revela que o metal dessa placa se oxida, produzindo íons em solução:

$$A\ell\ (s) \rightarrow A\ell^{3+}\ (aq) + 3\ e^-$$

O acúmulo de chumbo indica que íons Pb^{2+} estão se reduzindo a Pb^0:

$$Pb^{2+}\ (aq) + 2\ e^- \rightarrow Pb\ (s)$$

b) Os elétrons são emitidos pela placa de alumínio e se dirigem à placa de chumbo.

c) Por definição, ânodo é o eletrodo em que há oxidação e cátodo é o eletrodo em que há redução. Assim, o ânodo é o eletrodo de alumínio e o cátodo é o eletrodo de chumbo.

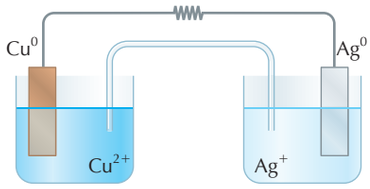
d) O polo positivo (que recebe elétrons do fio metálico) é o eletrodo de chumbo. O polo negativo (que emite elétrons para o fio) é o eletrodo de alumínio.

e) Para chegar à equação global, multiplicamos a semirreação de oxidação por 2 e a de redução por 3. Dessa maneira, o número total de elétrons recebido é igual ao perdido:

$$2\ A\ell\ (s) \rightarrow 2\ A\ell^{3+}\ (aq) + \cancel{6\ e^-}$$
$$3\ Pb^{2+}\ (aq) + \cancel{6\ e^-} \rightarrow 3\ Pb\ (s)$$

$$2\ A\ell\ (s) + 3\ Pb^{2+}\ (aq) \rightarrow 2\ A\ell^{3+}\ (aq) + 3\ Pb\ (s)$$

2. O esquema abaixo representa uma pilha na qual se verifica que, durante o funcionamento, há desgaste da placa de cobre e depósito de metal sobre a placa de prata.



ADILSON SECCO

Com base na informação dada, responda às questões:

a) Qual dos eletrodos é o ânodo? Qual é o cátodo?

b) Qual dos eletrodos é o polo negativo? E o positivo?

c) Que espécie química é oxidada? E qual é reduzida? (Lembre-se de que *espécie química* é um termo genérico para designar átomo, molécula ou íon.)

d) Equacione a semirreação anódica.

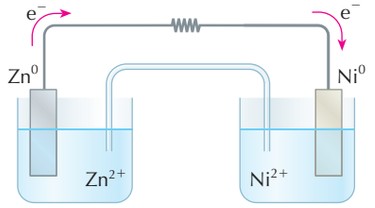
e) Equacione a semirreação catódica.

f) Equacione a reação global da pilha.

g) Qual o sentido de movimentação dos elétrons no fio?

h) Qual o sentido de movimentação dos íons na ponte salina?

3. O esquema abaixo representa uma cela galvânica (pilha), ressaltando o sentido de movimentação dos elétrons.



ADILSON SECCO

Sobre essa pilha, responda às questões:

a) Qual dos eletrodos é o ânodo? Qual é o cátodo?

b) Qual dos eletrodos é o polo negativo? E o positivo?

c) Qual é a espécie química que sofre oxidação? E a que sofre redução?

d) Qual a placa que sofre corrosão?

e) Qual a placa em que se deposita sólido?

f) Equacione a semirreação anódica.

g) Equacione a semirreação catódica.

h) Equacione a reação global da pilha.

i) Qual o sentido de movimentação dos íons nas soluções aquosas e na ponte salina?

4. (Vunesp) A reação entre crômio metálico e íons ferro (II) em água, produzindo íons crômio (III) e ferro metálico, pode ser utilizada para se montar uma pilha eletroquímica.

a) Represente as semirreações que ocorrem na pilha, identificando a semirreação de oxidação e a semirreação de redução.

b) Represente a equação química global correspondente à pilha em funcionamento.

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

5. (UFRGS-RS) Considere as seguintes afirmações sobre células galvânicas.

I. O eletrodo onde ocorre a redução atua como polo positivo.
II. Os elétrons circulam do polo positivo para o polo negativo.
III. No polo negativo ocorrem semirreações de oxidação.

Quais estão corretas?

a) Apenas I. **c)** Apenas III. **e)** Apenas II e III.
b) Apenas II. **d)** Apenas I e III.

Exercícios adicionais

Resolva em seu caderno

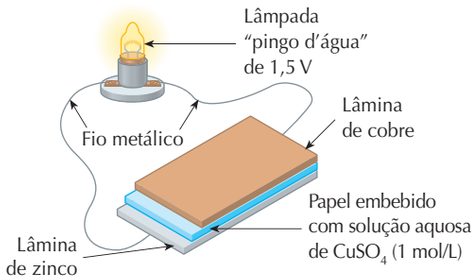
Seu (sua) professor(a) indicará o melhor momento para realizar os exercícios deste bloco.

6. (UFRGS-RS) Pessoas que apresentam dentes com restaurações metálicas podem sentir um pequeno choque ao colocar na boca pedaços de metal, como, por exemplo, o papel-alumínio de um chocolate. O alumínio, com o meio ácido da boca, provoca a transferência de elétrons para o metal de restauração, causando esse choque. Com base no fenômeno descrito, pode-se afirmar que o alumínio:

a) sofre redução, funcionando como cátodo.
b) provoca a oxidação do metal da restauração.
c) é o agente oxidante, pois sofre redução.
d) é o agente redutor, pois sofre redução.
e) sofre oxidação, funcionando como ânodo.

7. (Ceeteps-SP) No sistema ilustrado na figura abaixo, ocorre a interação de zinco metálico com solução de sulfato de cobre, havendo passagem de elétrons do zinco para os íons Cu^{2+} por meio de fio metálico.

ADILSON SECCO



Assim, enquanto a pilha está funcionando, é correto afirmar que:

a) a lâmina de zinco vai se tornando mais espessa.
b) a lâmina de cobre vai se desgastando.
c) a reação catódica (polo positivo) é representada por:

$$Cu\ (s) \rightarrow Cu^{2+}\ (aq) + 2\ e^-$$

d) a reação catódica (polo negativo) é representada por:

$$Zn^{2+}\ (aq) + 2\ e^- \rightarrow Zn\ (s)$$

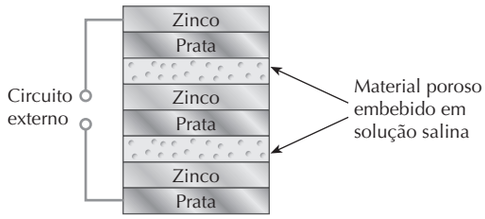
e) a reação da pilha é representada por:

$$Zn\ (s) + Cu^{2+}\ (aq) \rightarrow Zn^{2+}\ (aq) + Cu\ (s)$$

8. (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:

ADILSON SECCO



Com o funcionamento da pilha, observa-se que os discos de zinco sofrem corrosão.
A respeito da pilha de Volta, são feitas as seguintes afirmações:

I. Nos discos de zinco ocorre a semirreação:

$$Zn\ (s) \rightarrow Zn^{2+} + 2\ e^-$$

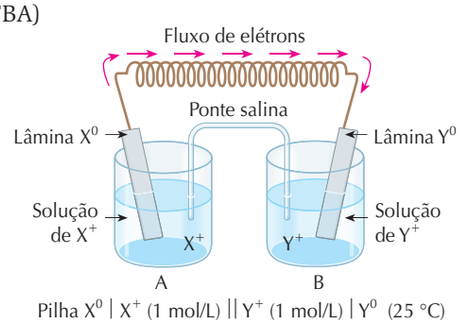
II. Os discos de prata são fontes de elétrons para o circuito externo.
III. O aumento do diâmetro dos discos empregados na montagem não influencia na tensão fornecida pela pilha.

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.

9. (UFBA)

ADILSON SECCO



Pilha $X^0 \mid X^+$ (1 mol/L) $\parallel Y^+$ (1 mol/L) $\mid Y^0$ (25 °C)

Com base no processo eletroquímico representado na figura acima, pode-se afirmar:

(01) A massa da lâmina X^0 diminui com o tempo.

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

(02) Nesse processo, há absorção de energia.

(04) O ânodo da pilha é X^0/X^+.

(08) A reação global da pilha é

X^0 (s) + Y^+ (aq) → X^+ (aq) + Y^0 (s)

(16) X^0 é o oxidante.

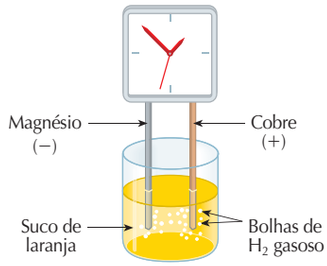
(32) Durante o processo eletroquímico, a concentração das soluções, em A e em B, permanece inalterada.

(64) A função da ponte salina é permitir a migração de íons de uma solução para outra.

Dê como resposta, no caderno, a soma dos números associados às afirmações corretas.

10. (Fuvest-SP) Um relógio de parede funciona normalmente, por algum tempo, se substituirmos a pilha original por dois terminais metálicos mergulhados em uma solução aquosa ácida (suco de laranja), conforme esquematizado a seguir.

ADILSON SECCO



Durante o funcionamento do relógio,

I. a acidez do suco de laranja diminui.

II. a massa do magnésio diminui.

III. a massa do cobre permanece constante.

Dessas afirmações,

a) apenas a I é correta.

b) apenas a II é correta.

c) apenas a III é correta.

d) apenas a II e a III são corretas.

e) a I, a II e a III são corretas.

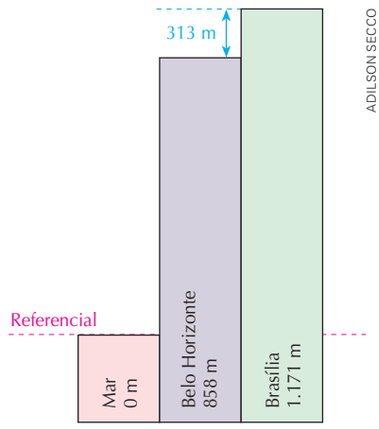
4 Potencial-padrão de semicela

4.1 A semicela adotada como referencial em Eletroquímica

Quando alguém diz que "a altitude de Brasília é de 1.171 m acima do nível do mar" ou que "a altitude de Belo Horizonte é de 858 m acima do nível do mar", esse alguém está deixando claro que as medidas são feitas em relação a um **referencial** que, no caso, é o nível do mar.

Conhecendo as altitudes de Brasília e de Belo Horizonte em relação a esse referencial, pode-se calcular que Brasília está 313 m (isto é, 1.171 m − 858 m) mais alta que Belo Horizonte, como mostra o esquema ao lado.

Analogamente, como o voltímetro fornece apenas diferenças de potencial, toda medida feita com ele compara o potencial elétrico de um ponto com o do outro. A fim de poderem comparar as diversas semicelas, os químicos resolveram medir e tabelar as diferenças de potencial de todas elas em relação a um único referencial.



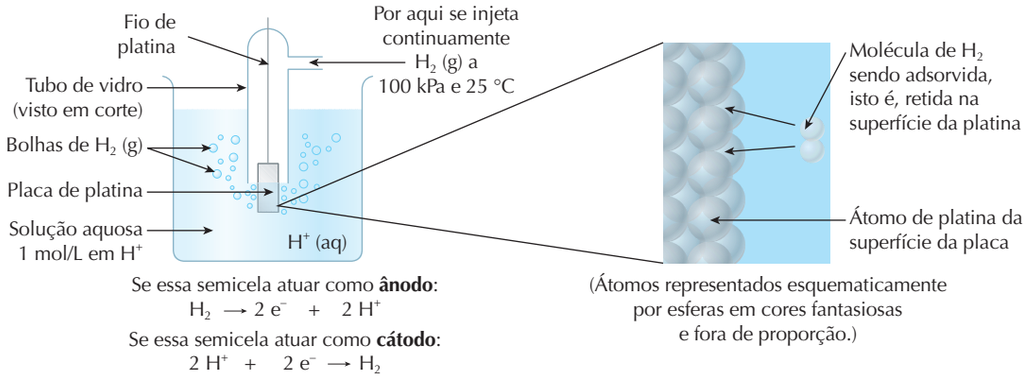
ADILSON SECCO

> O **referencial** escolhido para expressar potencial elétrico em experimentos de Eletroquímica é o **eletrodo-padrão de hidrogênio**.

Evidências mostraram aos cientistas que a platina (metal nobre, que dificilmente reage com outras substâncias) tem a propriedade de *adsorver* o gás hidrogênio, ou seja, de *reter em sua superfície* as moléculas desse gás.

Ao usar a semicela H^+/H_2, a placa de platina serve como elemento metálico capaz de receber elétrons vindos do circuito externo ou enviar elétrons para ele. As espécies químicas que, de fato, participam do processo de oxirredução são H_2 e H^+. Se a semicela H^+/H_2 atuar como ânodo, a semirreação será a de oxidação de H_2 a H^+; se atuar como cátodo, será a de redução de H^+ a H_2.

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



ADILSON SECCO

Fonte: BROWN, T. L. et al. *Chemistry: The Central Science*. 9. ed. Upper Saddle River: Prentice-Hall, 2003. p. 790.

4.2 O conceito de potencial-padrão de semicela

A diferença de potencial elétrico entre os polos de uma cela galvânica, medida com voltímetro numa situação em que a cela não esteja fornecendo corrente elétrica para um circuito, é representada por ΔE. Se essa diferença de potencial for medida nas **condições-padrão** (convencionadas como 1,0 mol/L e 100 kPa*) e em uma temperatura de interesse (geralmente 25 °C), ela é denominada **diferença de potencial-padrão** e representada por $\Delta E°$. Já sabemos que o potencial elétrico do cátodo é maior que o do ânodo. Assim, podemos dizer que o valor de $\Delta E°$ é dado por:

$$\Delta E° = E°_{cátodo} - E°_{ânodo}$$

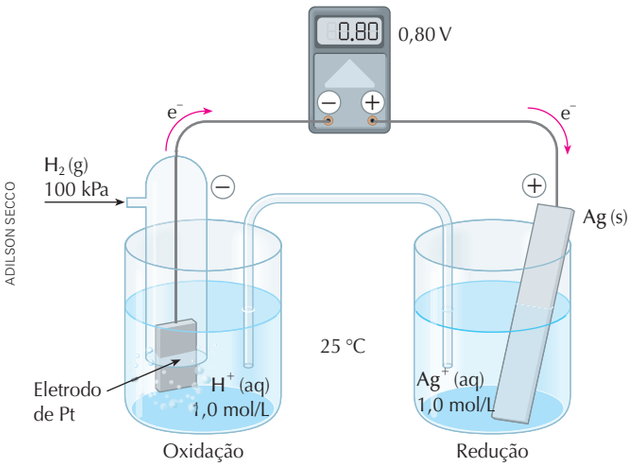
em que $E°_{cátodo}$ e $E°_{ânodo}$ representam, respectivamente, os potenciais elétricos do cátodo e do ânodo.

Como já foi dito, o voltímetro não mede valores de potencial, mas sim diferenças de potencial. Assim, não há um modo de medir isoladamente $E°_{cátodo}$ ou $E°_{ânodo}$. Apenas medimos a diferença entre ambos ($\Delta E°$). A escolha de um eletrodo como referencial (o eletrodo-padrão de hidrogênio) permite superar a impossibilidade de tabelar potenciais individuais.

> O valor de E° para o **eletrodo-padrão de hidrogênio** foi convencionado como sendo **0 V** (zero volt), quer ele atue como ânodo, quer como cátodo.

4.3 Medida do potencial-padrão de uma semicela

a) Medida do potencial-padrão da semicela de prata



ADILSON SECCO

$$Pt\ (s)\ |\ H_2\ (g)\ |\ H^+\ (aq)\ \|\ Ag^+\ (aq)\ |\ Ag\ (s)$$

$$\Delta E° = E°_{cátodo} - E°_{ânodo}$$

$$0{,}80\ V = E°\ (Ag^+/Ag^0) - E°\ (H^+/H_2)$$

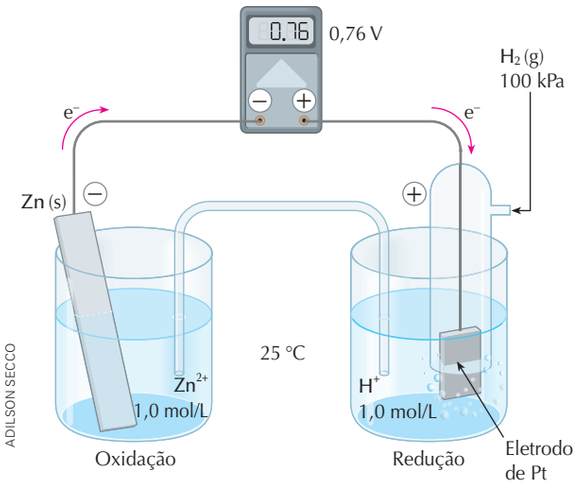
$$0{,}80\ V = E°\ (Ag^+/Ag^0) - zero$$

$E°\ (Ag^+/Ag^0) = +0{,}80\ V$

* Anteriormente, a pressão das condições-padrão para as medidas de potenciais de semicela era de 1 atm e não de 100 kPa (cem quilopascals). Como a unidade atm não faz parte do Sistema Internacional, convencionou-se, há alguns anos, mudar a pressão-padrão de 1 atm para 100 kPa (= 1 bar). Na prática, isso não envolveu grandes alterações nos valores já conhecidos e tabelados, pois 1 atm = 101,3 kPa, o que é muito próximo de 100 kPa.

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

b) Medida do potencial-padrão da semicela de zinco



ADILSON SECCO

$$Zn\,(s)\,|\,Zn^{2+}\,(aq)\,\|\,H^{+}\,(aq)\,|\,H_2\,(g)\,|\,Pt\,(s)$$

$$\Delta E^\circ = E^\circ_{cátodo} - E^\circ_{ânodo}$$

$$0{,}76\ V = E^\circ\,(H^+/H_2) - E^\circ\,(Zn^{2+}/Zn^0)$$

$$0{,}76\ V = zero - E^\circ\,(Zn^{2+}/Zn^0)$$

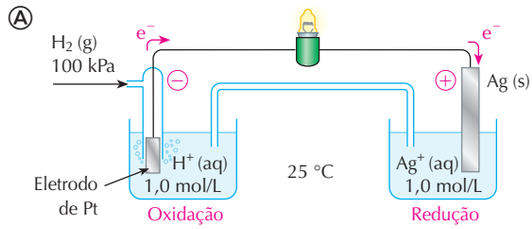
$$\mathbf{E^\circ\,(Zn^{2+}/Zn^0) = -0{,}76\ V}$$

O potencial-padrão de uma semicela é obtido a partir da diferença de potencial elétrico, nas condições-padrão (1 mol/L e 100 kPa) e em uma temperatura de interesse (geralmente 25 °C), entre o eletrodo dessa semicela e o eletrodo-padrão de hidrogênio.

4.4 Interpretação dos potenciais-padrão de semicela

Vimos, no início deste capítulo, que os elétrons se movimentam na parte metálica de um circuito elétrico de um ponto de menor potencial elétrico para um ponto de maior potencial elétrico.

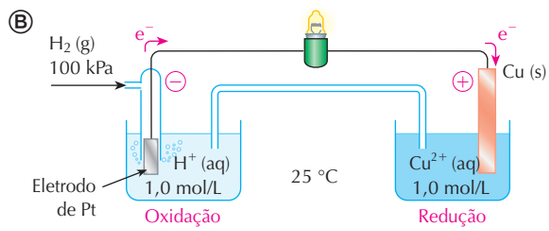
O fato de o potencial-padrão da semicela Ag^+/Ag^0 ser +0,80 V indica que, na pilha formada por Ag^+/Ag^0 e H^+/H_2, o eletrodo de hidrogênio atua como polo negativo e o de prata, como polo positivo. Isso porque os elétrons se deslocarão, pelo fio, do eletrodo de hidrogênio (de menor potencial elétrico) para o de prata (de maior potencial). Teremos, para essa pilha, a situação ilustrada esquematicamente na figura Ⓐ abaixo. Há oxidação do H_2 e redução dos íons Ag^+.



ADILSON SECCO

A pilha $Pt\,(s)\,|\,H_2\,(g)\,|\,H^+\,(aq)\,\|\,Ag^+\,(aq)\,|\,Ag\,(s)$

O fato de o potencial-padrão da semicela Cu^{2+}/Cu^0 ser +0,34 V indica que, na pilha formada por ela e pela semicela H^+/H_2, o eletrodo de hidrogênio (menor potencial elétrico) atua como polo negativo e o de cobre (maior potencial elétrico) como polo positivo. Assim, teremos a situação mostrada no esquema Ⓑ, com a oxidação do H_2 e a redução dos íons Cu^{2+}.



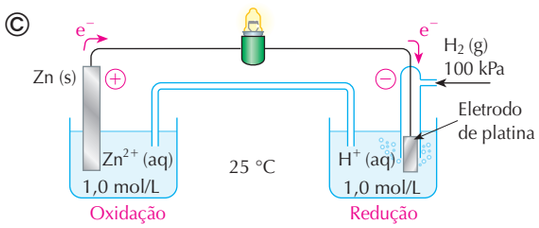
ADILSON SECCO

A pilha $Pt\,(s)\,|\,H_2\,(g)\,|\,H^+\,(aq)\,\|\,Cu^{2+}\,(aq)\,|\,Cu\,(s)$

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

No caso da semicela Zn^{2+}/Zn^0, a situação se inverte, pois o seu potencial, −0,76 V, é inferior ao do eletrodo-padrão de hidrogênio. O eletrodo de zinco (menor potencial elétrico) funcionará como polo negativo, emitindo elétrons pelo circuito metálico para o eletrodo de hidrogênio (maior potencial elétrico). A pilha funciona de acordo com o esquema Ⓒ, com oxidação do Zn^0 e redução dos íons H^+.

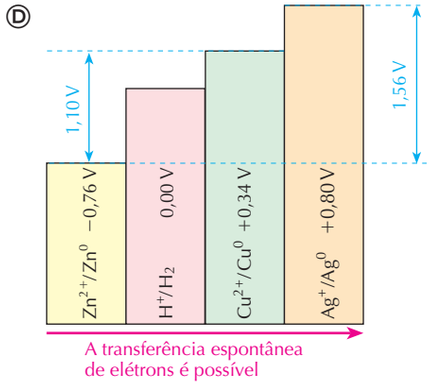
ADILSON SECCO



A pilha $Zn(s)\,|\,Zn^{2+}(aq)\,||\,H^+(aq)\,|\,H_2(g)\,|\,Pt(s)$

O esquema Ⓓ resume essa discussão.

ADILSON SECCO



Consultando o esquema ao lado, o que podemos prever sobre a diferença de potencial na pilha formada pelas semicelas Cu^{2+}/Cu^0 e Ag^+/Ag^0?

Quando uma pilha é usada para gerar corrente elétrica em um circuito, os elétrons se movimentam, na parte metálica do circuito, do eletrodo de menor potencial para o de maior potencial elétrico.

O esquema Ⓓ também nos permite fazer previsões.

Por exemplo, podemos prever que a diferença de potencial entre as semicelas Cu^{2+}/Cu^0 e Zn^{2+}/Zn^0, que tomam parte da pilha de Daniell, é de 1,10 V (valor destacado em azul, em Ⓓ). Esse é, de fato, o valor experimentalmente determinado, como foi mostrado no item 3.2.

Ao comparar as semicelas Zn^{2+}/Zn^0 e Ag^+/Ag^0, percebemos que a diferença de potencial-padrão entre ambas é de 1,56 V, sendo o potencial da semicela de prata maior que o da semicela de zinco. Ambas as semicelas formariam, portanto, uma pilha com diferença de potencial elétrico de 1,56 V (valor também destacado em azul, em Ⓓ), na qual o polo negativo é o eletrodo de zinco e o polo positivo é o eletrodo de prata. Essa previsão também é confirmada experimentalmente!

Podemos concluir que, quanto maior o potencial-padrão de uma semicela, maior é a tendência de ela receber elétrons e de nela acontecer redução.

Quanto **maior o potencial-padrão** de uma semicela (E°), maior a tendência de ela receber elétrons, ou seja, **maior a tendência** de nela ocorrer **redução**. Por isso, essa grandeza também é conhecida como **potencial-padrão de redução** e também simbolizada por E°_{red} ou E°(red).

A tabela 1, a seguir, apresenta os valores de potencial-padrão para algumas semicelas. O símbolo ⇄ indica que uma semirreação pode, em princípio, ocorrer no sentido da redução ou no da oxidação, dependendo da outra semicela presente.

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

TABELA 1 **Potencial-padrão (1,0 mol/L e 100 kPa) para algumas semicelas, a 25 °C**

Equação da semirreação	E° (V)
$Li^+ (aq) + e^- \rightleftarrows Li (s)$	−3,05
$K^+ (aq) + e^- \rightleftarrows K (s)$	−2,93
$Ca^{2+} (aq) + 2\,e^- \rightleftarrows Ca (s)$	−2,87
$Na^+ (aq) + e^- \rightleftarrows Na (s)$	−2,71
$Mg^{2+} (aq) + 2\,e^- \rightleftarrows Mg (s)$	−2,38
$A\ell^{3+} (aq) + 3\,e^- \rightleftarrows A\ell (s)$	−1,68
$2\,H_2O (\ell) + 2\,e^- \rightleftarrows H_2 (g) + 2\,OH^- (aq)$	−0,83
$Zn^{2+} (aq) + 2\,e^- \rightleftarrows Zn (s)$	−0,76
$Fe^{2+} (aq) + 2\,e^- \rightleftarrows Fe (s)$	−0,44
$Cd^{2+} (aq) + 2\,e^- \rightleftarrows Cd (s)$	−0,40
$Sn^{2+} (aq) + 2\,e^- \rightleftarrows Sn (s)$	−0,14
$Pb^{2+} (aq) + 2\,e^- \rightleftarrows Pb (s)$	−0,13
$Fe^{3+} (aq) + 3\,e^- \rightleftarrows Fe (s)$	−0,04
$2\,H^+ (aq) + 2\,e^- \rightleftarrows H_2 (g)$	0,00
$Sn^{4+} (aq) + 2\,e^- \rightleftarrows Sn^{2+} (aq)$	+0,15
$Cu^{2+} (aq) + 2\,e^- \rightleftarrows Cu (s)$	+0,34
$O_2 (aq) + 2\,H_2O (\ell) + 4\,e^- \rightleftarrows 4\,OH^- (aq)$	+0,40
$Cu^+ (aq) + e^- \rightleftarrows Cu (s)$	+0,52
$I_2 (s) + 2\,e^- \rightleftarrows 2\,I^- (aq)$	+0,54
$MnO_4^- (aq) + 2\,H_2O (\ell) + 3\,e^- \rightleftarrows MnO_2 (s) + 4\,OH^- (aq)$	+0,59
$Fe^{3+} (aq) + e^- \rightleftarrows Fe^{2+} (aq)$	+0,77
$Hg_2^{2+} (aq) + 2\,e^- \rightleftarrows Hg (\ell)$	+0,80
$Ag^+ (aq) + e^- \rightleftarrows Ag (s)$	+0,80
$Br_2 (\ell) + 2\,e^- \rightleftarrows 2\,Br^- (aq)$	+1,07
$O_2 (aq) + 4\,H^+ (aq) + 4\,e^- \rightleftarrows 2\,H_2O (\ell)$	+1,23
$C\ell_2 (g) + 2\,e^- \rightleftarrows 2\,C\ell^- (aq)$	+1,36
$Au^{3+} (aq) + 3\,e^- \rightleftarrows Au (s)$	+1,42
$MnO_4^- (aq) + 8\,H^+ (aq) + 5\,e^- \rightleftarrows Mn^{2+} (aq) + 4\,H_2O (\ell)$	+1,49
$F_2 (g) + 2\,e^- \rightleftarrows 2\,F^- (aq)$	+2,87

Fontes: MORTIMER, R. G. *Physical Chemistry*. 2. ed. Orlando: Harcourt, 2000. p. 992; LEVINE, I. *Physical Chemistry*. 6. ed. Nova York: McGraw-Hill, 2009. p. 419.

Se uma pessoa que tem obturações dentárias feitas com amálgama de mercúrio morder uma folha de papel-alumínio, sentirá um desconforto momentâneo na boca. Como isso pode ser explicado?

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

5 Aplicações da tabela de potenciais-padrão

A tabela de potenciais apresenta várias aplicações importantes. A seguir, apresentaremos as mais relevantes para a Química do Ensino Médio.

5.1 Previsão da força eletromotriz de uma pilha

A força eletromotriz (fem) de uma pilha é a diferença de potencial elétrico medida entre os seus terminais quando ela não está sendo usada para gerar corrente. Quanto maior o valor dessa grandeza, maior a tendência de a pilha gerar corrente elétrica. A força eletromotriz, nas condições-padrão, será representada, neste livro, por $\Delta E°$.


ANDREW LAMBERT PHOTOGRAPHY/ SCIENCE PHOTO LIBRARY/LATINSTOCK

▲ Medida da força eletromotriz da pilha de Daniell, nas condições-padrão.

Em palavras: **A força eletromotriz de uma pilha nas condições-padrão ($\Delta E°$) é dada pela diferença dos potenciais-padrão das semicelas dessa pilha.**

Em equação:

$$\Delta E° = E°_{\text{eletrodo que recebe e}^-} - E°_{\text{eletrodo que perde e}^-}$$

Por exemplo, no caso da pilha de Daniell, temos:

$$E° = E°(Cu^{2+}/Cu^0) - E°(Zn^{2+}/Zn^0) = +0{,}34\,V - (-0{,}76\,V) = 1{,}10\,V$$

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

Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

11. (Uece) A respeito do eletrodo-padrão de hidrogênio, é correto dizer-se que:

a) são as seguintes condições de padronização estabelecidas por convenção para ele:

Temperatura	Concentração H^+	Pressão
0 °C	0,1 mol/L	1 atm H_2

b) 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: $Zn^0\,(s) \rightarrow Zn^{2+}\,(aq) + 2\,e^-$, o zinco funcionará como polo negativo.

c) o potencial do eletrodo-padrão, E°, é o ponto inicial de uma escala de valores absolutos.

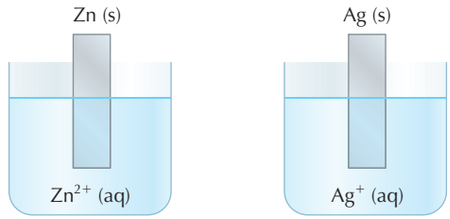
d) a seguinte semirreação $Cu^{2+}\,(aq) + 2\,e^- \rightarrow Cu^0\,(s)$ implica que a semirreação complementar que deve ocorrer no eletrodo-padrão de hidrogênio deva ser: $2\,H^+\,(aq) + 2\,e^- \rightarrow H_2\,(g)$

12. Num laboratório foi montada a pilha representada por:

$$Pt\,(s)\,|\,Fe^{2+}\,(aq)\,|\,Fe^{3+}\,(aq)\,||\,Ag^+\,(aq)\,|\,Ag\,(s)$$

O eletrodo de platina é inerte (não participa da reação em que Fe^{2+} se transforma em Fe^{3+}). O $\Delta E°$ medido foi de 0,03 V. Com base nesse valor e sabendo que $E°(Ag^+/Ag^0) = +0{,}80$ V, determine o valor de $E°(Fe^{3+}/Fe^{2+})$.

13. As seguintes semicelas são usadas para montar uma pilha:



ADILSON SECCO

Considerando os potenciais de semicela:

$Zn^{2+}\,(aq) + 2\,e^- \rightarrow Zn\,(s) \qquad E° = -0{,}76$ V

$Ag^+\,(aq) + e^- \rightarrow Ag\,(s) \qquad E° = +0{,}80$ V

responda às questões a seguir, que se referem ao funcionamento da pilha.

a) Qual dos eletrodos é o ânodo? Qual é o cátodo?

b) Qual dos eletrodos é o polo negativo? E o positivo?

c) Que espécie química é oxidada? E qual é reduzida?

d) Equacione a semirreação anódica.

e) Equacione a semirreação catódica.

f) Equacione a reação global da pilha.

g) Qual o sentido de movimentação dos elétrons no fio?

h) Qual o sentido de movimentação dos íons na ponte salina?

i) Calcule o valor de $\Delta E°$ para essa pilha.

14. Considere os seguintes dados:

$$E°(A\ell^{3+}/A\ell^{0}) = -1{,}68\ V$$
$$E°(Cu^{2+}/Cu^{0}) = +0{,}34\ V$$

Três estudantes elaboraram as representações a seguir para a pilha que pode ser formada por essas duas semicelas. Dessas representações, determine a correta e justifique sua escolha.

Aluno **1**: $A\ell\ (s) \mid A\ell^{3+}\ (aq) \parallel Cu^{2+}\ (aq) \mid Cu\ (s)$

Aluno **2**: $Cu\ (s) \mid Cu^{2+}\ (aq) \parallel A\ell^{3+}\ (aq) \mid A\ell\ (s)$

Aluno **3**: $A\ell\ (s) \mid Cu^{2+}\ (aq) \parallel A\ell^{3+}\ (aq) \mid Cu\ (s)$

15. Equacione a reação global da pilha da questão anterior.

16. Um estudante mergulhou um fio de cobre em uma solução de nitrato de prata 1,0 mol/L e observou a formação de um depósito metálico sobre o fio, conforme mostra a foto a seguir.



ANDREW LAMBERT PHOTOGRAPHY/ SCIENCE PHOTO LIBRARY-LATINSTOCK

a) Interprete o acontecimento observado, deixando claro o processo químico que ocorreu.

b) Esse processo é uma reação de oxirredução? Por quê?

Se a resposta anterior for **afirmativa**, então responda:

c) Quais os agentes oxidante e redutor no processo?

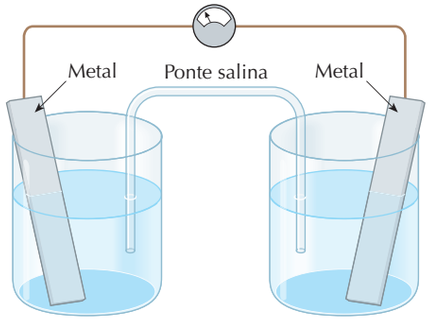
d) Se essa reação química fosse empregada em uma pilha, qual seria o valor de $\Delta E°$ para ela? (Consulte a tabela 1.)

Exercícios adicionais

Resolva em seu caderno

Seu (sua) professor(a) indicará o melhor momento para realizar os exercícios deste bloco.

17. (Ceeteps-SP) Dois metais diferentes são colocados, cada qual numa solução aquosa de um de seus sais, e conectados a um voltímetro, conforme ilustrado a seguir.



ADILSON SECCO

O voltímetro registra a diferença de potencial no sistema. Considere os seguintes metais e os respectivos potenciais de redução:

Metal	Semirreação	E° (redução) (V)
Prata	$Ag^{+} + e^{-} \rightarrow Ag$	+0,8
Cobre	$Cu^{2+} + 2\ e^{-} \rightarrow Cu$	+0,3
Chumbo	$Pb^{2+} + 2\ e^{-} \rightarrow Pb$	−0,1
Zinco	$Zn^{2+} + 2\ e^{-} \rightarrow Zn$	−0,8

A maior diferença de potencial no sistema será registrada quando os metais utilizados forem

a) prata e cobre.
b) prata e zinco.
c) cobre e zinco.
d) cobre e chumbo.
e) chumbo e zinco.

18. (ITA-SP) Considere os dois eletrodos (I e II) seguintes e seus respectivos potenciais na escala do eletrodo de hidrogênio (E°) e nas condições-padrão:

I. $2\ F^{-}\ (aq) \rightleftarrows 2\ e^{-}\ (CM) + F_2\ (g)$ $\quad E°_{I} = 2{,}87\ V$

II. $Mn^{2+}\ (aq) + 4\ H_2O\ (\ell) \rightleftarrows$
$\rightleftarrows 5\ e^{-}\ (CM) + 8\ H^{+}\ (aq) + MnO_4^{-}\ (aq)$ $\quad E°_{II} = 1{,}51\ V$

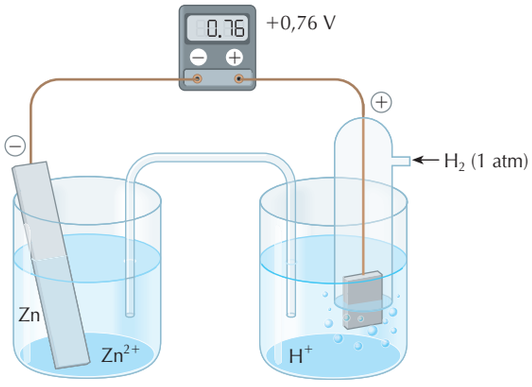
A força eletromotriz de um elemento galvânico construído com os dois eletrodos acima é de

a) −1,81 V.
b) −1,13 V.
c) 0,68 V.
d) 1,36 V.
e) 4,38 V.

▲ **Comentário dos autores:**

Nesse enunciado, a indicação **CM** usada junto ao símbolo e^{-} indica que os elétrons fluem pela parte metálica do circuito (CM = circuito metálico).

19. (Unifesp) A figura apresenta uma célula voltaica utilizada para medida de potencial de redução a 25 °C. O eletrodo-padrão de hidrogênio tem potencial de redução igual a zero. A concentração das soluções de íons H^{+} e Zn^{2+} é de 1,00 mol/L.



ADILSON SECCO

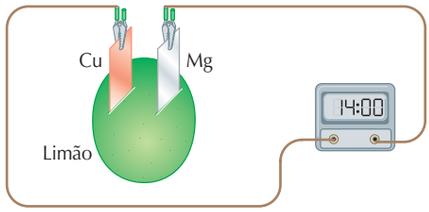
Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Utilizando, separadamente, placas de níquel e de cobre e suas soluções Ni^{2+} e Cu^{2+}, verificou-se que Ni e Cu apresentam potenciais-padrão de redução respectivamente iguais a −0,25 V e +0,34 V.

a) Escreva as equações de redução, oxidação e global e determine o valor do potencial-padrão de redução do Zn.

b) Para a pilha de Ni e Cu, calcule a ddp (diferença de potencial) e indique o eletrodo positivo.

20. (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.



ADILSON SECCO

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:

$Mg^{2+} + 2\,e^- \rightleftarrows Mg\,(s) \quad E° = -2{,}36\ V$

$2\,H^+ + 2\,e^- \rightleftarrows H_2\,(g) \quad E° = 0{,}00\ V$

$Cu^{2+} + 2\,e^- \rightleftarrows Cu\,(s) \quad E° = +0{,}34\ V$

Com respeito a esse circuito, pode-se afirmar que:

a) se o fio de cobre for substituído por um eletrodo condutor de grafite, o relógio não funcionará.

b) no eletrodo de magnésio ocorre a semirreação $Mg\,(s) \rightarrow Mg^{2+} + 2\,e^-$

c) no eletrodo de cobre ocorre a semirreação $Cu^{2+} + 2\,e^- \rightarrow Cu\,(s)$

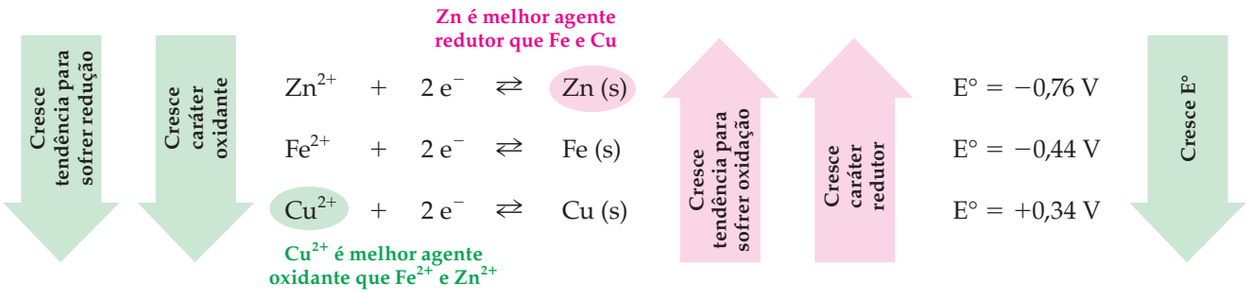
d) o fluxo de elétrons pelo circuito é proveniente do eletrodo de cobre.

e) a reação global que ocorre na pilha é $Cu^{2+} + Mg\,(s) \rightarrow Cu\,(s) + Mg^{2+}$

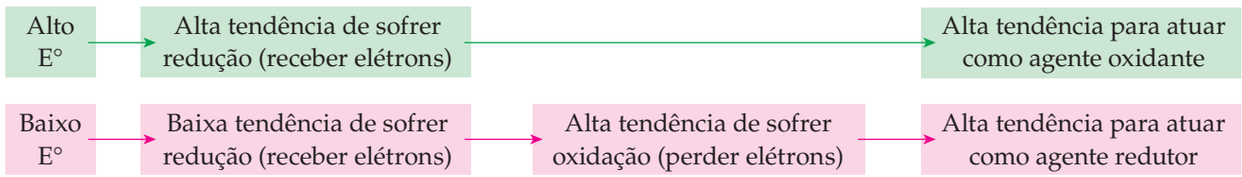
Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

5.2 Comparação da força de oxidantes e redutores

Em um mesmo eletrodo pode haver oxidação ou redução. Depende da situação. O esquema abaixo mostra como, comparando os valores de potenciais de redução, podemos **comparar** a tendência de espécies químicas atuarem como agente oxidante ou agente redutor em processos de oxirredução:



Assim, de modo geral, podemos dizer que:



Os $E°_{red}$ estão relacionados às tendências das espécies para atuarem como agentes oxidantes ou redutores.
As espécies do lado esquerdo das semirreações podem agir como agentes oxidantes; as do lado direito podem funcionar como redutores.
À medida que o $E°_{red}$ torna-se mais positivo, a força oxidante das espécies à esquerda aumenta.
Conforme $E°_{red}$ torna-se mais negativo, a força redutora das espécies à direita aumenta.

A INTERPRETAÇÃO DO POTENCIAL-PADRÃO DE REDUÇÃO (E°)

O potencial-padrão de redução é uma propriedade de um sistema macroscópico, por exemplo, de um metal e seu respectivo íon em solução.

Para um par redox metálico, tem-se:

M^{n+} (aq) + n e^- ⇄ M (s) E°

Os valores de potencial-padrão de redução refletem somente a propriedade redox das espécies envolvidas. Assim, quanto mais positivo o valor de E°, mais forte é o agente oxidante (espécie que se reduz, que recebe elétrons), no caso M^{n+} (aq). Complementarmente, quanto mais negativo for o valor de E°, mais forte será o agente redutor (espécie que se oxida, que doa elétrons), no caso M (s).

NÃO CONFUNDA POTENCIAL-PADRÃO DE REDUÇÃO COM ELETRONEGATIVIDADE

É comum ouvirmos dizer que o íon prata (Ag^+) tem maior potencial-padrão de redução que o íon ferro (Fe^{2+}) porque tem maior "atração" por elétrons.

No entanto, é preciso ressaltar que os valores de potencial-padrão de redução refletem somente as propriedades redox das espécies envolvidas, e não necessariamente sua eletronegatividade. Não se pode afirmar que a fila das tensões eletrolíticas (potenciais-padrão de redução) representa a ordem crescente de eletronegatividade ou que a eletronegatividade se relaciona diretamente com o poder oxidante ou redutor, características indicadas pelo potencial-padrão de redução. Fica evidente, portanto, que há certa confusão entre esses dois conceitos — potencial-padrão de redução e eletronegatividade.

Há quem se apegue às comparações entre os valores dessas grandezas para alguns elementos na tentativa de mostrar uma relação direta entre eletronegatividade e potencial-padrão de redução. Constatam, por exemplo, que o cobre possui eletronegatividade igual a 1,8 e que o zinco possui eletronegatividade igual a 1,6, com potenciais-padrão de redução, respectivamente, iguais a 0,34 V e −0,76 V, e julgam que comprovam a afirmação de que, quanto maior a eletronegatividade, maior o potencial-padrão de redução. No entanto, o lítio tem eletronegatividade igual a 1,0 e potencial-padrão de redução igual a −3,05 V, enquanto o sódio tem eletronegatividade igual a 1,0 e potencial-padrão de redução igual a −2,71 V. Cobre e prata têm eletronegatividades muito próximas (1,8 e 1,6, respectivamente) e potenciais-padrão de redução muito distintos (0,34 V e 0,80 V, respectivamente).

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

Exercícios essenciais



A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

21. (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 nova de ferro, 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:

a) o íon cobre da solução ter reduzido o ferro da enxada;

b) o ferro da enxada ser mais nobre do que o cobre;

c) o íon ferro ter agido como oxidante;

d) o íon cobre da solução ter oxidado o ferro da enxada;

e) o íon cobre ter agido como redutor.

Exercício Resolvido

22. (UFRRJ) O contato com certos metais (como o cobre e o estanho) pode acelerar a corrosão do ferro e torná-la mais intensa, enquanto o contato com metais (como o zinco e o magnésio) pode impedir ou retardar a formação de ferrugem. Levando-se em conta os valores dos potenciais (E°) das semirreações abaixo,

Mg^{++} (aq) + 2 e^- → Mg (s)	−2,37 V
Zn^{++} (aq) + 2 e^- → Zn (s)	−0,76 V
Fe^{++} (aq) + 2 e^- → Fe (s)	−0,44 V
Sn^{++} (aq) + 2 e^- → Sn (s)	−0,14 V
Cu^{++} (aq) + 2 e^- → Cu (s)	+0,36 V
$\frac{1}{2}$ O_2 (g) + 2 e^- + H_2O (ℓ) → 2 OH^- (aq)	+0,41 V

a) calcule $\Delta E°$ da pilha formada por ferro e oxigênio em meio aquoso e o $\Delta E°$ da pilha formada por ferro e zinco em meio aquoso;

b) explique o fato de o oxigênio ser o oxidante mais forte da série apresentada.

Resolução

a) Ferro e oxigênio:
$\Delta E° = 0{,}41 - (-0{,}44) = 0{,}85\ V$
Ferro e zinco:
$\Delta E° = -0{,}44 - (-0{,}76) = 0{,}32\ V$

b) Por ter o maior $E°_{red}$, é o que tem maior tendência para receber elétrons, sendo assim o maior causador de oxidação (oxidante).

23. Os halogênios são úteis em processos de oxirredução realizados em laboratório. Com base nos dados abaixo, compare:

a) as substâncias F_2, $C\ell_2$, Br_2 e I_2 quanto ao poder oxidante;

b) os íons F^-, $C\ell^-$, Br^- e I^- quanto ao poder redutor.

$I_2\ (s) + 2\ e^- \rightleftarrows 2\ I^-\ (aq) \quad E° = +0{,}54\ V$
$Br_2\ (\ell) + 2\ e^- \rightleftarrows 2\ Br^-\ (aq) \quad E° = +1{,}07\ V$
$C\ell_2\ (g) + 2\ e^- \rightleftarrows 2\ C\ell^-\ (aq) \quad E° = +1{,}36\ V$
$F_2\ (g) + 2\ e^- \rightleftarrows 2\ F^-\ (aq) \quad E° = +2{,}87\ V$

24. É fato bastante conhecido da Química que soluções de ácidos corroem alguns metais, embora não todos. Dos metais envolvidos nas semirreações equacionadas abaixo, quais são:

a) atacados pelos íons H^+ de uma solução de $HC\ell$ 1,0 mol/L?

b) mais nobres que o hidrogênio, ou seja, resistem ao ataque mencionado no item anterior?

$Mg^{2+}\ (aq) + 2\ e^- \rightleftarrows Mg\ (s) \quad E° = -2{,}38\ V$
$Zn^{2+}\ (aq) + 2\ e^- \rightleftarrows Zn\ (s) \quad E° = -0{,}76\ V$
$Fe^{2+}\ (aq) + 2\ e^- \rightleftarrows Fe\ (s) \quad E° = -0{,}44\ V$
$Pb^{2+}\ (aq) + 2\ e^- \rightleftarrows Pb\ (s) \quad E° = -0{,}13\ V$
$2\ H^+\ (aq) + 2\ e^- \rightleftarrows H_2\ (g) \quad E° = 0{,}00\ V$
$Cu^{2+}\ (aq) + 2\ e^- \rightleftarrows Cu\ (s) \quad E° = +0{,}34\ V$
$Ag^+\ (aq) + e^- \rightleftarrows Ag\ (s) \quad E° = +0{,}80\ V$
$Au^{3+}\ (aq) + 3\ e^- \rightleftarrows Au\ (s) \quad E° = +1{,}42\ V$

25. Consulte os dados da questão anterior e coloque os metais Mg, Zn, Fe, Pb, Cu, Ag e Au em ordem crescente de tendência para sofrer oxidação.

26. Compare sua resposta às duas questões anteriores com a fila de reatividade dos metais, reproduzida abaixo. Que conclusão você tira?

Aumenta a reatividade

Li K Ca Na Mg Aℓ Zn Cr Fe Ni Sn Pb **H** Cu Hg Ag Pt Au

Aumenta a nobreza

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

Exercícios adicionais

Resolva em seu caderno

Seu (sua) professor(a) indicará o melhor momento para realizar os exercícios deste bloco.

27. (UFSC) Dados os potenciais de redução E° (em volts, em solução aquosa 1 M, a 25 °C e 1 atm) das semirreações:

Semirreação	$E°_{red}$
$2\ e^- + Ca^{2+} \rightleftarrows Ca^0$	−2,87 V
$2\ e^- + Ni^{2+} \rightleftarrows Ni^0$	−0,23 V
$2\ e^- + Zn^{2+} \rightleftarrows Zn^0$	−0,76 V

Selecione 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.

28. (UFV-MG) Recentemente foi publicado em uma revista científica de grande circulação mundial que pesquisadores chineses desenvolveram uma cela galvânica baseada na reação entre alumínio metálico (Aℓ) e iodo molecular (I_2), formando o iodeto de alumínio ($A\ell I_3$), conforme reação representada pela equação abaixo:

$$2\ A\ell\ (s) + 3\ I_2\ (s) \rightarrow 2\ A\ell I_3\ (s)$$

A seguir são dados os potenciais de redução do iodo (I_2) e do alumínio (Aℓ), em volts, e são feitas cinco afirmativas sobre a cela galvânica:

$A\ell^{3+}\ (aq) + 3\ e^- \rightarrow A\ell\ (s) \quad E° = -1{,}66\ V$
$I_2\ (s) + 2\ e^- \rightarrow 2\ I^-\ (aq) \quad E° = +0{,}53\ V$

I. O I_2 é mais oxidante que o Aℓ.
II. O Aℓ tem maior capacidade de perder elétrons que o I_2.
III. Na reação, os elétrons são transferidos do alumínio para o iodo.
IV. O eletrodo de Aℓ é o cátodo.
V. A diferença de potencial-padrão desta pilha é de +1,13 volts.

Determine a alternativa que contém somente afirmativas VERDADEIRAS:

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

29. (UFJF-MG) Uma das etapas importantes da purificação da água envolve a oxidação de organismos vivos presentes na mesma. Algumas substâncias químicas poderiam ser utilizadas para este fim.
Examine, com atenção, o quadro abaixo:

	E_{red} (V)
$C\ell_2\,(g) + 2\,e^- \rightarrow 2\,C\ell^-\,(aq)$	1,36
$H_2O_2\,(aq) + 2\,H^+\,(aq) + 2\,e^- \rightarrow 2\,H_2O\,(\ell)$	1,77
$HC\ell O\,(aq) + H^+\,(aq) + e^- \rightarrow \frac{1}{2}\,C\ell_2\,(g) + 2\,H_2O\,(\ell)$	1,63
$O_3\,(g) + 2\,H^+\,(aq) + 2\,e^- \rightarrow O_2\,(g) + H_2O\,(\ell)$	2,07
$C\ell O_3^-\,(aq) + 3\,H^+\,(aq) + 2\,e^- \rightarrow HC\ell O_2\,(aq) + H_2O\,(\ell)$	1,21

Com base nos potenciais de redução das substâncias do quadro, A MAIS EFICIENTE substância para o processo de purificação seria:

a) cloro.
b) peróxido de hidrogênio.
c) clorato.
d) ácido hipocloroso.
e) ozônio.

5.3 Espontaneidade de reações de oxirredução

Em uma reação de oxirredução que ocorra espontaneamente, os elétrons são transferidos de uma espécie química com menor potencial de redução para outra com maior potencial de redução. Portanto, se calcularmos a diferença de potencial para esse processo, chegaremos a um valor positivo.

Reação de oxirredução **espontânea**:

$$E^\circ_{\text{espécie que recebe } e^-} - E^\circ_{\text{espécie que perde } e^-} > 0$$

O resultado positivo dessa subtração expressa simplesmente a tendência de elétrons serem transferidos da espécie de menor para a de maior potencial de redução.

Se, por outro lado, a subtração resultasse em um valor menor que zero, isso significaria que elétrons estariam sendo transferidos de uma espécie com maior potencial de redução para outra com menor potencial de redução. E isso não está de acordo com a tendência natural de transferência de elétrons.

Reação de oxirredução **não espontânea**:

$$E^\circ_{\text{espécie que recebe } e^-} - E^\circ_{\text{espécie que perde } e^-} < 0$$

Prever se uma reação de oxirredução pode ocorrer espontaneamente permite que os químicos antecipem reações indesejáveis (por exemplo, a corrosão dos metais) e tomem providências para evitar que ocorram.

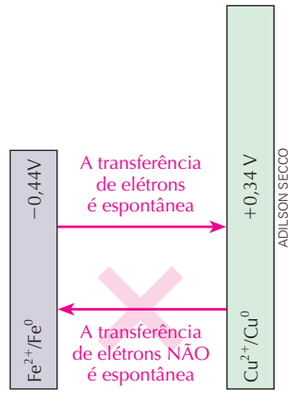
Por exemplo, por meio do potencial da semicela Cu^{2+}/Cu^0, que é +0,34 V, e da semicela Fe^{2+}/Fe^0, que é −0,44 V, podemos prever que a corrosão do ferro por íons cobre (II) é espontânea, mas a corrosão do cobre por íons ferro (II) não é. Veja os cálculos:

$Fe\,(s) + Cu^{2+}\,(aq) \rightarrow Cu\,(s) + Fe^{2+}\,(aq)$ **Reação espontânea**

$E^\circ(Cu^{2+}/Cu^0) - E^\circ(Fe^{2+}/Fe^0) = +0{,}34\,V - (-0{,}44\,V) = +0{,}78\,V$

$Cu\,(s) + Fe^{2+}\,(aq) \rightarrow Fe\,(s) + Cu^{2+}\,(aq)$ **Reação não espontânea**

$E^\circ(Fe^{2+}/Fe^0) - E^\circ(Cu^{2+}/Cu^0) = -0{,}44\,V - (+0{,}34\,V) = -0{,}78\,V$



ADILSON SECCO

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

Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

30. (UFPel-RS)

Na Aℓ Mn Zn Cr Fe Ni Sn Pb H Cu Hg Ag Au

$\longleftarrow$

aumenta a tendência à oxidação

Analisando a série eletromotriz, que fornece a reatividade dos metais, determine a reação que irá ocorrer espontaneamente.

a) $2\ A\ell\ (s) + 3\ CuSO_4\ (aq) \rightarrow$ produtos

b) $3\ Ag\ (s) + FeC\ell_3\ (aq) \rightarrow$ produtos

c) $Cu\ (s) + NaC\ell\ (aq) \rightarrow$ produtos

d) $Ag\ (s) + CuSO_4\ (aq) \rightarrow$ produtos

e) $Pb\ (s) + ZnSO_4\ (aq) \rightarrow$ produtos

31. (PUC-RS) Responder a esta questão com base nos seguintes potenciais de redução:

$Mg^{2+}\ (aq) + 2\ e^- \rightarrow Mg\ (s) \quad E° = -2{,}37\ V$

$Ni^{2+}\ (aq) + 2\ e^- \rightarrow Ni\ (s) \quad E° = -0{,}25\ V$

$Fe^{3+}\ (aq) + e^- \rightarrow Fe^{2+}\ (aq) \quad E° = 0{,}77\ V$

$Cu^{2+}\ (aq) + 2\ e^- \rightarrow Cu\ (s) \quad E° = 0{,}34\ V$

A equação que corresponde à única reação espontânea é

a) $Mg^{2+}\ (aq) + Ni\ (s) \rightarrow Mg\ (s) + Ni^{2+}\ (aq)$

b) $Cu^{2+}\ (aq) + Mg\ (s) \rightarrow Cu\ (s) + Mg^{2+}\ (aq)$

c) $Ni^{2+}\ (aq) + 2\ Fe^{2+}\ (aq) \rightarrow Ni\ (s) + 2\ Fe^{3+}\ (aq)$

d) $Cu^{2+}\ (aq) + 2\ Fe^{2+}\ (aq) \rightarrow Cu\ (s) + 2\ Fe^{3+}\ (aq)$

e) $Ni^{2+}\ (aq) + Cu\ (s) \rightarrow Ni\ (s) + Cu^{2+}\ (aq)$

32. (Fuvest-SP) I e II são equações de reações que ocorrem em água, espontaneamente, no sentido indicado, em condições-padrão.

I. $Fe + Pb^{2+} \rightarrow Fe^{2+} + Pb$

II. $Zn + Fe^{2+} \rightarrow Zn^{2+} + Fe$

Analisando tais reações, isoladamente ou em conjunto, pode-se afirmar que, em condições-padrão:

a) elétrons são transferidos do Pb^{2+} para Fe

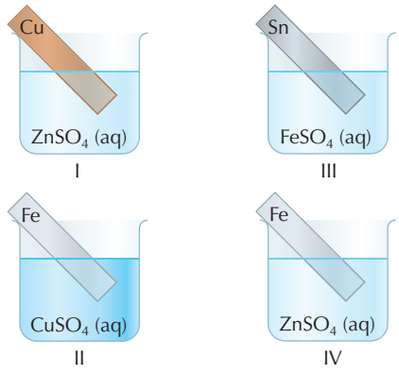
b) reação espontânea deve ocorrer entre Pb e Zn^{2+}

c) Zn^{2+} deve ser melhor oxidante do que Fe^{2+}

d) Zn deve reduzir espontaneamente Pb^{2+} a Pb

e) Zn^{2+} deve ser melhor oxidante do que Pb^{2+}

33. (UFRJ) Os quatro frascos apresentados a seguir contêm soluções salinas de **mesma concentração molar**, a 25 °C. Em cada frasco, encontra-se uma placa metálica mergulhada na solução.
Determine o frasco em que ocorre reação química espontânea e represente a respectiva equação.



ADILSON SECCO

	E° redução (V)
$Zn^{2+} + 2\ e^- \rightarrow Zn$	−0,76
$Fe^{2+} + 2\ e^- \rightarrow Fe$	−0,44
$Sn^{2+} + 2\ e^- \rightarrow Sn$	−0,14
$Cu^{2+} + 2\ e^- \rightarrow Cu$	+0,34

Exercícios adicionais

Resolva em seu caderno

Seu (sua) professor(a) indicará o melhor momento para realizar os exercícios deste bloco.

34. (UEPB) Ao mergulhar um fio de cobre numa solução aquosa de nitrato de prata, forma-se um depósito de prata metálica sobre o fio, de acordo com a equação química abaixo:

$$Cu + 2\ AgNO_3 \rightarrow 2\ Ag + Cu(NO_3)_2$$

Isso revela que o cobre é mais reativo que a prata. Seguindo o *princípio da reatividade* dos metais, determine a alternativa que corresponde às equações químicas que **NÃO** podem ocorrer.

I. $Zn + NiSO_4 \rightarrow$ produtos

II. $Zn + CuSO_4 \rightarrow$ produtos

III. $Ni + ZnSO_4 \rightarrow$ produtos

IV. $Cu + ZnSO_4 \rightarrow$ produtos

a) II e III. **c)** III e IV. **e)** II e IV.

b) I e II. **d)** I e IV.

35. (UFC-CE) Considere as seguintes reações de oxirredução, as quais representam processos espontâneos:

$Na\ (s) + Ag^+\ (aq) \rightarrow Na^+\ (aq) + Ag\ (s)$

$Li\ (s) + Na^+\ (aq) \rightarrow Li^+\ (aq) + Na\ (s)$

$Li\ (s) + Ag^+\ (aq) \rightarrow Li^+\ (aq) + Ag\ (s)$

Determine a alternativa que contém as relações corretas de ordem de grandeza dos potenciais de redução (E°) para os processos acima relacionados.

a) $E°(Na^+/Na) > E°(Ag^+/Ag) > E°(Li^+/Li)$

b) $E°(Ag^+/Ag) > E°(Na^+/Na) > E°(Li^+/Li)$

c) $E°(Li^+/Li) > E°(Na^+/Na) > E°(Ag^+/Ag)$

d) $E°(Li^+/Li) > E°(Ag^+/Ag) > E°(Na^+/Na)$

e) $E°(Ag^+/Ag) > E°(Li^+/Li) > E°(Na^+/Na)$

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

36. (UFRRJ) Observe o quadro abaixo.

Recipientes metálicos	Potenciais de redução (volts)
Ferro	$Fe^{++}/Fe = -0{,}44$
Chumbo	$Pb^{++}/Pb = -0{,}13$
Zinco	$Zn^{++}/Zn = -0{,}76$
Manganês	$Mn^{++}/Mn = -1{,}18$

Para estocar uma solução contendo cloreto de níquel, um técnico realizou experiências até encontrar um recipiente apropriado.

a) Os recipientes utilizados nos testes foram de ferro, chumbo, zinco e manganês. Que testes o técnico realizou? Justifique sua resposta.

b) Sabendo o potencial de redução do níquel [E° red $(Ni^{++}/Ni) = -0{,}25$ volts], a que conclusões o técnico chegou quanto aos recipientes? Justifique sua resposta.

37. (UFJF-MG) Os potenciais-padrão de redução dos íons Zn^{2+} (aq) e Cu^{2+} (aq) para seus estados metálicos são respectivamente −0,76 V e +0,34 V. Sobre este sistema de oxirredução, determine a afirmativa **INCORRETA**.

a) A reação Zn^{2+} (aq) + Cu^0 (s) → Zn^0 (s) + Cu^{2+} (aq) tem diferença de potencial igual a −1,10 V.

b) A reação Zn^0 (s) + Cu^{2+} (aq) → Zn^{2+} (aq) + Cu^0 (s) corresponde à reação de uma pilha.

c) A reação Zn^{2+} (aq) + Cu^0 (s) → Zn^0 (s) + Cu^{2+} (aq) é espontânea.

d) Na reação Zn^0 (s) + Cu^{2+} (aq) → Zn^{2+} (aq) + Cu^0 (s), o Cu^{+2} (aq) é um agente oxidante.

e) É preciso fornecer energia para que a reação Zn^{2+} (aq) + Cu^0 (s) → Zn^0 (s) + Cu^{2+} (aq) aconteça.

38. (UFSCar-SP) Deseja-se armazenar uma solução de $NiC\ell_2$, cuja concentração é de 1 mol/L a 25 °C, e para isso dispõe-se de recipientes de:

I. cobre.
II. lata comum (revestimento de estanho).
III. ferro galvanizado (revestimento de zinco).
IV. ferro.

Dados os potenciais-padrão de redução:

Zn^{2+} (aq) + 2 e^- ⇄ Zn (s) −0,76 V
Fe^{2+} (aq) + 2 e^- ⇄ Fe (s) −0,44 V
Ni^{2+} (aq) + 2 e^- ⇄ Ni (s) −0,25 V
Sn^{2+} (aq) + 2 e^- ⇄ Sn (s) −0,14 V
Cu^{2+} (aq) + 2 e^- ⇄ Cu (s) +0,34 V

a solução de $NiC\ell_2$ poderá ser armazenada, sem que haja a redução dos íons Ni^{2+} da solução, nos recipientes

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

5.4 O fenômeno da corrosão

A **corrosão metálica** é a oxidação não desejada de um metal. Ela diminui a vida útil de produtos de aço, tais como pontes e automóveis, e a substituição do metal corroído acarreta, todos os anos, grande gasto de dinheiro em todo o mundo.

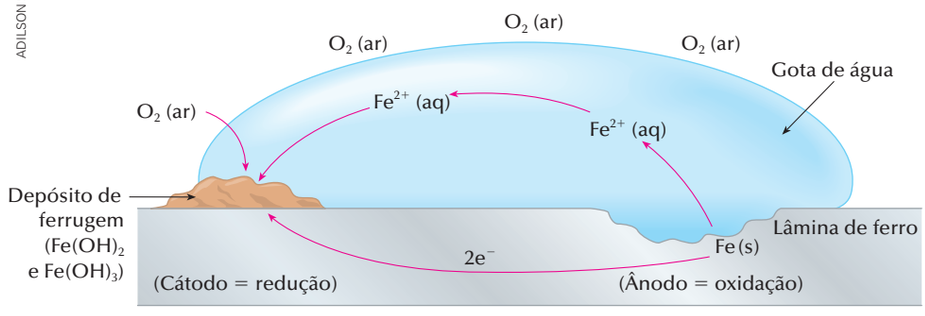
A corrosão é um processo eletroquímico, e a série eletroquímica nos dá uma indicação de por que a corrosão ocorre e como ela pode ser prevenida. O principal responsável pela corrosão é a água com oxigênio dissolvido ou o ar úmido.

O fenômeno da corrosão do ferro

O ferro, na presença da água isenta de ar (ausência de gás oxigênio) ou na presença de ar seco (ausência de umidade), praticamente não enferruja (ausência de corrosão). Contudo, o que ocorre normalmente é o ferro ficar exposto à água contendo oxigênio dissolvido, e é aí que está o problema.

ADILSON SECCO

O mecanismo de corrosão



◀ Uma gota de água na superfície do ferro pode originar o meio aquoso eletrolítico para a corrosão em uma pequena cela eletroquímica. A oxidação do ferro acontece em um ponto fora de contato com o oxigênio do ar, e a superfície do metal age como um ânodo de uma célula galvânica minúscula. (Representação esquemática em corte lateral e em cores fantasiosas.)

Fonte: SILBERBERG, M. S. *Chemistry: The Molecular Nature of Matter and Change*. 5. ed. Nova York: McGraw-Hill, 2009. p. 957.

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

As equações a seguir representam o que acontece na corrosão do ferro (ou do aço, uma liga de ferro com um pouco de carbono) na presença de água que contenha oxigênio dissolvido ou na presença de ar úmido.

Oxidação do ferro:

$$Fe\,(s) \rightarrow Fe^{2+}\,(aq) + 2\,e^-$$

Redução do O_2:

$$\frac{1}{2}\,O_2\,(g) + H_2O\,(\ell) + 2\,e^- \rightarrow 2\,OH^-\,(aq)$$

Equação global da formação de $Fe(OH)_2$:

$$Fe\,(s) + \frac{1}{2}\,O_2\,(g) + H_2O\,(\ell) \rightarrow Fe(OH)_2\,(s)$$

Oxidação a $Fe(OH)_3$:

$$2\,Fe(OH)_2\,(s) + \frac{1}{2}\,O_2\,(g) + H_2O\,(\ell) \rightarrow 2\,Fe(OH)_3\,(s)$$

A **ferrugem**, que pode ser encarada como uma mistura de $Fe(OH)_2$ e $Fe(OH)_3$, ao ser formada na superfície do ferro ou do aço, solta-se em flocos, deixando o ferro novamente exposto e sujeito à oxidação.

A corrosão do ferro é eletroquímica por natureza. Não apenas o processo de corrosão envolve a oxidação e a redução, mas o metal por si só conduz eletricidade.

Portanto, os elétrons podem mover-se por ele de uma região onde ocorre oxidação para outra onde há redução, como em células voltaicas.

Assim, uma parte do Fe pode atuar como ânodo, no qual ocorre a oxidação de Fe a Fe^{2+}. Os elétrons produzidos migram pelo metal para a outra parte da superfície, que atua como cátodo, no qual o O_2 é reduzido.

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

5.5 A proteção de uma superfície metálica

Um procedimento possível para proteger o ferro da corrosão em ambientes nos quais esteja exposto à água e ao gás oxigênio é a *galvanização*. Galvanizar o ferro ou o aço consiste em revesti-lo com zinco metálico (como se fosse uma fina película de tinta) para evitar sua corrosão. O zinco foi escolhido por ser um redutor mais forte que o ferro. Vejamos:

$$Zn^{2+}\,(aq) + 2\,e^- \rightleftarrows Zn\,(s) \qquad E° = -0{,}76\ V$$

$$Fe^{2+}\,(aq) + 2\,e^- \rightleftarrows Fe\,(s) \qquad E° = -0{,}44\ V$$

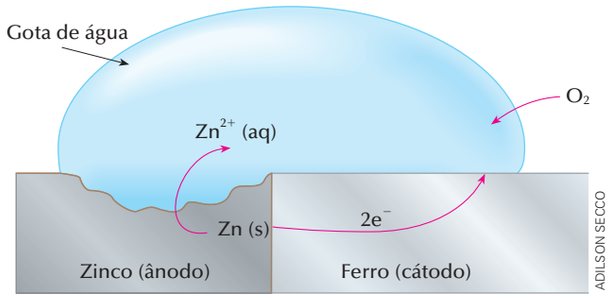
O zinco reveste a superfície do ferro como se fosse uma camada de tinta, impedindo seu contato com o ar úmido ou com a água que contém oxigênio. Esse zinco também atua, com relação ao ferro, como se fosse o ânodo de uma pilha.

Se o ferro galvanizado fosse "riscado" e exposto ao ar e à umidade, ele estaria sujeito a ser oxidado a Fe^{2+}. Este seria imediatamente reduzido a Fe pelo zinco, impedindo o aparecimento da ferrugem.

$$Zn\,(s) + \overset{\overset{2\,e^-}{\downarrow}}{Fe^{2+}}\,(aq) \rightarrow Fe\,(s) + Zn^{2+}\,(aq)$$

Porém, como o zinco tem mais facilidade para se oxidar que o ferro (pois tem menor potencial de redução), ele tende a se oxidar preferencialmente, mesmo que o ferro esteja exposto. Em outras palavras, se a película protetora de zinco for danificada e o ferro estiver exposto, o zinco atuará como **metal de sacrifício**, ou seja, um metal propositalmente colocado em contato com o ferro para que seja oxidado em lugar dele, preservando-o.

Proteção catódica do ferro em contato com o zinco



$Zn\,(s) \rightarrow Zn^{2+}\,(aq) + 2\,e^-$ $\quad H_2O\,(\ell) + \frac{1}{2}\,O_2\,(g) + 2\,e^- \rightarrow 2\,OH^-\,(aq)$

▲ Representação esquemática de proteção catódica do ferro por um ânodo de sacrifício de zinco (em corte lateral e com cores fantasiosas).

Fonte: BROWN, T. L. et al. *Chemistry: The Central Science*. 9. ed. Upper Saddle River: Prentice - Hall, 2003. p. 811.



MARCOS PERON/KINO



ALAIN DENANTES/OTHER IMAGES/GAMMA/

Ⓐ A ferrugem se forma, de modo espontâneo, na reação entre ferro, oxigênio e água. Ⓑ Cascos metálicos de embarcações são protegidos da corrosão mediante a colocação de placas de zinco, que se oxida mais facilmente que o ferro. A técnica é denominada "proteção catódica", pois o ferro é protegido justamente por se tornar o cátodo da cela galvânica formada por zinco e ferro. E o zinco é denominado "metal de sacrifício" ou "ânodo de sacrifício", pois, atuando como o ânodo da cela, oxida-se, preservando, assim, o ferro. Estaleiro em Saint-Nazaire, França, 2004.

USO DE UM AGENTE REDUTOR PARA A LIMPEZA DA PRATA METÁLICA ESCURECIDA

A prata torna-se opaca ou escurece quando entra em contato com materiais contendo derivados do enxofre. Um exemplo se observa quando um pedaço de cebola é enrolado em um utensílio de prata por vários dias. Ao se retirar a cebola, percebe-se que ela deixou uma marca negra sobre o utensílio. Da mesma forma um talher de prata ficará enegrecido caso fique em contato com maionese ou outros alimentos que contenham ovo. Tanto a cebola como os ovos contêm pequenas quantidades de substâncias com o elemento enxofre, que reagem com a prata produzindo uma película escura de Ag_2S sobre a sua superfície.

É comum observar no ovo cozido uma substância esverdeada que se forma ao redor da gema. Ela aparece pelo fato de o sulfeto de hidrogênio (H_2S) presente na clara, ao ser aquecido, se expandir e migrar para as regiões mais frias do ovo, como é o caso da gema. Lá ele reage com o ferro, formando sulfeto ferroso, de coloração verde.

A prata também reage com o H_2S do ar (que é um poluente atmosférico) para formar uma delgada camada de Ag_2S sobre a sua superfície.

A reação envolvida nesse escurecimento pode ser assim equacionada:

$$\underset{\text{talher}}{4\,Ag\,(s)} + \underset{\substack{\text{ovo,}\\ \text{cebola, ar}}}{2\,H_2S\,(g)} + O_2\,(g) \rightarrow \underset{\text{depósito preto}}{2\,Ag_2S\,(s)} + 2\,H_2O\,(\ell)$$

Quando os objetos de prata ou de latão revestido de prata ficam enegrecidos por ação do H_2S, utilizam-se pastas limpadoras comerciais contendo abrasivos suaves, que limpam por atrito, "lixando" suavemente a superfície, eliminando a película escura e expondo a prata situada logo abaixo. É bom lembrar que tais pastas, ao eliminar, por meio do polimento, a película escura, estão eliminando uma certa quantidade de prata oxidada presente na película. Se isso for repetido muitas vezes, a peça sofrerá um desgaste notável. Caso esta seja de latão revestido de prata, o contínuo desgaste dessa película acaba por expor a cor amarela do latão, mostrando que o utensílio em questão nada mais é do que latão revestido de prata. Algumas pastas para limpeza contêm alumínio em pó. O E° do alumínio é bem inferior ao da prata, o que permite a redução do Ag^+ do Ag_2S a prata metálica.



JACEK IWANICKI/KINO

▲ O escurecimento de um objeto de prata se deve à formação de uma película de Ag_2S, na qual a prata está oxidada (Ag^+). A limpeza pode ser feita reduzindo-se Ag^+ a Ag^0.



PHOTODISC/GETTY IMAGES

▲ Objetos de cobre ficam, com o tempo, recobertos por uma camada azul-esverdeada de azinhavre, ou zinabre, $Cu(OH)_2 \cdot CuCO_3$. No caso de peças pequenas, a limpeza pode ser feita pelo mesmo método descrito a seguir.

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

Removendo a cor escura

Envolve-se o material de prata em folha de alumínio e, em seguida, esse "embrulho" é mergulhado em solução diluída de bicarbonato de sódio ($NaHCO_3$) levemente aquecida. O alumínio é um redutor mais forte do que a prata; compare o potencial do alumínio $E°(A\ell^{3+}/A\ell^{0}) = -1{,}68$ V com o da prata $E°(Ag^{+}/Ag^{0}) = +0{,}80$ V. Assim, o alumínio metálico ($A\ell^{0}$) é oxidado a íons $A\ell^{3+}$. Simultaneamente íons Ag^{+} são reduzidos a prata metálica (Ag^{0}), que é novamente depositada sobre a superfície do metal, sem ter havido sua efetiva corrosão.

A equação que representa a reação de remoção da cor negra é a seguinte:

$$2\,A\ell\,(s) + 3\,Ag_2S\,(s) + 6\,H_2O\,(\ell) \rightarrow 2\,A\ell(OH)_3\,(s) + 6\,Ag\,(s) + 3\,H_2S\,(g)$$

película contendo prata oxidada — deposita novamente no metal



SÉRGIO DOTTA JR./CID

▲ Uma fina película escura de sulfeto de prata (Ag_2S) encontra-se depositada sobre a superfície do garfo. Isto ocorre devido à reação gradual da prata com o sulfeto de hidrogênio presente na atmosfera em pequenas quantidades.
A vasilha contém detergente dissolvido em água e uma folha de papel-alumínio cobrindo o fundo.



SÉRGIO DOTTA JR./CID

▲ O garfo agora está parcialmente imerso no detergente e apoiado na folha de alumínio. Nesse caso, forma-se uma célula galvânica na qual o alumínio, menor $E°_{red}$, é o ânodo, e o objeto de prata é o cátodo. À medida que a reação ocorre, uma pequena quantidade de alumínio presente na folha é oxidada, dissolvendo-se na solução.



SÉRGIO DOTTA JR./CID

▲ Após certo tempo o garfo é retirado, lavado com água corrente e enxugado com uma toalha macia. A região do talher que ficou imersa no líquido teve a película escura, formada por íons Ag^{+}, reduzida a prata metálica e depositada novamente sobre o objeto, restaurando seu brilho característico.

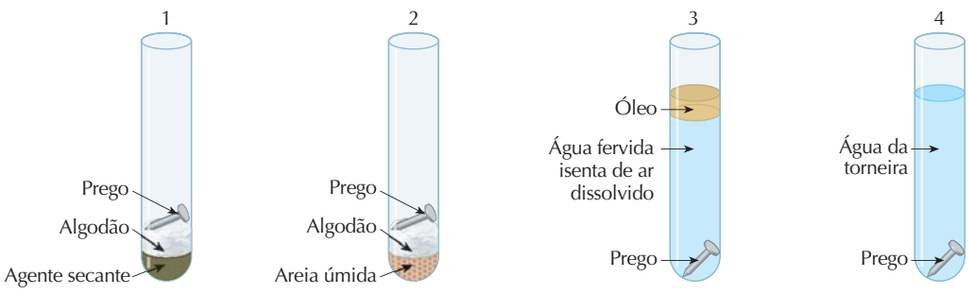
Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

39. (Ceeteps-SP) Para investigar os agentes de corrosão do ferro e surgimento de ferrugem, pregos limpos e polidos foram sujeitos a diferentes condições, como ilustrado a seguir:



ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

Após um período de mais ou menos 8 dias, observou-se surgimento de ferrugem apenas

a) nos tubos 1 e 3.
b) nos tubos 2 e 3.
c) nos tubos 2 e 4.
d) no tubo 1.
e) no tubo 3.

40. (Fuvest-SP) A cúpula central da Basílica de Aparecida do Norte receberá novas chapas de cobre que serão envelhecidas artificialmente, pois, expostas ao ar, só adquiririam a cor verde das chapas atuais após 25 anos. Um dos compostos que conferem cor verde às chapas de cobre, no envelhecimento natural, é a malaquita, $CuCO_3 \cdot Cu(OH)_2$. Dentre os constituintes do ar atmosférico, são necessários e suficientes para a formação da malaquita:

a) nitrogênio e oxigênio.

b) nitrogênio, dióxido de carbono e água.

c) dióxido de carbono e oxigênio.

d) dióxido de carbono, oxigênio e água.

e) nitrogênio, oxigênio e água.

41. (Uenf-RJ) Para evitar a corrosão das plataformas marítimas situadas na Bacia de Campos, emprega-se a proteção catódica, método que requer a utilização de um metal de sacrifício em contato com o metal da plataforma que se deseja proteger. Esse conjunto forma um sistema eletroquímico denominado pilha. Observe o quadro abaixo:

Semirreações	Potenciais-padrão de redução (1 mol/L, 25 °C)
Zn^{2+} (aq) + 2 e^- ⇄ Zn (s)	−0,76 V
Mg^{2+} (aq) + 2 e^- ⇄ Mg (s)	−2,37 V
Fe^{2+} (aq) + 2 e^- ⇄ Fe (s)	−0,44 V
Cu^{2+} (aq) + 2 e^- ⇄ Cu (s)	+0,34 V

a) Cite dois metais que seriam mais eficientes na proteção do ferro da estrutura da plataforma e justifique sua resposta.

b) Calcule a diferença de potenciais-padrão de uma pilha constituída por cobre e ferro.

42. (Ulbra-RS) Um corpo metálico, quando exposto ao ar e à umidade, pode sofrer um processo de corrosão (oxidação), deixando-o impróprio para a função a que se destinava. Uma das formas de se minimizar esse processo é a "proteção catódica": prende-se um "metal de sacrifício" no corpo que se deseja proteger da oxidação.

Qual das substâncias da tabela abaixo seria usada na proteção catódica de uma tubulação de ferro metálico?

Semirreações	Potencial-padrão
F_2 + 2 e^- ⇄ 2 F^-	+2,87 V
Ag^+ + e^- ⇄ Ag	+0,80 V
Ni^{2+} + 2 e^- ⇄ Ni	−0,25 V
Br_2 + 2 e^- ⇄ 2 Br^-	+1,08 V
Mg^{2+} + 2 e^- ⇄ Mg	−2,37 V

a) Ag

b) Ni^{2+}

c) F_2

d) Cu

e) Mg

Exercícios adicionais

Resolva em seu caderno

Seu (sua) professor(a) indicará o melhor momento para realizar os exercícios deste bloco.

43. (Enem-MEC) Ferramentas de aço podem sofrer corrosão e enferrujar. As etapas químicas que correspondem a esses processos podem ser representadas pelas equações:

$$Fe + H_2O + \frac{1}{2} O_2 \rightarrow Fe(OH)_2$$

$$Fe(OH)_2 + \frac{1}{2} H_2O + \frac{1}{4} O_2 \rightarrow Fe(OH)_3$$

$$Fe(OH)_3 + n\ H_2O \rightarrow Fe(OH)_3 \cdot n\ H_2O \text{ (ferrugem)}$$

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

a) lubrificação, evitando o contato entre as ferramentas.

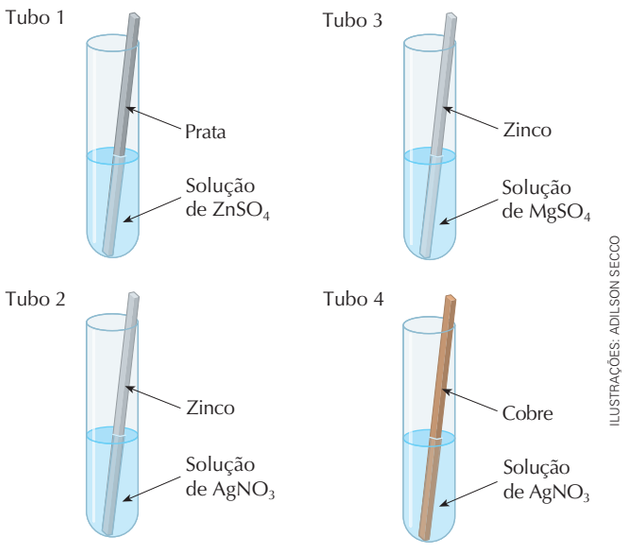
b) impermeabilização, diminuindo seu contato com o ar úmido.

c) isolamento térmico, protegendo-as do calor ambiente.

d) galvanização, criando superfícies metálicas imunes.

e) polimento, evitando ranhuras nas superfícies.

44. (Fatec-SP) A ilustração refere-se a um experimento em que lâminas metálicas são imersas em soluções de solutos iônicos.



ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

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

Analisando-se os valores dos E° de redução:

$E^\circ_{Cu^{2+}/Cu} = +0{,}34\ V$ $E^\circ_{Ag^+/Ag} = +0{,}80\ V$

$E^\circ_{Zn^{2+}/Zn} = -0{,}76\ V$ $E^\circ_{Mg^{2+}/Mg} = -2{,}37\ V$

pode-se concluir que não serão observados sinais de transformação química:

a) no tubo 1.
b) nos tubos 2 e 3.
c) no tubo 2.
d) nos tubos 1 e 3.
e) no tubo 4.

45. (UFRGS-RS) O ferro galvanizado apresenta-se 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.

$$Fe(OH)_2 + Zn \rightarrow Zn(OH)_2 + Fe$$

Sobre essa reação, pode-se afirmar que:

a) o ferro sofre oxidação, pois perderá elétrons.
b) o zinco sofre oxidação, pois perderá elétrons.
c) o ferro sofre redução, pois perderá elétrons.
d) o zinco sofre redução, pois ganhará elétrons.
e) o ferro sofre oxidação, pois ganhará elétrons.

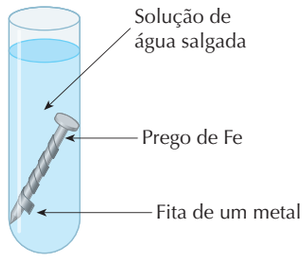
46. (PUC-MG) Considere os metais com seus respectivos potenciais-padrão de redução:

$Mg^{2+} + 2\ e^- \rightarrow Mg \quad (E^\circ = -2{,}37\ V)$
$A\ell^{3+} + 3\ e^- \rightarrow A\ell \quad (E^\circ = -1{,}66\ V)$
$Zn^{2+} + 2\ e^- \rightarrow Zn \quad (E^\circ = -0{,}76\ V)$
$Pb^{2+} + 2\ e^- \rightarrow Pb \quad (E^\circ = -0{,}13\ V)$
$Cu^{2+} + 2\ e^- \rightarrow Cu \quad (E^\circ = +0{,}34\ V)$
$Ag^+ + e^- \rightarrow Ag \quad (E^\circ = +0{,}80\ V)$

Para proteção de certas peças metálicas, podem-se colocar pedaços do outro metal usado como metal de sacrifício. Se a peça em questão for de alumínio, o metal de sacrifício pode ser:

a) Ag **b)** Zn **c)** Pb **d)** Cu **e)** Mg

47. (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 numa solução de água salgada.
Observou-se, após algum tempo, que o prego de ferro foi bastante corroído.



ADILSON SECCO

Dados os potenciais-padrão de redução

$Cu^{2+}(aq) + 2\ e^- \rightarrow Cu\ (s) \quad E^\circ = +0{,}34\ V$
$Pb^{2+}(aq) + 2\ e^- \rightarrow Pb\ (s) \quad E^\circ = -0{,}13\ V$
$Fe^{2+}(aq) + 2\ e^- \rightarrow Fe\ (s) \quad E^\circ = -0{,}44\ V$
$Zn^{2+}(aq) + 2\ e^- \rightarrow Zn\ (s) \quad E^\circ = -0{,}76\ V$
$A\ell^{3+}(aq) + 3\ e^- \rightarrow A\ell\ (s) \quad E^\circ = -1{,}66\ V$

Conclui-se que o metal da fita deve ser:

a) Cu ou Pb
b) Aℓ ou Pb
c) Aℓ ou Cu
d) Zn ou Aℓ
e) Zn ou Pb

48. (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^+, $A\ell^{3+}$ 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) $3\ Ag^+ + A\ell^0 \rightarrow 3\ Ag^0 + A\ell^{3+}$
b) $A\ell^{3+} + 3\ Ag^0 \rightarrow A\ell^0 + 3\ Ag^+$
c) $Ag^0 + Na^+ \rightarrow Ag^+ + Na^0$
d) $A\ell^0 + 3\ Na^+ \rightarrow A\ell^{3+} + 3\ Na^0$
e) $3\ Na^0 + A\ell^{3+} \rightarrow 3\ Na^+ + A\ell^0$

49. (ITA-SP) Considere duas placas X e Y de mesma área e espessura. A placa X é constituída de ferro com uma das faces recoberta de zinco. A placa Y é constituída de ferro com uma das faces recoberta de cobre. As duas placas são mergulhadas em béqueres, ambos contendo água destilada aerada. Depois de um certo período, observa-se que as placas passaram por um processo de corrosão, mas não se verifica a corrosão total de nenhuma das faces dos metais. Considere que sejam feitas as seguintes afirmações a respeito dos íons formados em cada um dos béqueres:

I. Serão formados íons Zn^{2+} no béquer contendo a placa X.
II. Serão formados íons Fe^{2+} no béquer contendo a placa X.
III. Serão formados íons Fe^{2+} no béquer contendo a placa Y.
IV. Serão formados íons Fe^{3+} no béquer contendo a placa Y.
V. Serão formados íons Cu^{2+} no béquer contendo a placa Y.

Então, das afirmações acima, estão **CORRETAS**

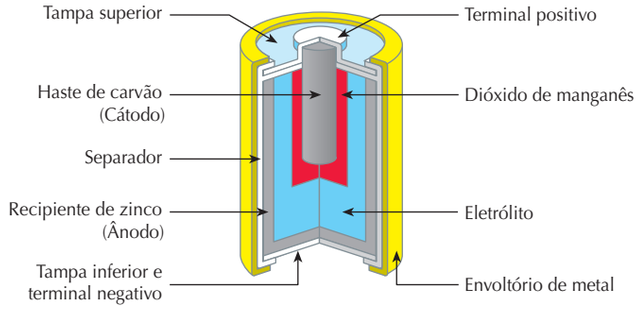
a) apenas I, II e IV.
b) apenas I, III e IV.
c) apenas II, III e IV.
d) apenas II, III e V.
e) apenas IV e V.

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

6 Pilhas e baterias comerciais

6.1 Pilha seca comum (pilha de Leclanché)

Inventada pelo francês George Leclanché por volta de 1865, esse é o tipo de pilha comumente usado em lanternas, rádios, gravadores etc. Ficou conhecida como pilha "seca" porque o meio eletrolítico nela presente não é simplesmente uma solução, mas uma pasta úmida contendo íons dissolvidos.



ADILSON SECCO

▲ Representação esquemática de uma pilha seca (em corte e com cores fantasiosas).

Fonte: CHANG, R. *Chemistry*. 8. ed. Nova York: McGraw-Hill, 2005. p. 817.

• ATENÇÃO

Você NÃO DEVE ABRIR pilhas e baterias, pois muitas delas contêm METAIS PESADOS TÓXICOS. Pilhas e baterias não devem ser jogadas no lixo comum, pois com o tempo sofrem vazamento e contaminam o solo e a água.

Elas devem ser encaminhadas ao fabricante para que sejam recicladas. Informe-se em seu município sobre **locais de recolhimento de pilhas e baterias usadas** e leve a sério a necessidade do correto descarte desses produtos.

Essa pasta úmida contém cloreto de amônio ($NH_4C\ell$), cloreto de zinco ($ZnC\ell_2$) e água. Ela encontra-se em um envoltório de zinco, que constitui o ânodo da pilha. No centro da pasta existe um bastão de grafite, ao redor do qual há uma mistura de carvão em pó e dióxido de manganês, que funciona como cátodo.

Quando a pilha está funcionando, a semirreação do ânodo é:

$$Zn\ (s) \rightarrow Zn^{2+}\ (aq) + 2\ e^-$$

Os íons Zn^{2+} passam para a pasta eletrolítica e os elétrons são enviados do ânodo (zinco) para a parte metálica do circuito elétrico externa à pilha, de onde migram para o bastão de grafite (cátodo), no qual o dióxido de manganês (MnO_2) é reduzido a Mn_2O_3. A semirreação catódica é:

$$2\ MnO_2\ (s) + H_2O\ (\ell) + 2\ e^- \rightarrow Mn_2O_3\ (s) + 2\ OH^-\ (aq)$$

imediatamente seguida por:

$$NH_4^+\ (aq) + OH^-\ (aq) \rightarrow NH_3\ (g) + H_2O\ (\ell)$$

Após longo período de uso de uma pilha, a amônia gasosa formada ao redor do bastão de grafite age como uma camada isolante, o que acarreta uma drástica redução de voltagem.

A pilha cessará seu funcionamento quando o MnO_2 for totalmente consumido. Contudo, mesmo não estando totalmente descarregadas, as pilhas devem ser removidas dos aparelhos quando estes não forem usados durante períodos prolongados, pois seu eletrólito continua a corroer lentamente o recipiente e pode chegar a perfurá-lo. Se isso acontecer, haverá vazamento da pasta com eletrólito que, além de tóxica, pode danificar o aparelho, corroendo suas partes metálicas.

6.2 Pilha alcalina

A pilha alcalina é um aprimoramento da pilha de Leclanché.

O ânodo também é feito de zinco metálico, que se oxida a íons zinco durante o funcionamento, e o cátodo também envolve a redução do MnO_2. Contudo, a pasta entre os eletrodos contém KOH (como eletrólito) em vez de $NH_4C\ell$. Essa substituição de $NH_4C\ell$ e $ZnC\ell_2$ por KOH é responsável por algumas das vantagens das pilhas alcalinas sobre as pilhas secas comuns.

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

Uma dessas vantagens é que, quando estão em funcionamento, não se forma a camada isolante de amônia ao redor do cátodo de grafite; assim, sua voltagem não cai tão violentamente.

Essas pilhas fornecem corrente a um circuito de maneira mais eficiente e sua vida média é de cinco a oito vezes maior. Elas têm uma vida mais longa porque o zinco não fica muito tempo exposto ao meio ácido, causado pelos íons NH_4^+ (do $NH_4C\ell$) presentes na pilha seca comum. (Veremos no capítulo 8 por que íons NH_4^+ deixam o meio ácido.)

As pilhas alcalinas podem ser armazenadas por mais tempo sem sofrerem uma "autodescarga" tão intensa como sofrem as pilhas secas comuns.

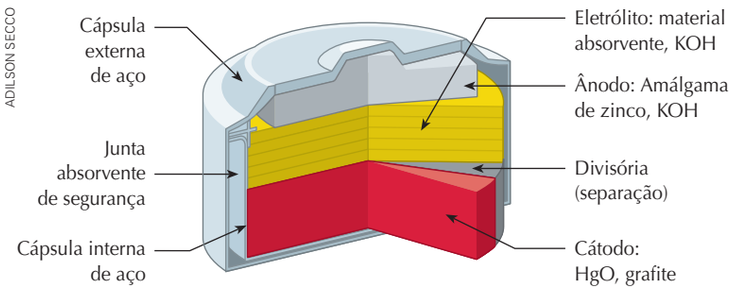
6.3 Pilha de mercúrio

Nesse tipo de pilha, o ânodo é constituído de amálgama de zinco (zinco dissolvido em mercúrio), o cátodo contém óxido de mercúrio (II) e o eletrólito é hidróxido de potássio (KOH).

A equação que representa a reação global dessa pilha é:

$$Zn + HgO \rightarrow ZnO + Hg$$

A grande vantagem da pilha de mercúrio em relação à pilha seca comum e à alcalina é que a voltagem nessas pilhas de mercúrio permanece bem mais constante, enquanto nas outras pilhas secas ela decai com o uso (embora essa queda seja mais acentuada na pilha seca comum). Essa característica a torna adequada para dispositivos sensíveis, tais como aparelhos auditivos, instrumentos científicos e relógios.



ADILSON SECCO

▲ Representação esquemática de uma pilha de mercúrio (em corte e com cores fantasiosas).

Fonte: MOORE, J. W. et al. *Chemistry: The Molecular Science*. 2. ed. Belmont: Brooks/Cole, 2005. p. 942.

• ATENÇÃO

O mercúrio é um metal **extremamente tóxico**, ambientalmente muito prejudicial e de efeito cumulativo no organismo.

Evite usar pilhas de mercúrio. Caso as tenha em casa, encaminhe-as após o uso para postos adequados de coleta.

6.4 Bateria de automóvel ou acumulador de Planté

A bateria de 12 V usada nos automóveis, também chamada acumulador de Planté, consiste na associação de seis pilhas ligadas em série, cada uma fornecendo aproximadamente 2 V. Sua invenção é atribuída ao francês Raymond Gaston Planté, em 1859.

O ânodo dessa bateria (polo negativo) é constituído por um grupo de placas de chumbo, Pb, e o cátodo, por uma série de placas de óxido de chumbo (IV), PbO_2.

Semirreação do ânodo:

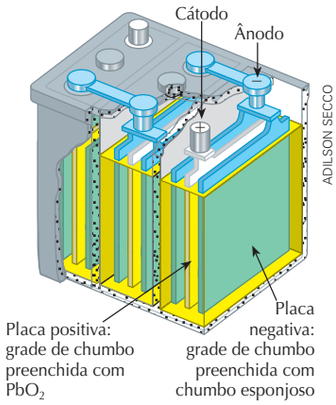
$$Pb\ (s) + SO_4^{2-}\ (aq) \rightarrow PbSO_4\ (s) + 2\ e^-$$

Semirreação do cátodo:

$$PbO_2\ (s) + 4\ H^+\ (aq) + SO_4^{2-}\ (aq) + 2\ e^- \rightarrow PbSO_4\ (s) + 2\ H_2O\ (\ell)$$

Somando as duas, obtemos a equação da reação global:

$$Pb\ (s) + PbO_2\ (s) + 4\ H^+\ (aq) + 2\ SO_4^{2-}\ (aq) \rightarrow 2\ PbSO_4\ (s) + 2\ H_2O\ (\ell)$$



ADILSON SECCO

▲ Representação esquemática de um acumulador de Planté (em corte e com cores fantasiosas).

Fonte: KOTZ, J. C. et al. *Chemistry & Chemical Reactivity*. 6. ed. Belmont: Brooks/Cole, 2006. p. 960.

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

Depósitos de $PbSO_4$ sólido acumulam-se lentamente nas placas. À medida que a produção de corrente prossegue, a bateria vai se descarregando e a solução de ácido sulfúrico (o eletrólito) fica mais diluída. Observando a equação global, constata-se que, para cada 1 mol de Pb que reage, 2 mol de H_2SO_4 são gastos e 2 mol de água são formados.

Em um automóvel, a energia necessária para recarregar a bateria é fornecida por um gerador, operado pelo motor. A recarga é possível porque $PbSO_4$ formado durante a descarga adere aos eletrodos. À medida que a fonte externa força os elétrons de um eletrodo para outro, o $PbSO_4$ é convertido em Pb em um eletrodo e em PbO_2 no outro.

Uma bateria de ácido/chumbo pode ser recarregada passando-se por ela uma corrente contínua em direção oposta, o que força a reação a acontecer no sentido inverso:

$$Pb\,(s) + PbO_2\,(s) + 4\,H^+\,(aq) + 2\,SO_4^{2-}\,(aq) \underset{\text{recarga}}{\overset{\text{descarga}}{\rightleftharpoons}} 2\,PbSO_4\,(s) + 2\,H_2O\,(\ell)$$

Após o recarregamento, uma bateria está em condições de produzir corrente elétrica novamente.

As modernas baterias seladas

As baterias automotivas mais antigas apresentavam internamente ligas que incluíam metais como chumbo e antimônio. Tais ligas apresentavam o inconveniente de provocar uma perda de água significativa (por evaporação), em decorrência do aquecimento exagerado da bateria durante seu funcionamento.

Nas modernas baterias automotivas, denominadas "seladas", novas ligas internas constituídas pelos metais chumbo, prata e cálcio, apresentam a vantagem de reduzir drasticamente a perda de água. Isso faz com que não seja necessária a reposição de água nesse tipo de bateria. Essas ligas melhoram a condutividade elétrica da bateria, a resistência às altas temperaturas do veículo e à corrosão, contribuindo para a maior durabilidade do produto.

Qualquer bateria de automóvel (selada ou não) produz gases quando está sendo utilizada. As baterias seladas têm um respiro, por onde escapam os gases. Se os gases fossem retidos dentro da bateria, com o tempo o aumento de pressão faria a bateria explodir. O termo "selada" é utilizado de forma exagerada, uma vez que nenhuma bateria de automóvel é completamente fechada, pois possui respiro.

Um gás produzido internamente na bateria, quando em recarga, é o hidrogênio (produzido por eletrólise da água), o qual é altamente inflamável.

• ATENÇÃO

A manutenção e a troca de baterias são procedimentos arriscados, entre outros motivos, devido ao alto grau de periculosidade da solução de ácido sulfúrico e à toxicidade dos íons chumbo. Por isso, devem ser realizadas por profissionais treinados para isso.

6.5 Bateria de níquel/cádmio (nicad)

As baterias de níquel/cádmio, também conhecidas como baterias nicad, são recarregáveis e bastante empregadas em filmadoras, computadores portáteis, máquinas fotográficas digitais, telefones celulares e telefones sem fio.



SÉRGIO DOTTA JR./CID

▲ As bateriais de níquel/cádmio difundiram-se graças à facilidade com que podem ser recarregadas. Na foto, alguns aparelhos com esse tipo de bateria.

• ATENÇÃO

O cádmio é um metal **extremamente tóxico** ao ser humano e outros seres vivos. Por isso, o risco ambiental das baterias de nicad é enorme. Evite empregá-las. Se as tiver em casa, encaminhe-as após o uso para postos adequados de coleta.



METAL PESADO TÓXICO

ADILSON SECCO

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

Essas baterias são formadas por associações de duas ou mais pilhas de níquel/cádmio, nas quais o ânodo é formado por cádmio metálico e o cátodo por um composto de níquel. O eletrólito dessa pilha é uma pasta contendo solução concentrada de KOH. A equação da semirreação no ânodo é:

$$Cd\ (s)\ +\ 2\ OH^-\ (aq)\ \rightarrow\ Cd(OH)_2\ (s)\ +\ 2\ e^-$$

A equação da semirreação no cátodo (multiplicada por 2) é:

$$2\ Ni(OH)_3\ (s)\ +\ 2\ e^-\ \rightarrow\ 2\ Ni(OH)_2\ (s)\ +\ 2\ OH^-\ (aq)$$

Equação da reação global:

$$Cd\ (s)\ +\ 2\ Ni(OH)_3\ (s)\ \rightarrow\ Cd(OH)_2\ (s)\ +\ 2\ Ni(OH)_2\ (s)$$

Uma vantagem dessa pilha é o fato de ela ser leve e facilmente miniaturizada. Além disso, sua voltagem permanece constante (1,4 V) até que ela seja totalmente descarregada. Isso acontece porque as concentrações iônicas internas não variam durante sua utilização (note que íons OH^- são consumidos no ânodo, mas produzidos no cátodo). Porém, são significativamente mais caras que as pilhas secas comuns, e a **elevada toxicidade do cádmio** é a sua principal e mais notável desvantagem.

6.6 Bateria de hidreto metálico

As baterias de níquel/cádmio contêm um metal altamente tóxico, o cádmio, o que causa muita preocupação sobre seu descarte. Tendo em vista essa preocupação e também graças a recentes avanços tecnológicos, há uma tendência a substituir as baterias níquel/cádmio, nas diversas finalidades a que se destinam, pelas baterias de hidreto metálico, nas quais o ânodo é constituído de uma placa metálica contendo hidreto de um metal apropriado (metal representado por M na equação a seguir).

A semirreação anódica envolve a oxidação do hidrogênio, que vai do número de oxidação −1, no hidreto, ao número de oxidação +1, na água. Simplificadamente, ela pode ser assim equacionada:

$$MH\ (s)\ +\ OH^-\ (aq)\ \rightarrow\ M\ (s)\ +\ H_2O\ (\ell)\ +\ e^-$$

A semirreação catódica é a mesma das baterias de níquel/cádmio, que envolve a redução do níquel.

O desempenho das baterias de hidreto metálico é superior ao das baterias de níquel/cádmio, com a vantagem de não envolverem o risco ambiental associado ao cádmio.

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

CÉLULAS DE COMBUSTÍVEL

Uma das vantagens das células galvânicas vistas até aqui é o fato de serem pequenas e portáteis. Seu tamanho, porém, representa uma limitação, já que a quantidade de corrente produzida depende da quantidade de reagentes contidos na célula. A célula deixa de gerar corrente quando um dos reagentes é completamente consumido.

As células de combustível são diferentes e evitam essa limitação; são células eletroquímicas em que os reagentes dos eletrodos (combustível e oxidante) são continuamente repostos a partir de um reservatório externo. Assim a célula pode operar por tempo teoricamente ilimitado, enquanto durar o suprimento de reagentes.

O mais promissor sistema de células a combustível envolve a reação de H_2 (g) e O_2 (g) para formar H_2O (ℓ) como único produto. O hidrogênio é bombeado para o ânodo da célula e o O_2 (ou ar) é direcionado ao cátodo. As reações que ocorrem nos eletrodos na célula a combustível de hidrogênio são:

Semirreação anódica: $2\ H_2\ (g)\ +\ \cancel{4\ OH^-}\ (aq)\ \rightarrow\ ^{2}\cancel{4}\ H_2O\ (\ell)\ +\ \cancel{4\ e^-}$

Semirreação catódica: $\cancel{2\ H_2O\ (\ell)}\ +\ O_2\ (g)\ +\ \cancel{4\ e^-}\ \rightarrow\ \cancel{4\ OH^-}\ (aq)$

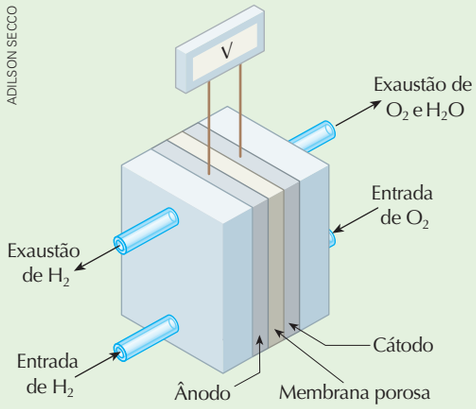
Equação global: $2\ H_2\ (g)\ +\ O_2\ (g)\ \rightarrow\ 2\ H_2O\ (\ell)$

Células desse tipo foram usadas nos programas Gemini, Apollo e Ônibus Espacial da Nasa. Além de leves e eficientes (geram a mesma potência que baterias dez vezes mais pesadas), têm a grande vantagem de produzir água potável para os tripulantes da nave. Em uma missão de uma semana, essas células consomem 680 kg de hidrogênio, mas produzem 720 L de água. Ao contrário das pilhas, que são dispositivos que armazenam reagentes para a obtenção de energia elétrica, as células de combustível são dispositivos de conversão contínua de energia química em energia elétrica.



PASQUALE SORRENTINO/SCIENCE PHOTO LIBRARY/LATINSTOCK

▲ Célula de combustível.



ADILSON SECCO

◀ Representação esquemática de uma célula de combustível. A membrana porosa permite que íons H^+, provenientes da oxidação do H_2 no ânodo, migrem para o cátodo, no qual ocorre a formação de água. (Cores fantasiosas).

Fonte: EBBING, D. D.; GAMMON, S. D. *General Chemistry*. 8. ed. Boston: Houghton Mifflin, 2005. p. 832.

Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

50. (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:

$$Cd\ (s) + NiO_2\ (s) + 2\ H_2O\ (\ell) \rightarrow \rightarrow Cd(OH)_2\ (s) + Ni(OH)_2\ (aq) \quad \Delta E^\circ = 1{,}40\ V$$

O cádmio e uma pasta úmida de óxido de níquel contendo hidróxido de potássio compõem os eletrodos da bateria de níquel-cádmio.

De acordo com as informações do enunciado, selecione a(s) proposição(ões) **CORRETA(S)**.

01. A equação global da pilha de níquel-cádmio representa um processo de oxirredução.
02. Na pilha de níquel-cádmio o eletrodo de cádmio representa o cátodo.
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 ânodo.
16. A reação anteriormente 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.

▲ **COMENTÁRIO DOS AUTORES:**

A recarga da pilha é o processo inverso do mencionado.

51. (UFPE) Uma bateria de telefone celular muito comum é a bateria de níquel-hidreto metálico. Nesta bateria, a reação global, escrita no sentido de descarga, é:

$$NiOOH + MH \rightarrow Ni(OH)_2 + M$$

onde M é um metal capaz de se ligar ao hidrogênio e formar um hidreto metálico (MH). A partir desta equação química, podemos afirmar que [são corretos os itens]:

0) o estado de oxidação do hidrogênio em MH é +1.
1) o NiOOH é o cátodo da célula.
2) o estado de oxidação do níquel em $Ni(OH)_2$ é +2.
3) para cada mol de $Ni(OH)_2$ produzido, 2 mols de elétrons são transferidos do ânodo para o cátodo.
4) o agente redutor nesta reação é o hidreto metálico.

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

52. (UFRGS-RS) Um tipo comum de célula galvânica recarregável é a bateria "nicad" utilizada em pequenos aparelhos e calculadoras. As reações de descarga dessa pilha são:

1ª semirreação:

$Cd\ (s) + 2\ OH^-\ (aq) \rightarrow Cd(OH)_2\ (s) + 2\ e^-$

2ª semirreação:

$NiO_2\ (s) + 2\ H_2O\ (\ell) + 2\ e^- \rightarrow Ni(OH)_2\ (s) + 2\ OH^-\ (aq)$

A reação global da pilha é:

$Cd\ (s) + NiO_2\ (s) + 2\ H_2O\ (\ell) \rightarrow Cd(OH)_2\ (s) + Ni(OH)_2\ (s)$

Os hidróxidos insolúveis de níquel e cádmio depositam-se nos eletrodos e por essa razão as semirreações são facilmente revertidas no recarregamento da bateria. O potencial-padrão de cada semirreação citada, quando escrita na forma de redução, é:

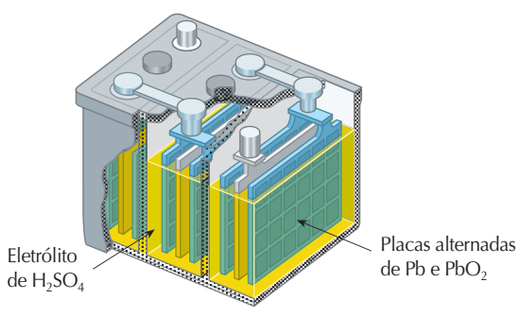
1ª semirreação:
potencial-padrão de redução = −0,815 V

2ª semirreação:
potencial-padrão de redução = +0,490 V

Determine a alternativa correta.

	Reação do ânodo	Espécie que reage no ânodo	Reação no cátodo	Espécie que reage no cátodo	Potencial-padrão
a)	1ª semirreação: redução	Cd	2ª semirreação: oxidação	Ni	+1,305 V
b)	2ª semirreação: oxidação	NiO_2	1ª semirreação: redução	Cd	−1,305 V
c)	1ª semirreação: oxidação	Cd	2ª semirreação: redução	NiO_2	+1,305 V
d)	1ª semirreação: oxidação	Cd	2ª semirreação: redução	NiO_2	−0,325 V
e)	2ª semirreação: redução	NiO_2	1ª semirreação: oxidação	Cd	+0,325 V

53. (UFRJ) Nas baterias de chumbo, usadas nos automóveis, os eletrodos são placas de chumbo (PbO_2) imersas em solução de ácido sulfúrico concentrado, com densidade da ordem de 1,280 g/cm^3.



ADILSON SECCO

As reações que ocorrem durante a descarga da bateria são as seguintes:

I. $Pb\ (s) + SO_4^{2-} \rightarrow PbSO_4\ (s) + 2\ e^-$

II. $PbO_2\ (s) + 4\ H^+ + SO_4^{2-} + 2\ e^- \rightarrow PbSO_4\ (s) + 2\ H_2O\ (\ell)$

a) Qual das duas reações ocorre no polo negativo (ânodo) da bateria? Justifique sua resposta.

b) Explique o que acontece com a densidade da solução da bateria durante sua descarga.

54. (PUC-RS) Uma bateria de automóvel é constituída de placas de chumbo e de placas revestidas com óxido de chumbo, mergulhadas em solução de ácido sulfúrico. O seu funcionamento pode ser representado através das seguintes semirreações

I. $Pb\ (s) \rightarrow Pb^{2+}\ (aq) + 2\ e^-$

II. $PbO_2\ (s) + 4\ H^+\ (aq) + 2\ e^- \rightarrow Pb^{2+}\ (aq) + 2\ H_2O\ (\ell)$

Com base nessas informações, pode-se afirmar que:

a) o chumbo metálico sofre redução.

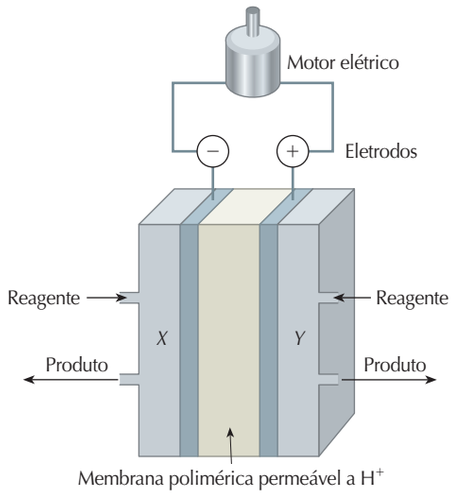
b) o óxido de chumbo é o ânodo.

c) a carga negativa surge nas placas de chumbo metálico.

d) o cátion H^+ (aq) sofre oxidação.

e) o óxido de chumbo se oxida.

55. (Unicamp-SP) Há quem afirme que as grandes questões da humanidade simplesmente restringem-se 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 estes 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:



ADILSON SECCO

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

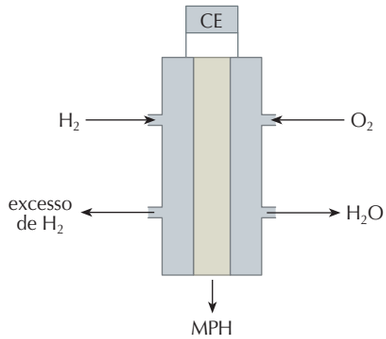
Nessa cela, um dos compartimentos é alimentado por hidrogênio gasoso e o outro por oxigênio gasoso. As semirreações que ocorrem nos eletrodos são dadas pelas equações:
ânodo: $H_2\ (g) = 2\ H^+ + 2\ e^-$
cátodo: $O_2\ (g) + 4\ H^+ + 4\ e^- = 2\ H_2O$

a) Por que se pode afirmar, do ponto de vista químico, que esta 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.

56. (Vunesp) O hidrogênio molecular obtido na reforma a vapor do etanol pode ser usado como fonte de energia limpa em uma célula de combustível, esquematizada a seguir.

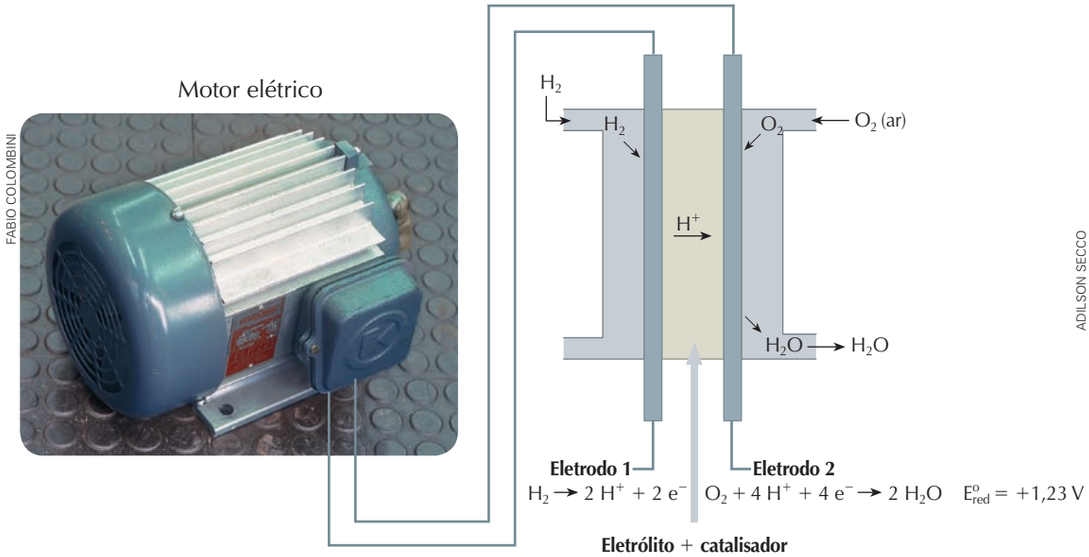


ADILSON SECCO

MPH: membrana permeável a H^+
CE: circuito elétrico externo

Neste tipo de dispositivo, ocorre a reação de hidrogênio com oxigênio do ar, formando água como único produto. Escreva a semirreação que acontece no compartimento onde ocorre a oxidação (ânodo) da célula de combustível. Qual o sentido da corrente de elétrons pelo circuito elétrico externo?

57. (UFRJ) Na busca por combustíveis mais "limpos", o hidrogênio tem-se mostrado uma alternativa muito promissora, pois sua utilização não gera emissões poluentes. O esquema a seguir mostra a utilização do hidrogênio em uma pilha eletroquímica, fornecendo energia elétrica a um motor.



ADILSON SECCO

Com base no esquema:

a) Qual o eletrodo positivo da pilha? Justifique sua resposta.

b) Usando as semirreações, apresente a equação da pilha e calcule sua força eletromotriz.

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

Informe-se sobre a Química

Células de combustível no espaço

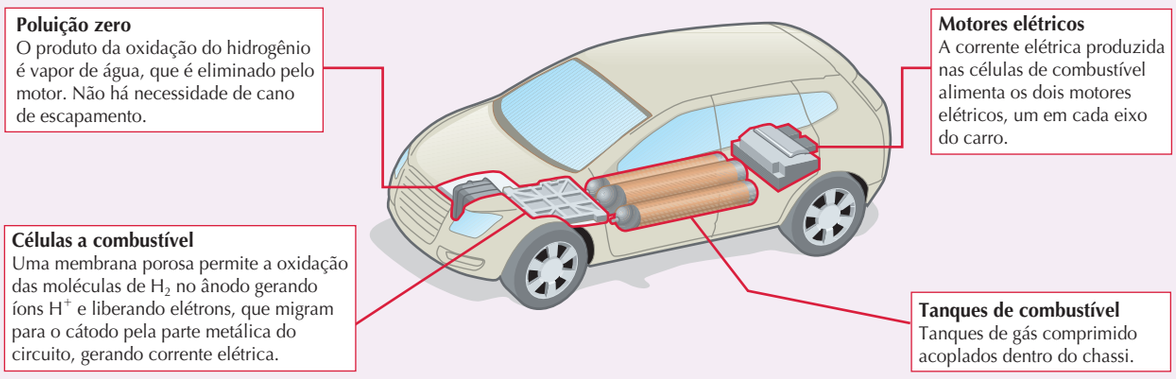
"Nos primeiros anos do programa espacial, manter a vida no espaço era um dilema crítico. A cabine precisava de uma fonte de eletricidade e os astronautas precisavam de água para beber e para a higiene. Como a massa de uma astronave deve ser a menor possível, as baterias — que normalmente fornecem a energia necessária a partir da oxidação de um metal — tendem a ser muito pesadas. A eletricidade pode ser obtida por reações de combustão pela queima de um combustível para criar calor, que move um gerador. Entretanto, um gerador é pesado, e a produção de eletricidade pela queima de combustíveis é muito ineficiente porque a energia é desperdiçada como calor.

O problema foi resolvido por Francis Bacon, um cientista e engenheiro britânico, que desenvolveu uma ideia proposta por *sir* William Grove em 1839. Uma célula a combustível gera eletricidade diretamente de uma reação química, como em uma bateria, mas usa reagentes que são fornecidos continuamente, como em um motor. As células a combustível sofreram um desenvolvimento intenso com a indústria aeroespacial e eventualmente uma célula a combustível que trabalha com hidrogênio e oxigênio foi produzida para o transporte espacial. Uma vantagem desta célula a combustível é que o único produto da reação da célula, a água, pode ser bebida pela tripulação.

O desenvolvimento da célula a combustível tem levado a um novo tipo de tecnologia por fazer uso de reações redox eletroquimicamente e, portanto, mais eficientemente. As células fazem uso mais eficiente dos recursos, pois pouco calor é produzido e desperdiçado."

Fonte: JONES, L.; ATKINS, P. W. *Princípios de Química*. Porto Alegre: Bookman, 2001. p. 622.

Células de combustível na indústria automobilística



ADILSON SECCO

O protótipo de automóvel movido a célula de combustível é capaz de rodar 480 km sem reabastecimento e velocidade próxima a 200 km/h, com emissão zero de poluentes. O maior obstáculo é o preço. A utilização do hidrogênio acontece em uma célula com placas de platina, metal nobre e caro. Isto faz com que os carros movidos a hidrogênio custem até dez vezes mais do que um equivalente movido a gasolina.

As células de combustível constituem uma revolução tecnológica que torna realidade o sonho do carro limpo (não poluente) com o uso do hidrogênio para gerar eletricidade.

Em termos de emissões, o hidrogênio é um combustível quase perfeito. O que sai pelo escape do veículo é vapor de água e uma quantidade desprezível de NO_x (óxidos de nitrogênio), subprodutos gerados pela alta compressão do nitrogênio, muito abundante na atmosfera.

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

Segundo uma expectativa das indústrias automobilísticas, veículos com células de combustível poderão ter produção em série ainda nesta década. O grande desafio, entretanto, não está no desenvolvimento do motor em si, mas no fato de ainda não existirem locais para abastecimento e de as empresas envolvidas precisarem estudar nos próximos anos a melhor forma de armazenar o hidrogênio, seja em estado líquido ou gasoso.

O maior problema da armazenagem do hidrogênio, na forma líquida, deve-se às baixas temperaturas em que deve ser estocado (deve permanecer próximo do zero kelvin, que corresponde a −273 °C). Um vazamento, derramamento ou faísca poderia ser catastrófico, pois há uma evaporação diária em torno de 2% de combustível. Se o hidrogênio fosse armazenado apenas comprimido, o veículo teria uma autonomia de apenas 150 a 250 km, comparado aos 480 km ou mais com o hidrogênio líquido. A armazenagem é um dos assuntos para o qual ainda se buscam soluções.

Novas técnicas de armazenagem estão em estudo, incluindo compostos conhecidos como hidretos, que têm a propriedade de absorver o gás até que seja necessário utilizá-lo. Cientistas chineses anunciaram recentemente o desenvolvimento de um novo hidreto que poderia armazenar uma quantidade de hidrogênio suficiente para movimentar um veículo na distância atual permitida pelos tanques de gasolina.



J. F. DIÓRIO/AGÊNCIA ESTADO

▲ Protótipo de automóvel movido a célula de combustível, Campinas, 2004.

Você entendeu a leitura? Responda em seu caderno

1. Por que a obtenção de energia por meios eletroquímicos pode ser mais eficiente que por meios da combustão de uma substância?
2. Desenhe um esquema de uma célula de combustível, indicando os eletrodos e as entradas e saídas de reagentes e produtos.
3. Cite algumas vantagens das células de combustível em relação a outros tipos de fonte de energia para uso em voos espaciais.
4. As células a combustíveis usadas na indústria aeroespacial envolvem a reação entre H_2 (g) e O_2 (g) para formar H_2O (ℓ) como único produto. Porém, são conhecidas outras células a combustíveis que utilizam reações diferentes das mencionadas no texto. Faça uma pesquisa e discuta com seus colegas que outros tipos de reações químicas podem ser empregados para obtenção de energia elétrica nesse tipo de dispositivo. Em cada caso monte as semirreações catódica e anódica, bem como a equação global das células citadas.
5. Faça uma pesquisa sobre fontes alternativas de energia, dando preferência a fontes não emissoras de poluentes. Escolha uma fonte de energia e escreva sobre sua utilização no Brasil, vantagens e desvantagens e histórico de desenvolvimento.

Reavalie o que você pensa a respeito

Resolva em seu caderno

Verifique em que mudaram suas concepções prévias

Reveja sua resposta à atividade da segunda página deste capítulo, reavalie o que escreveu, discuta com seus colegas e, se julgar necessário, elabore novas justificativas ou aprimore as que tinha escrito. Apresente-as ao professor.

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

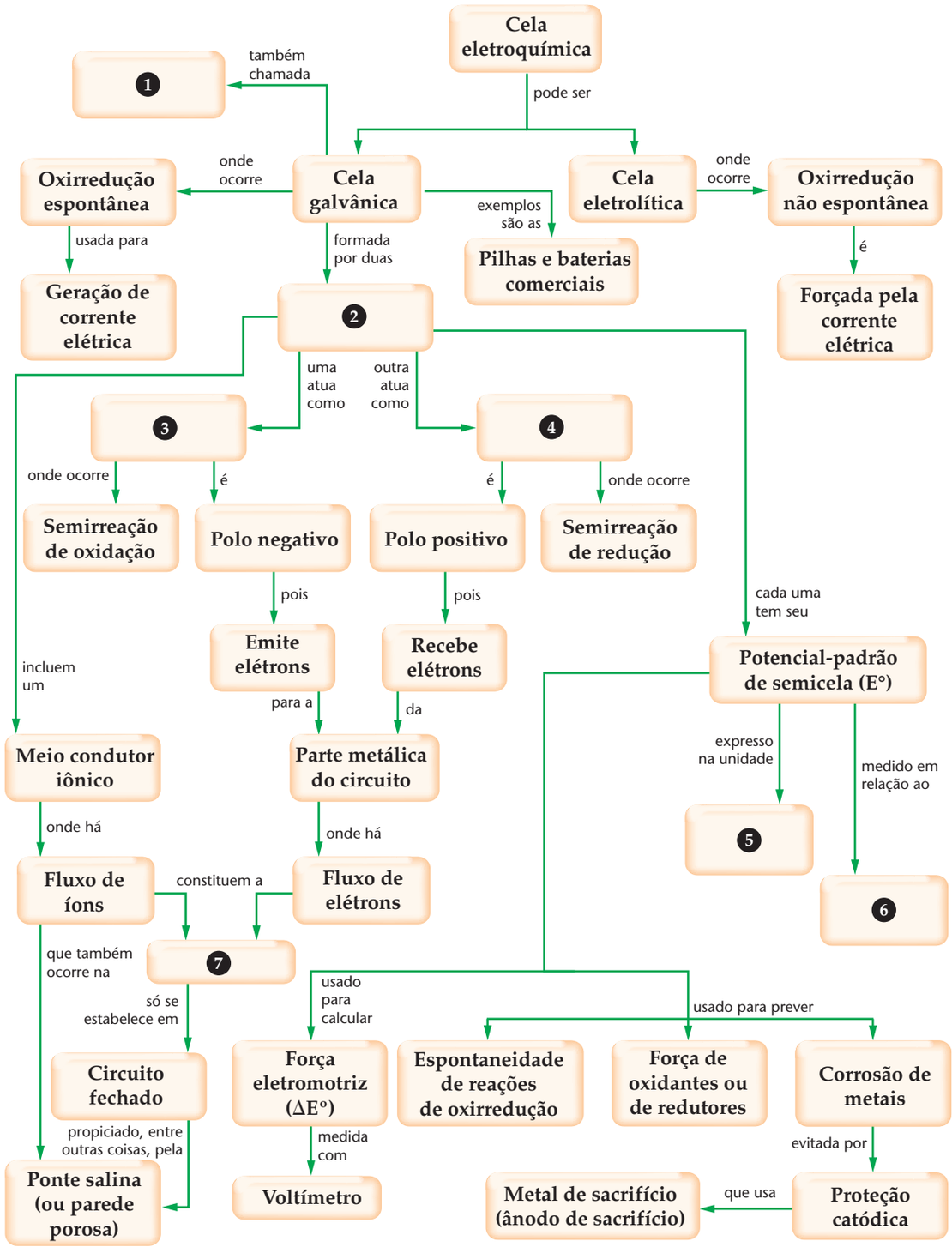
ESTABELEÇA CONEXÕES

Resolva em seu caderno

Importante:
Este mapa é apenas uma das muitas possibilidades de relacionar esses conteúdos conceituais.

MAPA CONCEITUAL – CELAS GALVÂNICAS

Revise os conceitos estudados e decida como podem ser completados os locais em que aparecem os números.



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

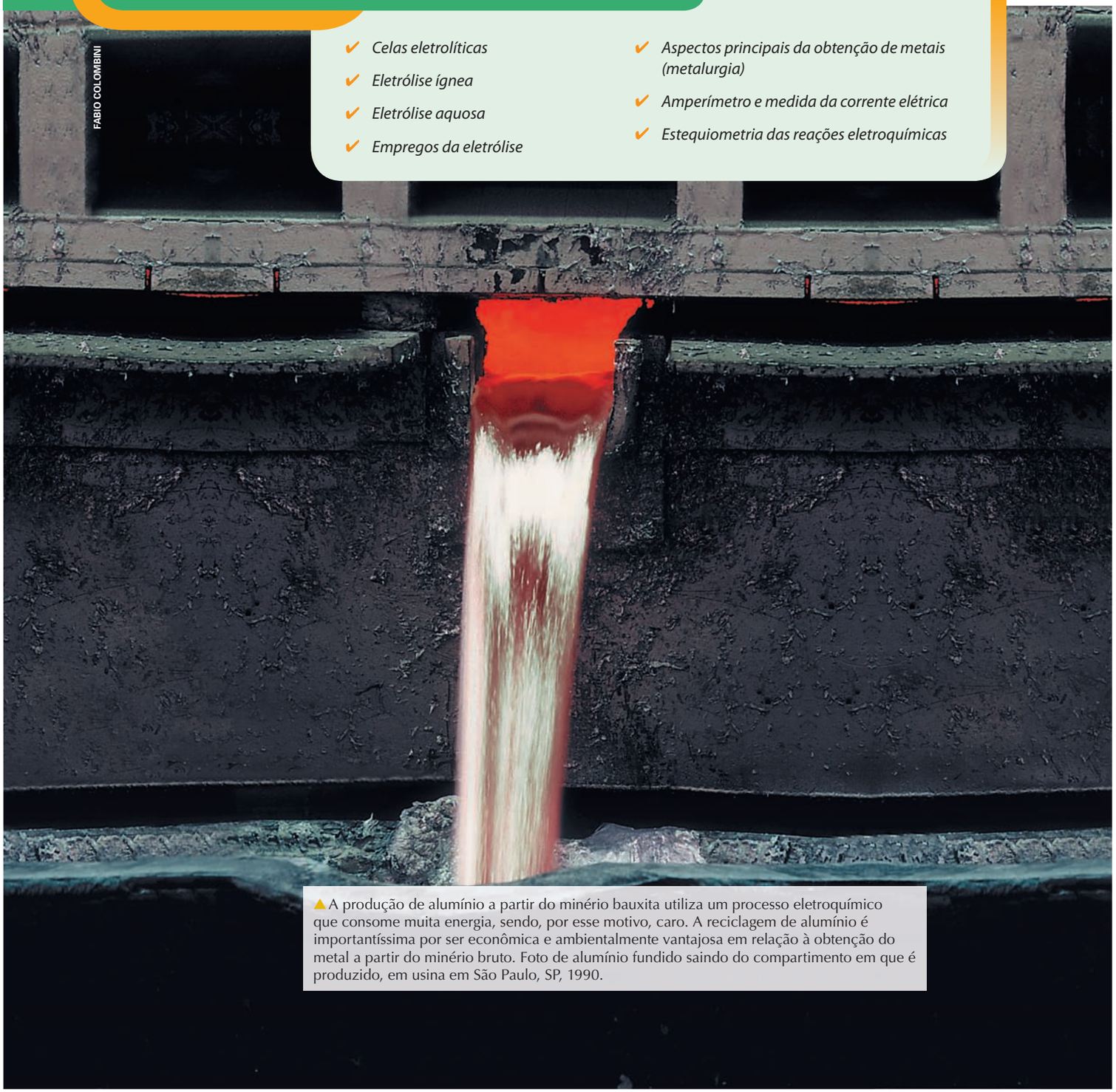
CAPÍTULO 5

Eletroquímica: celas eletrolíticas

Alguns conteúdos importantes:

- ✔ *Celas eletrolíticas*
- ✔ *Eletrólise ígnea*
- ✔ *Eletrólise aquosa*
- ✔ *Empregos da eletrólise*
- ✔ *Aspectos principais da obtenção de metais (metalurgia)*
- ✔ *Amperímetro e medida da corrente elétrica*
- ✔ *Estequiometria das reações eletroquímicas*

FABIO COLOMBINI



▲A produção de alumínio a partir do minério bauxita utiliza um processo eletroquímico que consome muita energia, sendo, por esse motivo, caro. A reciclagem de alumínio é importantíssima por ser econômica e ambientalmente vantajosa em relação à obtenção do metal a partir do minério bruto. Foto de alumínio fundido saindo do compartimento em que é produzido, em usina em São Paulo, SP, 1990.

O que você pensa a respeito?

Resolva em seu caderno

Sondagem de concepções prévias

Na lista abaixo estão relacionados alguns termos e conceitos. Indique no seu caderno aqueles que você julga que estejam relacionados à imagem e justifique sua escolha. Discuta com seus colegas e apresente as conclusões ao professor.

- eletrólise ígnea
- eletrólise aquosa
- crômio
- sódio metálico
- anodização
- redução de cátions
- oxidação de cátions



OLEKSIY MAKSYMENKO/ALAMY/OTHER IMAGES

Pare e situe-se!

Texto introdutório ao capítulo

O aspecto de uma peça metálica — como, por exemplo, um talher, um chaveiro, uma medalha — pode tornar-se mais nobre, aumentando seu valor, se ela for revestida por uma fina camada de ouro ou prata. Peças metálicas decorativas de automóveis, motos ou bicicletas, para se tornarem mais brilhantes e atrativas, são revestidas com crômio (cromadas), e alguns artigos de aço — como arames, calhas e rufos — são recobertos com uma fina camada de zinco para protegê-los da corrosão.

A técnica de revestimento de uma peça metálica por outro metal recebe o nome de *eletrodeposição metálica* ou *galvanoplastia*, e nada mais é do que uma aplicação da **eletrólise**, processo que estudaremos neste capítulo.

É possível, por meio dessa técnica, fazer com que uma peça metálica se torne mais brilhante, mais valiosa, ou até mesmo mais resistente à corrosão, dependendo da finalidade pretendida.

Comentaremos como, por meio da eletrólise, indústrias químicas produzem substâncias de importância; por exemplo, soda cáustica, cloro, hidrogênio, ácido clorídrico e hipoclorito de sódio. Também mostraremos que, por meio da eletrólise, é possível a purificação de alguns metais até elevados graus de pureza, como é o caso do cobre destinado a fiações elétricas.

Finalizando o capítulo, trataremos de aspectos estequiométricos das reações eletroquímicas. Veremos que existe uma proporção que vincula a massa de substância consumida ou produzida em um eletrodo de cela eletroquímica — seja cela galvânica (pilha) ou cela eletrolítica (eletrólise) — à quantidade, em mols, de elétrons que percorre a parte metálica do circuito durante o tempo de funcionamento da cela.

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

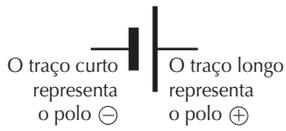
1 Conceito de eletrólise

Como já foi comentado, há dois tipos de celas eletroquímicas: as celas galvânicas (pilhas) e as celas eletrolíticas.

As pilhas e baterias (associações de pilhas), discutidas anteriormente, são exemplos de dispositivos geradores de corrente elétrica. A partir de agora, simbolizaremos um gerador de corrente elétrica da maneira mostrada em Ⓐ, com o traço maior indicando o polo positivo e o menor o negativo.

ADILSON SECCO

Ⓐ



▲ Representação para um gerador elétrico.

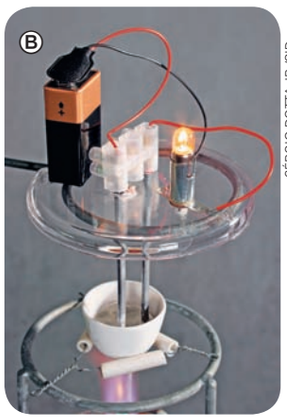
Passaremos, agora, ao estudo das **celas eletrolíticas** (também chamadas células ou cubas eletrolíticas), nas quais ocorre uma reação química provocada pela passagem de corrente elétrica, a **eletrólise**.

Considere a aparelhagem experimental que aparece nas fotos Ⓑ e Ⓒ, apropriada para testar a condutividade elétrica de materiais. Colocando cloreto de sódio sólido dentro do recipiente, a lâmpada não acende, o que evidencia que no NaCℓ sólido não há íons livres para conduzir corrente elétrica. Para provocar a passagem de corrente elétrica pelo NaCℓ, é necessário "liberar" os íons Na^+ e $C\ell^-$ para que possam se movimentar. Isso pode ser conseguido aquecendo-se o sal até a sua fusão (como em Ⓑ) ou, então, adicionando-se água para dissolvê-lo e provocar a dissociação dos seus íons (como em Ⓒ).

Eletrólise ígnea é o nome de uma reação química provocada pela passagem de corrente elétrica através de um **composto iônico fundido**.

Eletrólise aquosa é o nome de uma reação química provocada pela passagem de corrente elétrica através de uma **solução aquosa de eletrólito**.

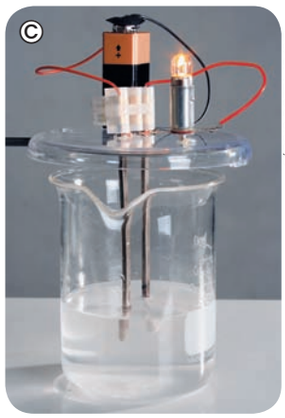
Ⓑ



SÉRGIO DOTTA JR./CID

▲ Durante a passagem da corrente elétrica pelo NaCℓ fundido acontecem reações químicas nos eletrodos. O processo é uma **eletrólise ígnea**.

Ⓒ



SÉRGIO DOTTA JR./CID

▲ Durante a passagem da corrente elétrica por uma solução aquosa de NaCℓ ocorrem reações químicas nos eletrodos. O processo é uma **eletrólise aquosa**.

• ATENÇÃO

A eventual realização de experimentos de eletroquímica precisa ter a autorização e a supervisão do(a) professor(a).

Entre outros possíveis perigos, tais experimentos envolvem riscos relacionados ao choque elétrico e à manipulação de substâncias tóxicas e/ou corrosivas.

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

2 Eletrólise ígnea

Efetuou-se a passagem de corrente elétrica através do NaCℓ fundido presente no interior de uma cela eletrolítica, isto é, foi realizada a *eletrólise ígnea* do NaCℓ. Entre as ocorrências observadas estão:

- No polo positivo (isto é, no eletrodo da cela eletrolítica ligado ao polo positivo do gerador de corrente elétrica) obtêm-se bolhas de um gás amarelo-esverdeado, de cheiro irritante.
- No polo negativo forma-se um metal de cor cinza que reage violentamente com a água.

Vamos interpretar as evidências obtidas na eletrólise ígnea do NaCℓ.

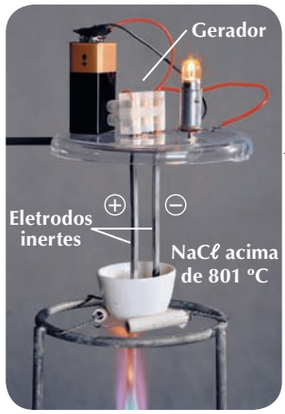
O gás amarelo-esverdeado de cheiro irritante é o cloro ($C\ell_2$), e o metal que reage violentamente com água é o sódio (Na^0). Concluímos, assim, que a passagem de corrente elétrica está transformando íons cloreto ($C\ell^-$) em moléculas de cloro ($C\ell_2$), e íons sódio (Na^+) em sódio metálico (Na^0).

Isso é fácil de perceber no esquema abaixo, que mostra a atuação do gerador forçando os íons $C\ell^-$ a doar elétrons, através do circuito metálico, para os íons Na^+. Note que, como a eletrólise é um fenômeno de oxirredução, o total de elétrons perdidos no polo positivo é **necessariamente igual** ao total de elétrons recebidos no polo negativo.

Semirreação no polo positivo: $2\,C\ell^- \rightarrow C\ell_2 + \cancel{2\,e^-}$

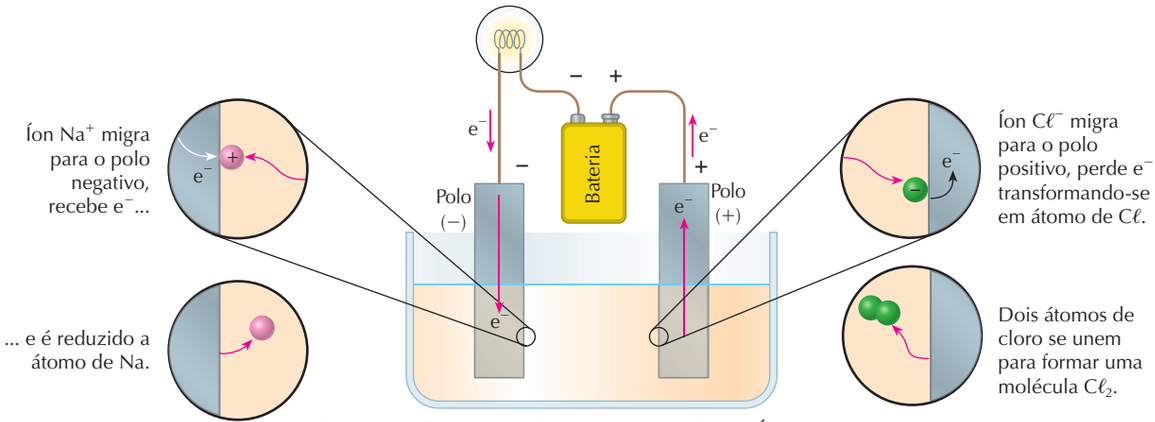
Semirreação no polo negativo (× 2): $\cancel{2\,Na^+ + 2\,e^-} \rightarrow 2\,Na^0$

Equação da reação global: $2\,Na^+ + 2\,C\ell^- \rightarrow 2\,Na^0 + C\ell_2$



SÉRGIO DOTTA JR./CID

▲ Na eletrólise do NaCℓ fundido, os íons Na^+ migram para o polo negativo, no qual são reduzidos a Na. Os íons $C\ell^-$ migram para o polo positivo, no qual são oxidados à substância elementar cloro ($C\ell_2$). Os eletrodos são ditos **inertes** quando não reagem na **eletrólise**.



ADILSON SECCO

(Representação esquemática em cores fantasiosas. Átomos e íons representados por esferas fora de proporção.)

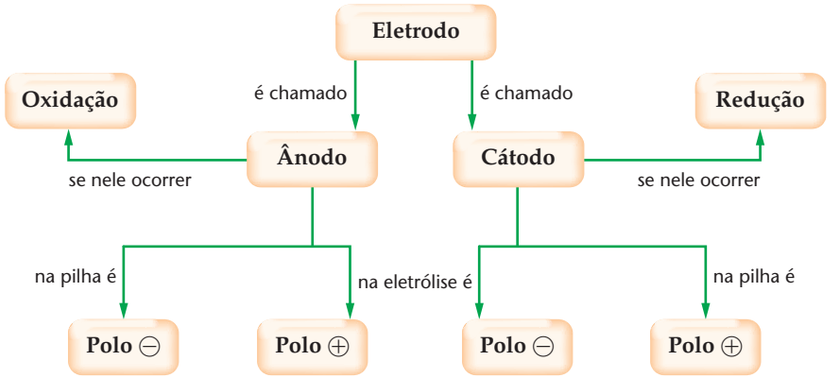
3 Nomenclatura dos eletrodos em uma cela eletrolítica

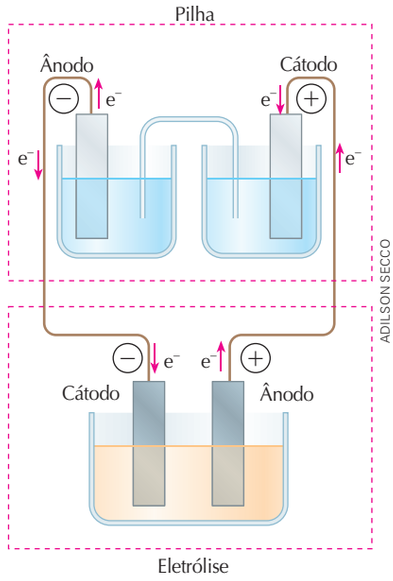
Voltamos a repetir que para **todas** as celas eletroquímicas (sejam galvânicas ou eletrolíticas) vale a seguinte convenção:

> O eletrodo no qual ocorre processo de **oxidação** é denominado **ânodo**.
> O eletrodo no qual ocorre processo de **redução** é denominado **cátodo**.

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

Uma importante diferença que existe quando comparamos a pilha com a eletrólise diz respeito ao sinal dos polos (veja o mapa conceitual abaixo e o esquema ao lado):





4 Pilha e eletrólise envolvem fenômenos inversos

Já sabemos que uma pilha permite obter corrente elétrica a partir de uma reação química. Agora, estamos estudando que a eletrólise é uma reação química provocada pela corrente elétrica. Um processo é o inverso do outro.

Mas a relação entre os dois fenômenos não para aí. Vamos usar os seguintes potenciais de eletrodo (da tabela 1, capítulo 4) para calcular ΔE° para dois processos:

$$Na^+ + e^- \rightleftarrows Na^0 \qquad E^\circ = -2{,}71\ V$$
$$C\ell_2 + 2\,e^- \rightleftarrows 2\,C\ell^- \qquad E^\circ = +1{,}36\ V$$

Primeiro processo

$$2\,Na^0 + C\ell_2 \xrightarrow{2\,e^-} 2\,Na^+ + 2\,C\ell^-$$

$$\Delta E^\circ = E^\circ_{\text{eletrodo que recebe } e^-} - E^\circ_{\text{eletrodo que perde } e^-}$$
$$\Delta E^\circ = +1{,}36\ V - (-2{,}71\ V) = +4{,}07\ V$$

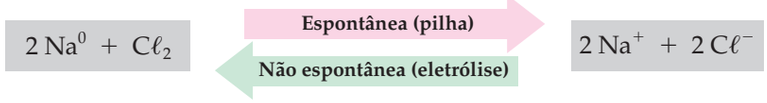
Como essa diferença de potencial é **positiva**, a **reação é espontânea** e, portanto, poderia ser usada em uma **pilha** para gerar corrente elétrica.

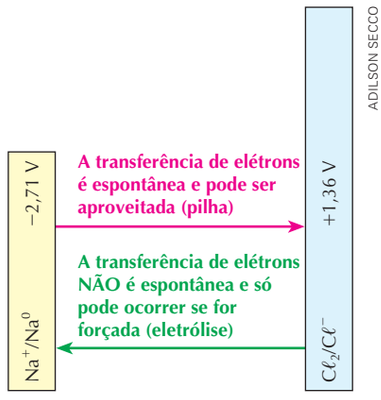
Segundo processo

$$2\,Na^+ + 2\,C\ell^- \xrightarrow{2\,e^-} 2\,Na^0 + C\ell_2$$ **(inverso do anterior)**

$$\Delta E^\circ = E^\circ_{\text{eletrodo que recebe } e^-} - E^\circ_{\text{eletrodo que perde } e^-}$$
$$\Delta E^\circ = -2{,}71\ V - (+1{,}36\ V) = -4{,}07\ V$$

O fato de essa diferença de potencial ser **negativa** indica que a reação **não é espontânea** e deve, portanto, ser forçada pela passagem de corrente elétrica, constituindo-se em uma **eletrólise**. Para que seja possível forçar essa segunda reação, o gerador de corrente elétrica utilizado para executar a eletrólise deve fornecer uma diferença de potencial superior a 4,07 V. Resumindo:





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

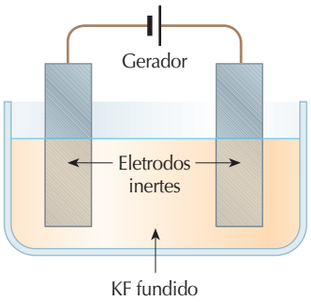
Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

1. (UCSal-BA) O processo da eletrólise relaciona-se com a:
a) dissociação de uma substância.
b) ionização de uma substância.
c) obtenção de corrente elétrica.
d) dissolução de uma substância molecular.
e) decomposição de uma substância.

2. A aparelhagem do desenho abaixo pode ser usada para realizar a eletrólise ígnea do fluoreto de potássio (K^+F^-), industrialmente empregada para produzir gás flúor.



ADILSON SECCO

Desenhe o esquema no caderno e indique:
a) o polo positivo e o polo negativo da cela eletrolítica;
b) o cátodo e o ânodo da cela eletrolítica;
c) o sentido de movimentação de elétrons no fio;
d) o sentido de movimentação dos cátions e dos ânions;
e) as equações de cada semirreação e a reação global.

3. Há indústrias que realizam a eletrólise ígnea do cloreto de magnésio, extraído da água do mar, visando à obtenção de duas substâncias, cada qual produzida em um eletrodo. Qual a substância produzida no ânodo? E no cátodo?

4. O alumínio é um dos metais mais importantes para a sociedade, possuindo inúmeras aplicações em nosso cotidiano. Sua produção é feita por meio da eletrólise ígnea do óxido de alumínio, $A\ell_2O_3$.
a) Quais os íons presentes nessa substância?
b) Em que substância cada um desses íons se transforma durante a eletrólise ígnea?

5. (FCC-BA) Na eletrólise do $CaC\ell_2$, obtiveram-se cloro no ânodo e cálcio no cátodo. Para representar apenas o processo de oxidação que ocorreu nessa eletrólise, a equação usada é:
a) $Ca^{2+} + 2\,e^- \rightarrow Ca$
b) $Ca^{2+} \rightarrow Ca + 2\,e^-$
c) $C\ell^- + e^- \rightarrow \frac{1}{2}\,C\ell_2$
d) $C\ell^- \rightarrow \frac{1}{2}\,C\ell_2 + e^-$
e) $C\ell_2^- + e^- \rightarrow C\ell_2$

6. (Fuvest-SP) A eletrólise do cloreto de sódio fundido produz sódio metálico e gás cloro. Nesse processo, cada íon:
a) sódio recebe dois elétrons.
b) cloreto recebe um elétron.
c) sódio recebe um elétron.
d) cloreto perde dois elétrons.
e) sódio perde um elétron.

Exercícios adicionais

Resolva em seu caderno

Seu (sua) professor(a) indicará o melhor momento para realizar os exercícios deste bloco.

7. (Cefet-PR) Sobre os fenômenos **eletrólise** e **pilha** são feitas as seguintes afirmações:
I. Em ambos ocorrem reações de transferência de elétrons.
II. Nas reações que originam pilhas, verifica-se a formação de espécies químicas oxidadas e reduzidas.
III. As pilhas constituem sistemas que transformam energia.
IV. Nas eletrólises, observa-se o surgimento de substâncias reduzidas e oxidadas.
V. A eletrólise é um processo que consome energia.
Estão **corretas**:
a) somente I, III e V.
b) somente II, III e IV.
c) somente I, II e V.
d) somente II, III e V.
e) todas.

8. (Vunesp) O magnésio está presente na água do mar em quantidade apreciável. O íon Mg^{2+} é precipitado da água do mar como hidróxido, que é convertido a cloreto por tratamento com ácido clorídrico. Após a evaporação da água, o cloreto de magnésio é fundido e submetido à eletrólise.
a) Escreva as equações de todas as reações.
b) Quais os produtos da eletrólise e seus estados físicos?

9. (PUC-SP) Para obter potássio e cloro a partir de $KC\ell$ sólido, deve-se fazer uma eletrólise com eletrodos inertes.
Selecione a alternativa incorreta.
a) Para que a eletrólise ocorra, é preciso fundir a amostra de $KC\ell$.
b) O ânion $C\ell^-$ será oxidado no ânodo.
c) O cátion K^+ será reduzido no cátodo.
d) O potássio obtido deverá ser recolhido em recipiente contendo água, para evitar o seu contato com o ar.
e) Se os eletrodos fossem de cobre, o cloro formado reagiria com ele.

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

5 Eletrólise aquosa

Como já foi definido, eletrólise aquosa é uma reação química provocada pela passagem de corrente elétrica através de uma solução aquosa de um eletrólito. Para entender as ideias relacionadas com a eletrólise aquosa, considere a tabela a seguir, que mostra os resultados experimentais obtidos na eletrólise de algumas soluções eletrolíticas, realizada com *eletrodos inertes*.

Dizemos que um eletrodo é inerte quando ele não toma parte na reação. Os mais usados são a grafite e a platina. Se o eletrodo participa da reação, ele é denominado *eletrodo ativo*.

Eletrólise de uma solução aquosa de	Substância formada no cátodo	Substância formada no ânodo
$NiC\ell_2$	Ni	$C\ell_2$
$AgNO_3$	Ag	O_2
KI	H_2	I_2
Na_2SO_4	H_2	O_2

Curiosamente, notamos que, em alguns dos casos relacionados acima, há a formação de gás hidrogênio (H_2) e/ou de gás oxigênio (O_2).

Experiências desse tipo levaram os químicos a concluir que, em solução aquosa, existem íons H^+ e OH^-, cujo aparecimento pode ser assim equacionado:

$$H_2O\,(\ell) \rightarrow \underbrace{H^+\,(aq) + OH^-\,(aq)}_{\text{íons provenientes da autoionização da água}}$$

A reação equacionada acima é chamada de *autoionização da água* e será estudada em detalhes no capítulo 8. Em uma eletrólise aquosa, os íons H^+, provenientes da água, irão "competir" com os cátions provenientes da substância dissolvida (eletrólito).

Descarga dos íons H^+ no cátodo: $2\,H^+\,(aq) + 2\,e^- \rightarrow H_2\,(g)$

A palavra **descarga** é usada aqui como sinônimo de **perda de carga** elétrica, ou seja, a transformação em uma espécie eletricamente neutra.

Os íons OH^- da água irão "competir" com os ânions do eletrólito.

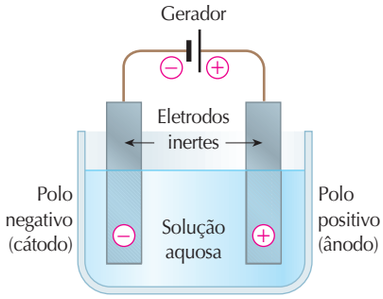
Descarga dos íons OH^- no ânodo: $4\,OH^-(aq) \rightarrow O_2\,(g) + 2\,H_2O\,(\ell) + 4\,e^-$

ou

$$2\,OH^-(aq) \rightarrow \frac{1}{2}\,O_2\,(g) + H_2O\,(\ell) + 2\,e^-$$

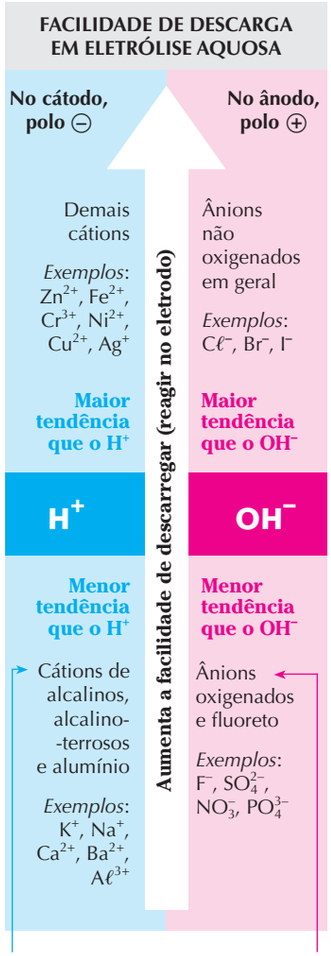
Quem tem maior tendência para reagir no cátodo: o H^+ da água ou o cátion do eletrólito? E no ânodo: o OH^- da água ou o ânion do eletrólito?

Para responder a essas perguntas, os químicos elaboraram experimentalmente — baseados em resultados como os da tabela mostrada acima — a fila de *facilidade de descarga de íons* nos eletrodos, que aparece ao lado.



ADILSON SECCO

▲ Aparelhagem para realizar uma eletrólise aquosa. (Representação esquemática em cores fantasiosas.)



Esses íons **não** sofrem descarga em uma eletrólise aquosa. Eles têm menor tendência a reagir nos eletrodos (descarregar) que os íons provenientes da água.

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

5.1 Equações da eletrólise aquosa

A seguir serão mostradas, para cada um dos quatro exemplos de eletrólise apresentados na tabela da página anterior, as equações químicas que representam a semirreação do cátodo, a do ânodo e também a reação global. Perceba, em cada caso, como a fila de facilidade de descarga ajuda a prever os produtos.

Eletrólise de uma solução aquosa de $NiC\ell_2$

Cátions presentes: H^+ e Ni^{2+} — **Ni^{2+} descarrega no cátodo**

Ânions presentes: OH^- e $C\ell^-$ — **$C\ell^-$ descarrega no ânodo**

Dissociação do eletrólito: $NiC\ell_2 \rightarrow Ni^{2+} + 2\,C\ell^-$

Semirreação no cátodo: $Ni^{2+} + 2\,e^- \rightarrow Ni^0$

Semirreação no ânodo: $2\,C\ell^- \rightarrow C\ell_2 + 2\,e^-$

Equação global: $NiC\ell_2 \rightarrow Ni^0 + C\ell_2$

Eletrólise de uma solução aquosa de $AgNO_3$

Cátions presentes: H^+ e Ag^+ — **Ag^+ descarrega no cátodo**

Ânions presentes: OH^- e NO_3^- — **OH^- descarrega no ânodo**

Dissociação do eletrólito: $2\,AgNO_3 \rightarrow 2\,Ag^+ + 2\,NO_3^-$

Autoionização da água: $2\,H_2O \rightarrow 2\,H^+ + 2\,OH^-$

Semirreação no cátodo: $2\,Ag^+ + 2\,e^- \rightarrow 2\,Ag^0$

Semirreação no ânodo: $2\,OH^- \rightarrow H_2O + \frac{1}{2}\,O_2 + 2\,e^-$

Equação global: $2\,AgNO_3 + H_2O \rightarrow \underbrace{2\,H^+ + 2\,NO_3^-}_{\text{2 HNO}_3\text{ (ionizado)}} + 2\,Ag^0 + \frac{1}{2}\,O_2$

O meio torna-se ácido

Eletrólise de uma solução aquosa de KI

Cátions presentes: H^+ e K^+ — **H^+ descarrega no cátodo**

Ânions presentes: OH^- e I^- — **I^- descarrega no ânodo**

Dissociação do eletrólito: $2\,KI \rightarrow 2\,K^+ + 2\,I^-$

Autoionização da água: $2\,H_2O \rightarrow 2\,H^+ + 2\,OH^-$

Semirreação no cátodo: $2\,H^+ + 2\,e^- \rightarrow H_2$

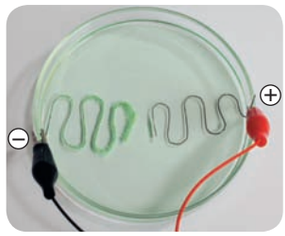
Semirreação no ânodo: $2\,I^- \rightarrow I_2 + 2\,e^-$

Equação global: $2\,KI + 2\,H_2O \rightarrow \underbrace{2\,K^+ + 2\,OH^-}_{\text{2 KOH (dissociado)}} + H_2 + I_2$

O meio torna-se básico

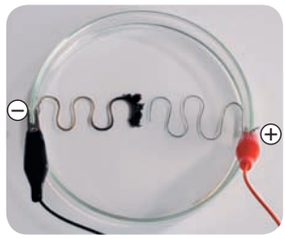
• ATENÇÃO

Nenhum experimento deve ser realizado por conta própria. A eventual realização deve ter **autorização** e **supervisão** do(a) professor(a).



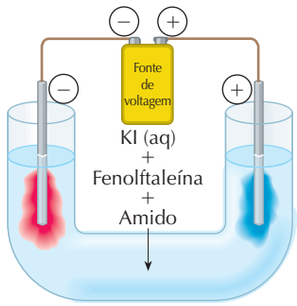
SÉRGIO DOTTA JR./CID

▲ Foto de eletrólise aquosa de $NiC\ell_2$. Níquel metálico deposita-se no cátodo (polo negativo). Há formação de gás cloro no ânodo (polo positivo). A cor verde se deve aos íons Ni^{2+}, cuja concentração é maior perto do cátodo.



SÉRGIO DOTTA JR./CID

▲ Foto de eletrólise do nitrato de prata. O depósito escuro no cátodo é prata metálica.



ADILSON SECCO

▲ Esquematização da eletrólise de solução aquosa de KI, contendo fenolftaleína e amido, realizada em tubo de vidro em U. Junto ao polo negativo (cátodo) haverá excesso de OH^-, o que é evidenciado pela coloração vermelha da fenolftaleína. Junto ao polo positivo (ânodo) o aparecimento de uma coloração azul-escura evidencia a formação de iodo, I_2. (O amido combina-se com o I_2 formando um produto cuja cor pode ser azul-escura, roxa ou preta.)

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

Eletrólise de uma solução aquosa de Na_2SO_4

Cátions presentes: H^+ e Na^+ — **H^+ descarrega no cátodo**

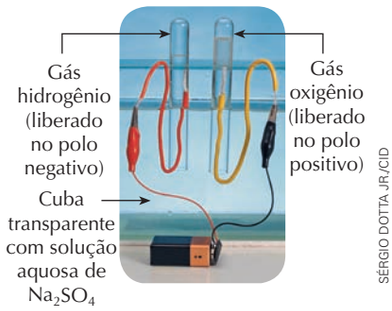
Ânions presentes: OH^- e SO_4^{2-} — **OH^- descarrega no ânodo**

Autoionização da água: $2\,H_2O \rightarrow 2\,H^+ + 2\,OH^-$

Semirreação no cátodo: $2\,H^+ + 2\,e^- \rightarrow H_2$

Semirreação no ânodo: $2\,OH^- \rightarrow H_2O + \frac{1}{2}\,O_2 + 2\,e^-$

Equação global: $H_2O \rightarrow H_2 + \frac{1}{2}\,O_2$



SÉRGIO DOTTA JR./CID

▲ Foto de eletrólise aquosa de Na_2SO_4. Os dois tubos de ensaio estavam inicialmente preenchidos com a solução.

Neste último exemplo, foi a água que sofreu a eletrólise. A solução de Na_2SO_4, à medida que a eletrólise continua, vai ficando cada vez mais concentrada, uma vez que a água está sendo consumida na reação.

Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

10. A eletrólise de uma solução aquosa de cloreto de sódio é o método empregado na produção de algumas substâncias de importância industrial.
A respeito dessa eletrólise aquosa, responda às perguntas.

a) Qual o gás produzido no ânodo? Equacione a semirreação.

b) Qual o gás produzido no cátodo? Equacione a semirreação.

c) Ambas as substâncias produzidas nos eletrodos podem reagir entre si, sob condições apropriadas, produzindo uma substância muito comum nos laboratórios de Química. Que substância é essa?

d) À medida que a eletrólise prossegue, restam em solução cátions e ânions que tomam parte na composição de uma importante base inorgânica (hidróxido). Que base é essa?

11. O sódio, o potássio, o magnésio e o alumínio são exemplos de metais obtidos industrialmente por meio da eletrólise. A obtenção, contudo, deve ser feita por eletrólise ígnea e não aquosa. Explique por quê.

12. "Em uma cela na qual ocorre eletrólise, o polo positivo é sempre o ânodo." Comente essa frase, dizendo se ela está ou não correta.

13. (PUC-SP) Dados:

				E (volts)
F_2	+ 2 e^-	⇄	2 F^-	+2,87
$C\ell_2$	+ 2 e^-	⇄	2 $C\ell^-$	+1,36
Br_2	+ 2 e^-	⇄	2 Br^-	+1,09
I_2	+ 2 e^-	⇄	2 I^-	+0,54

Facilidade de descarga na eletrólise: $OH^- > F^-$.
Com base nos dados anteriores, pode-se afirmar que o único processo possível de obtenção do F_2, a partir do NaF, é a:

a) reação com cloro.
b) reação com bromo.
c) reação com iodo.
d) eletrólise de NaF (aq).
e) eletrólise de NaF (ℓ).

14. A aparelhagem ilustrada na foto do alto desta página é usada na **eletrólise da água** com **eletrodos inertes**. São coletados dois gases, cada qual borbulhando de um dos eletrodos.
Para que a água se torne condutora de corrente elétrica, deve-se dissolver nela uma substância (eletrólito) cuja solução seja condutora de eletricidade, mas que não produza nos eletrodos substâncias indesejadas.

a) O que é um eletrodo inerte?

b) Que gás é produzido no polo positivo? E no polo negativo?

c) Equacione a reação global dessa eletrólise.

d) Quais, entre as seguintes substâncias, poderiam ter sido dissolvidas na água a fim de possibilitar a eletrólise?

$NaC\ell$, KBr, NaOH, H_2SO_4, $HC\ell$, $C_6H_{12}O_6$, KNO_3, $CuSO_4$

e) Determine a relação entre os volumes dos gases produzidos no ânodo e no cátodo. Justifique.

• ATENÇÃO

NÃO FAÇA o experimento citado no exercício 14 por conta própria. Sua eventual realização requer autorização e supervisão do(a) professor(a).

Óculos de segurança, luvas e aventais protetores são obrigatórios.

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

15. (Unicamp-SP) Observe o esquema ao lado, representativo da eletrólise da água.
As semirreações que ocorrem nos eletrodos são:

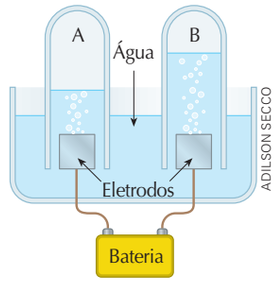
$2\ H_2O\ (\ell) + 2\ e^- \rightarrow 2\ OH^-\ (aq) + H_2\ (g)$

$2\ H_2O\ (\ell) \rightarrow 4\ H^+\ (aq) + O_2\ (g) + 4\ e^-$

A partir dessas informações:

a) Identifique os gases A e B.

b) Indique se, após um certo tempo de eletrólise, o meio estará ácido, básico ou neutro. Por quê?

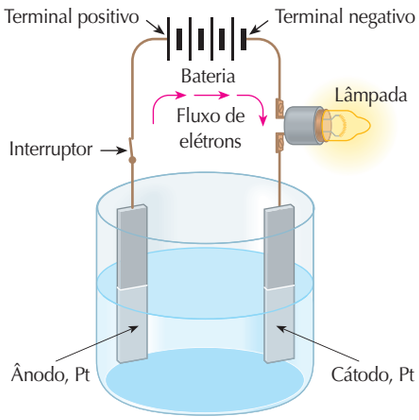


Exercícios adicionais

Resolva em seu caderno

Seu (sua) professor(a) indicará o melhor momento para realizar os exercícios deste bloco.

16. (UFSCar-SP) A figura apresenta a eletrólise de uma solução aquosa de cloreto de níquel (II), $NiC\ell_2$.



São dados as semirreações de redução e seus respectivos potenciais:

$C\ell_2\ (g) + 2\ e^- \rightarrow 2\ C\ell^-\ (aq)$ $\quad E° = +1{,}36\ V$

$Ni^{2+}\ (aq) + 2\ e^- \rightarrow Ni\ (s)$ $\quad E° = -0{,}24\ V$

a) Indique as substâncias formadas no ânodo e no cátodo. Justifique.

b) Qual deve ser o mínimo potencial aplicado pela bateria para que ocorra a eletrólise? Justifique.

17. (FEI-SP) Em relação à eletrólise de uma solução aquosa concentrada de $CuC\ell_2$, selecione a afirmativa ERRADA:

a) há deposição de cobre metálico no eletrodo negativo.

b) há formação de cloro gasoso no eletrodo positivo.

c) os íons Cu^{2+} são reduzidos.

d) os íons $C\ell^-$ são oxidados.

e) a reação que se passa na eletrólise pode ser representada pela equação:

$Cu\ (s) + C\ell_2\ (g) \rightarrow Cu^{2+}\ (aq) + 2\ C\ell^-\ (aq)$

18. (Fuvest-SP) Água, contendo Na_2SO_4 apenas para tornar o meio condutor, e o indicador fenolftaleína, é eletrolisada com eletrodos inertes. Nesse processo, observa-se desprendimento de gás:

a) de ambos os eletrodos e aparecimento de cor vermelha somente ao redor do eletrodo negativo.

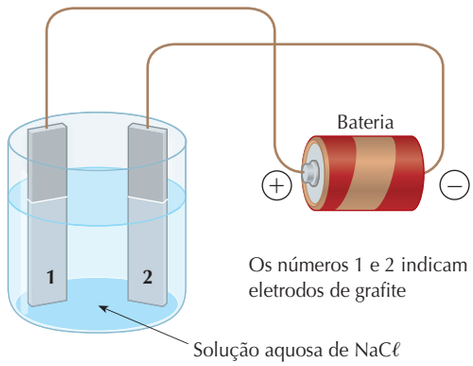
b) de ambos os eletrodos e aparecimento de cor vermelha somente ao redor do eletrodo positivo.

c) somente do eletrodo negativo e aparecimento de cor vermelha ao redor do eletrodo positivo.

d) somente do eletrodo positivo e aparecimento de cor vermelha ao redor do eletrodo negativo.

e) de ambos os eletrodos e aparecimento de cor vermelha ao redor de ambos os eletrodos.

19. (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 a seguir.



Em outro cartaz, o aluno listou três observações que realizou e que estão transcritas abaixo.

I. Houve liberação de gás cloro no eletrodo 1.

II. Formou-se uma coloração rosada na solução próxima ao eletrodo 2, quando se adicionaram gotas de solução de fenolftaleína.

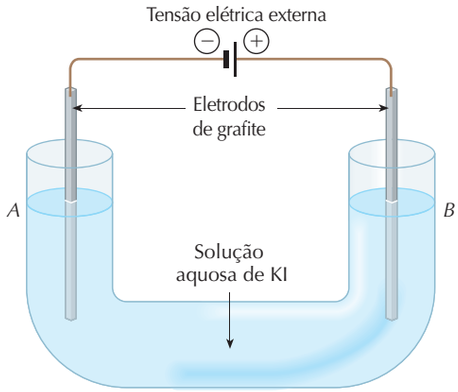
III. Ocorreu uma reação de redução do cloro no eletrodo 1.

Quais observações são corretas?

a) Apenas I.
b) Apenas II.
c) Apenas III.
d) Apenas I e II.
e) I, II e III.

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

20. (Fuvest-SP) Uma solução aquosa de iodeto de potássio (KI) foi eletrolisada usando-se a aparelhagem esquematizada na figura a seguir. Após algum tempo de eletrólise, adicionaram-se algumas gotas de solução de fenolftaleína na região do eletrodo *A* e algumas gotas de solução de amido na região do eletrodo *B*. Verificou-se o aparecimento da cor rosa na região de *A* e da cor azul (formação de iodo) na região de *B*.



ADILSON SECCO

Nessa eletrólise:

I. no polo negativo, ocorre redução da água com formação de OH^- e de H_2.

II. no polo positivo, o iodeto ganha elétrons e forma iodo.

III. a grafite atua como condutora de elétrons.

Dessas afirmações, apenas a:

a) I é correta.
b) II é correta.
c) III é correta.
d) I e a III são corretas.
e) II e a III são corretas.

6 Aplicações da eletrólise

6.1 Galvanoplastia

Consiste em revestir a superfície de uma peça metálica com uma fina camada de outro metal por meio da eletrólise aquosa de seu sal. A peça atuará como cátodo, e o sal deve conter o íon do metal que se deseja depositar. Os exemplos mais conhecidos são o revestimento por crômio, a **cromação**, ou por níquel, a **niquelação**.

Semirreação do cátodo (cromação): $Cr^{3+}(aq) + 3\ e^- \rightarrow Cr^0(s)$

Semirreação do cátodo (niquelação): $Ni^{2+}(aq) + 2\ e^- \rightarrow Ni^0(s)$

Depósito metálico no cátodo

O nome *galvanoplastia* é uma homenagem ao cientista italiano Luigi Galvani (1737-1798). Esse processo é muito utilizado para revestir anéis, brincos, pulseiras, correntes, relógios, faqueiros etc. com uma fina camada (que tem espessura da ordem de $2{,}0 \cdot 10^{-3}$ cm) de prata ou ouro. A produção de **ferro galvanizado**, que consiste no ferro que recebeu uma camada superficial de zinco, também pode ser feita por eletrólise.



RICHARD CUMMINS/CORBIS/LATINSTOCK

Detalhes metálicos cromados já foram muito usados pelas indústrias automobilísticas. ▶

INDÚSTRIAS DE GALVANOPLASTIA

São indústrias que podem ser bastante insalubres, não só pelas condições do ambiente em que os banhos são realizados, mas principalmente pelos tipos de reagentes empregados.

Quanto às *condições ambientais*, em geral há alta umidade do ar (já que os banhos são aquecidos), alta temperatura, muito ruído e principalmente a presença de substâncias altamente tóxicas e irritantes.

Quanto aos *reagentes empregados*, podemos citar alguns íons tóxicos de sais dissolvidos em banhos como Cu^{2+} e Ni^{2+}.

Um outro reagente de alto risco à vida, usado nos banhos em algumas indústrias de galvanoplastia, é o cianeto de sódio ou de potássio. Por incrível que pareça, num mesmo galpão às vezes coexistem tanques de ácido clorídrico usado na decapagem* e tanques contendo cianeto. Vapores de água podem arrastar para o ar ácido clorídrico e cianeto, formando um índice de ácido cianídrico (HCN) altamente letal.

A presença de HCN no ar altera o ritmo da respiração (dispneia e taquipneia), podendo causar paralisia e até mesmo convulsões. **Mesmo em pequenas concentrações, o HCN pode produzir vertigem, náusea e vômito. Uma exposição por poucos minutos a uma atmosfera contendo 300 ppm de HCN leva à morte.**



FERNANDO FAVORETTO/FATTO COMUNICAÇÃO-TRAMONTINA-BBV GALVANOPLASTIA

• ATENÇÃO

O HCN, gás cianídrico, é **extremamente tóxico**, incolor e tem odor de amêndoas amargas.

A inalação do gás ou a ingestão de sua solução causam cianose, convulsão e morte. JAMAIS DEVE SER MANIPULADO OU PRODUZIDO EM INSTALAÇÕES ESCOLARES DE ENSINO MÉDIO.

Cianetos devem permanecer em solução alcalina, pois em solução ácida liberam gás cianídrico. Você poderia explicar a razão disso?



FERNANDO FAVORETTO/FATTO COMUNICAÇÃO-TRAMONTINA-BBV GALVANOPLASTIA



FERNANDO FAVORETTO/FATTO COMUNICAÇÃO-TRAMONTINA-BBV GALVANOPLASTIA

◄ Utensílios domésticos metálicos passando por etapas até receber uma camada de prata num banho de galvanoplastia. O objeto a ser recoberto é o cátodo.

* Decapagem significa remoção de tintas, incrustações ou ferrugem da superfície metálica. Normalmente, na decapagem a peça metálica é mergulhada em um banho de ácido muriático ou ácido sulfúrico.

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

6.2 Anodização

Uma forma de resguardar certos metais contra a corrosão é a formação de uma camada protetora superficial de um óxido do próprio metal. Tal proteção pode ser feita por meio de um processo eletrolítico, que é denominado **anodização**. Um exemplo de anodização bastante conhecido envolve o alumínio.

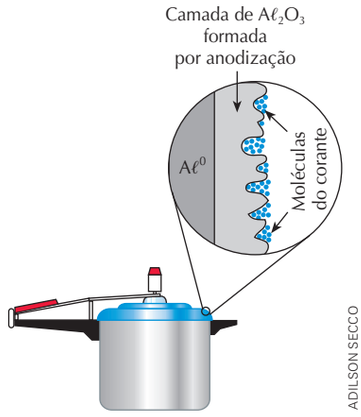
A peça de alumínio a ser protegida é usada como ânodo (polo positivo) durante a eletrólise de uma solução aquosa de H_2SO_4. Nesse eletrodo ocorre a liberação de oxigênio gasoso (graças à descarga do OH^- proveniente da água). O gás oxigênio ataca o metal constituinte do ânodo (a peça de alumínio), formando óxido de alumínio:

$$3\,O_2\,(g) + 4\,A\ell\,(s) \rightarrow 2\,A\ell_2O_3\,(s)$$

Óxido que forma camada protetora sobre a peça

A camada protetora de $A\ell_2O_3$ que se forma é bastante porosa, o que permite a retenção de corantes em seus poros. Em seguida, os poros são selados mergulhando-se a peça em água quente.

Uma peça metálica submetida a esse processo estará protegida contra a corrosão e vistosa para ser comercializada. São exemplos dessas peças anodizadas grades, janelas, portões e tampas de panela de alumínio em cores.



ADILSON SECCO

▲ Representação esquemática de objeto de alumínio anodizado e corado, em cores fantasiosas, na qual as moléculas de corante foram representadas por esferas e os átomos de alumínio e os íons $A\ell^{3+}$ e O^{2-} não estão representados.

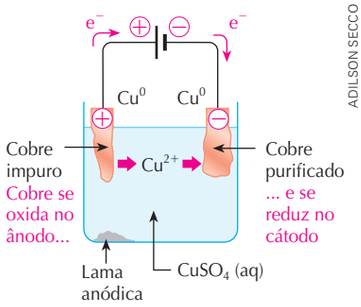
6.3 O refino eletrolítico do cobre

Uma das importantes aplicações do cobre metálico é como condutor de eletricidade em fios elétricos e em circuitos eletrônicos. Isso exige alta pureza, pois o cobre impuro não é um condutor tão bom quanto o cobre puro. Isso torna necessário purificar o cobre obtido na metalurgia, pois sua pureza geralmente não é suficiente para usá-lo como condutor elétrico.

Para a obtenção de cobre com pureza superior a 99,5%, é empregado o **refino eletrolítico**. O procedimento envolve a eletrólise de uma solução aquosa de $CuSO_4$, utilizando como ânodo (polo positivo) o cobre metalúrgico, que contém impurezas como ferro, zinco, ouro, prata e platina.

O esquema ao lado ilustra como, nesse processo, cobre de alta pureza se deposita no cátodo, que também é de cobre. No ânodo, ocorre a oxidação do cobre e das impurezas que se oxidam mais facilmente que ele (ferro, zinco). As impurezas mais difíceis de oxidar (ouro, prata, platina) desprendem-se do eletrodo ao longo do processo e formam um depósito no fundo do recipiente, a **lama anódica**. O custo do refino eletrolítico é atenuado pela venda dos materiais presentes na lama anódica.

No cátodo, ocorre a redução dos íons Cu^{2+} a cobre metálico, mas não de íons como Fe^{2+} e Zn^{2+}, que são mais difíceis de reduzir que o Cu^{2+} e permanecem em solução, garantindo alta pureza do cobre depositado.



ADILSON SECCO

▲ Representação esquemática em cores fantasiosas do refino eletrolítico do cobre. Nesse processo, **o ânodo é um eletrodo ativo**, ou seja, ele toma parte na reação. A semirreação **anódica** é:

$$Cu^0 \rightarrow 2\,e^- + Cu^{2+}$$

Eletrodo de cobre impuro — **Solução**

E a semirreação **catódica** é:

$$Cu^{2+} + 2\,e^- \rightarrow Cu^0$$

Solução — **Depósito de cobre puro**

Fonte: Esquema elaborado a partir de MOORE, J. W. et al. *Chemistry*. Nova York: McGraw-Hill, 1978. p. 588.

6.4 Obtenção de substâncias de interesse

Por meio da eletrólise são obtidas industrialmente várias substâncias de interesse. Entre elas há substâncias simples, como hidrogênio (H_2), flúor (F_2), cloro ($C\ell_2$), metais alcalinos, metais alcalino-terrosos e alumínio, e substâncias compostas, como hidróxido de sódio (NaOH), hipoclorito de sódio (NaCℓO) e ácido clorídrico (HCℓ).

A produção do flúor envolve a eletrólise ígnea do fluoreto de potássio (KF). Flúor gasoso forma-se no ânodo: $2\,F^- \rightarrow F_2 + 2\,e^-$.

A obtenção de metais alcalinos, alcalino-terrosos e alumínio, também realizada por meio da eletrólise ígnea, é apresentada no item 7.5, mais à frente.

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

A produção industrial de soda cáustica, cloro, hidrogênio, ácido clorídrico e hipoclorito de sódio envolve a eletrólise aquosa de uma solução de cloreto de sódio. Dos cátions presentes (H^+ e Na^+), é o H^+ que tem a maior facilidade de descarga no cátodo. E dos ânions presentes (OH^- e $C\ell^-$), é o $C\ell^-$ que tem a maior facilidade de descarga no ânodo. O equacionamento do processo é:

Dissociação do eletrólito: $2\,NaC\ell \rightarrow 2\,Na^+ + 2\,C\ell^-$

Autoionização da água: $2\,H_2O \rightarrow 2\,H^+ + 2\,OH^-$

Semirreação no cátodo: $2\,H^+ + 2e^- \rightarrow H_2$

Semirreação no ânodo: $2\,C\ell^- \rightarrow C\ell_2 + 2e^-$

Reação global: $2\,NaC\ell + 2\,H_2O \rightarrow \underbrace{2\,Na^+ + 2\,OH^-}_{\text{2 NaOH (em solução aquosa, dissociado)}} + H_2 + C\ell_2$


ALBUM AKG/LATINSTOCK

▲ O inglês Humphry Davy (1778-1829) que, utilizando eletrólise ígnea, descobriu o sódio e o potássio em 1807. Ilustração extraída de *Cem retratos de homens célebres*, Bruxelas, 1920.

O hidróxido de sódio (soda cáustica) é usado, por exemplo, para fabricar sabões, papel e produtos para desentupir ralos e pias.

O cloro é usado para fabricação, entre outros produtos, do plástico conhecido como PVC, do ácido clorídrico e do hipoclorito de sódio.

Para a fabricação do ácido clorídrico, reage-se o cloro (obtido no ânodo) com o hidrogênio (obtido no cátodo), formando $HC\ell$ gasoso (gás clorídrico) que, em seguida, é borbulhado em água, originando o ácido clorídrico, $HC\ell$ aquoso.

Para a fabricação de hipoclorito de sódio ($NaC\ell O$), borbulha-se gás cloro em solução de hidróxido de sódio:

$$C\ell_2\,(g) + 2\,NaOH\,(aq) \rightarrow NaC\ell\,(aq) + NaC\ell O\,(aq) + H_2O\,(\ell)$$

O hipoclorito de sódio é usado como desinfetante e alvejante, sendo o componente ativo da água sanitária.

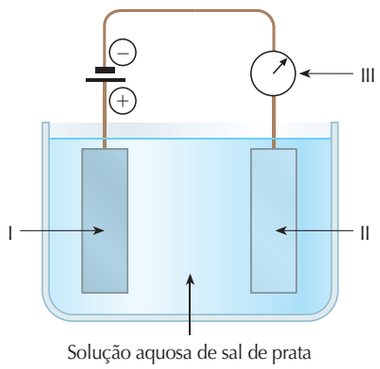
Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

21. (Fuvest-SP) Para pratear eletronicamente um objeto de cobre e controlar a massa de prata depositada no objeto, foi montada a aparelhagem esquematizada na figura abaixo.



ADILSON SECCO

Solução aquosa de sal de prata

Nessa figura, I, II e III são, respectivamente:

a) o objeto de cobre, uma chapa de platina e um amperímetro.

b) uma chapa de prata, o objeto de cobre e um voltímetro.

c) o objeto de cobre, uma chapa de prata e um voltímetro.

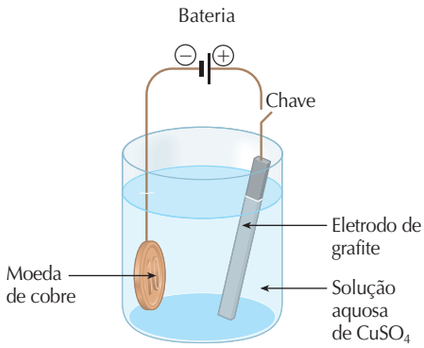
d) o objeto de cobre, uma chapa de prata e um amperímetro.

e) uma chapa de prata, o objeto de cobre e um amperímetro.

▲ **Comentário dos autores:**

O dispositivo III é um amperímetro (medidor de corrente elétrica), que será comentado oportunamente. Agora, trabalhe a identificação de I e II.

22. (UFMG) A figura abaixo mostra um esquema utilizado para recuperar moedas de cobre antigas, parcialmente oxidadas.



ADILSON SECCO

O processo que ocorre na superfície da moeda é:

a) $Cu^{2+}\ (aq) + 2\ e^- \rightarrow Cu\ (s)$

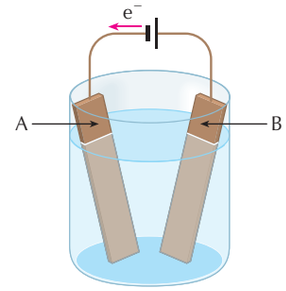
b) $Cu\ (s) \rightarrow Cu^{2+}\ (aq) + 2\ e^-$

c) $2\ H_2O\ (\ell) \rightarrow O_2\ (g) + 4\ H^+\ (aq) + 4\ e^-$

d) $4\ OH^-\ (aq) \rightarrow O_2\ (g) + 2\ H_2O\ (\ell) + 4\ e^-$

e) $O_2\ (g) + 4\ H^+\ (aq) + 4\ e^- \rightarrow 2\ H_2O\ (\ell)$

23. (Unicamp-SP) Um processo de purificação de cobre metálico consiste em se passar uma corrente elétrica por uma solução aquosa de sulfato de cobre (II), de cor azul, durante um 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 mostra esquematicamente a situação no início do processo.



ADILSON SECCO

Solução de sulfato de cobre (II)

a) Em qual dos eletrodos, A ou B, se depositará cobre metálico purificado? Justifique.

b) A intensidade da cor azul é diretamente proporcional à concentração de Cu^{2+} na solução. Com base nessa informação e no processo de purificação descrito, responda se ao final do experimento a intensidade da cor azul terá aumentado, permanecido igual ou diminuído em relação à cor inicial. Justifique.

Exercícios adicionais

Resolva em seu caderno

Seu (sua) professor(a) indicará o melhor momento para realizar os exercícios deste bloco.

24. (PUC-Campinas-SP) O ferro galvanizado (ferro recoberto por camada de zinco) pode ser obtido mergulhando-se o ferro em banho de zinco metálico fundido, ou, então, por eletrodeposição, em que:

I. no cátodo ocorre a redução do Zn^{2+}.

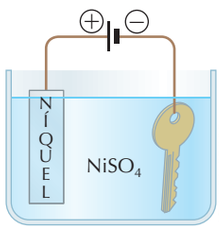
II. na cuba eletrolítica, o banho deve conter um composto de zinco.

III. o ânodo é constituído por peças de ferro.

Dessas afirmações, SOMENTE:

a) I é correta.
b) II é correta.
c) III é correta.
d) I e II são corretas.
e) II e III são corretas.

25. (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 ao lado). Considere as seguintes afirmativas:



ADILSON SECCO

I. Na chave, ocorre a reação $Ni^{2+} + 2\ e^- \rightarrow Ni^0$.

II. No polo positivo, ocorre oxidação do níquel.

III. No polo positivo, ocorre a reação: $Ni^0 \rightarrow Ni^{2+} + 2\ e^-$.

IV. O eletrodo positivo sofre corrosão durante a eletrólise.

V. A chave é corroída durante o processo.

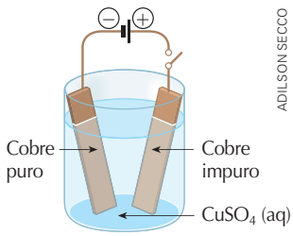
A alternativa que contém apenas as afirmativas corretas é:

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

26. (Fuvest-SP) As etapas finais de obtenção do cobre a partir da calcosita, Cu_2S, são, sequencialmente:

I. ustulação (aquecimento ao ar).

II. refinação eletrolítica (esquema ao lado).



ADILSON SECCO

a) Escreva a equação da ustulação da calcosita.

b) Descreva o processo da refinação eletrolítica, mostrando o que ocorre em cada um dos polos ao se fechar o circuito.

c) Reproduza no caderno o esquema dado e indique nele o sentido do movimento dos elétrons no circuito e o sentido do movimento dos íons na solução, durante o processo de eletrólise.

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

27. (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 ao lado). Nesse processo, oxigênio é gerado por eletrólise, segundo a semirreação:

$$H_2O\ (\ell) \rightarrow \frac{1}{2}\ O_2\ (g)\ +\ 2\ e^-\ +\ 2\ H^+\ (aq)$$

O oxigênio reage, em seguida, com o alumínio, formando o óxido correspondente.

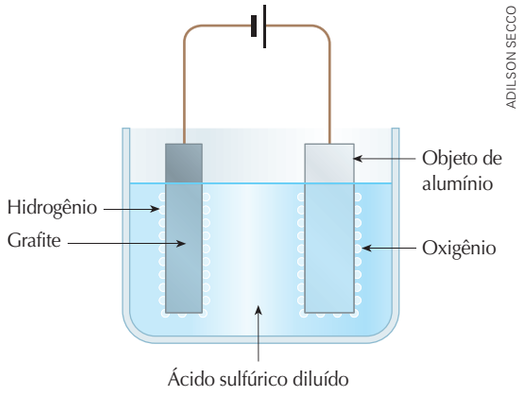
Com referência ao exposto, a afirmativa falsa é:

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 ânodo da célula eletroquímica.

d) o processo de anodização consome energia elétrica.



ADILSON SECCO

7 Noções de metalurgia

Na superfície da Terra há uma imensa variedade de substâncias formadas ao longo de milhares de anos pela natureza não viva. Essas substâncias são chamadas de **minerais**.

Grande parte dos minerais contém metais em sua composição química. Às vezes, dependendo da composição química e da abundância do mineral, é possível a extração desses metais. O termo **minério** designa um mineral a partir do qual é economicamente viável a extração de um elemento químico de interesse, como, por exemplo, um metal.

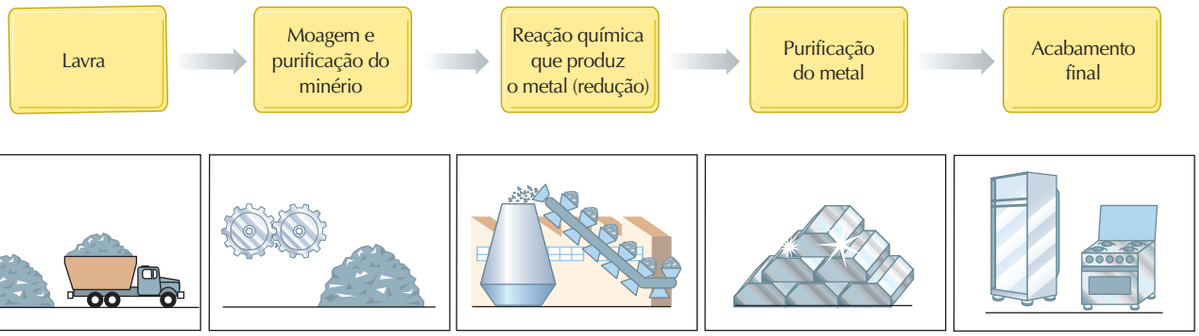
> **Metalurgia** é a sequência de processos que visa obter um metal a partir do minério correspondente.

Como já sabemos, os metais possuem, de modo geral, alta tendência a doar elétrons. Assim, eles são frequentemente encontrados em seus minérios com número de oxidação positivo, e, para que se possa obter o metal (isto é, a substância simples formada por esse metal) a partir do minério, é necessário que ele sofra uma **redução**. Perceba que se trata exatamente do contrário da corrosão, um processo natural que tende a oxidar os metais.

Cátion do metal em substância composta M^{n+} ⇄ M^0 **Átomo do metal em substância simples**

Redução (metalurgia) →

← Oxidação (corrosão)



ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

▲ Representação das principais etapas da metalurgia. A etapa de redução não é necessária quando se trata de metal encontrado na natureza sob a forma de substância simples, como é o caso do ouro.

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

7.1 Metalurgia e potenciais de redução

Consultando a tabela de potenciais de redução a seguir é possível entender por que alguns metais como ouro, prata, mercúrio e cobre são encontrados como substâncias simples na natureza (no chamado estado nativo), enquanto outros são encontrados apenas na forma de substâncias compostas (combinados com outros elementos).

		Semirreação	E° (V)	
Obtidos por meio da redução por eletrólise ígnea	Aumenta a tendência de o íon sofrer redução	$Li^+ + e^- \rightleftarrows Li^0$	−3,05	Aumenta o potencial de redução (E°)
		$K^+ + e^- \rightleftarrows K^0$	−2,94	
		$Ca^{2+} + 2\,e^- \rightleftarrows Ca^0$	−2,87	
		$Na^+ + e^- \rightleftarrows Na^0$	−2,71	
		$Mg^{2+} + 2\,e^- \rightleftarrows Mg^0$	−2,36	
		$A\ell^{3+} + 3\,e^- \rightleftarrows A\ell^0$	−1,68	
Obtidos por meio da redução do minério utilizando C, CO ou $A\ell^0$ como agente redutor		$Zn^{2+} + 2\,e^- \rightleftarrows Zn^0$	−0,76	
		$Cr^{3+} + 3\,e^- \rightleftarrows Cr^0$	−0,74	
		$Pb^{2+} + 2\,e^- \rightleftarrows Pb^0$	−0,13	
		$Fe^{3+} + 3\,e^- \rightleftarrows Fe^0$	−0,04	
		$Sn^{4+} + 4\,e^- \rightleftarrows Sn^0$	+0,01	
		$Mn^{4+} + 4\,e^- \rightleftarrows Mn^0$	+0,03	
Encontrados livres na natureza ou facilmente obtidos a partir dos minérios		$Cu^+ + e^- \rightleftarrows Cu^0$	+0,52	
		$Hg^{2+} + 2\,e^- \rightleftarrows Hg^0$	+0,79	
		$Ag^+ + e^- \rightleftarrows Ag^0$	+0,80	
		$Au^{3+} + 3\,e^- \rightleftarrows Au^0$	+1,42	

Aumenta a nobreza do metal

Fonte: MORTIMER, R. G. *Physical Chemistry*. 2. ed. Orlando: Harcourt, 2000. p. 297, 992. WHITTEN, K. W. et al. *General Chemistry*: with qualitative analysis. 6. ed. Orlando: Saunders, 2000. p. 869. LEVINE, I. *Physical Chemistry*. 6. ed. Nova York: McGraw-Hill, 2009. p. 419. MASTERTON, W. L. e SLOWINSKI, E. J. *Química Geral Superior*. 4. ed. Rio de Janeiro: Interamericana, 1978. p. 454.

7.2 Ouro, platina, prata, mercúrio e cobre

Esses são **metais nobres**, isto é, têm baixa tendência a sofrer oxidação.

Daí o fato de serem encontrados na natureza na forma de substâncias simples. Nesse caso, a redução é desnecessária, executando-se apenas a purificação para remover as impurezas que porventura acompanhem o metal.

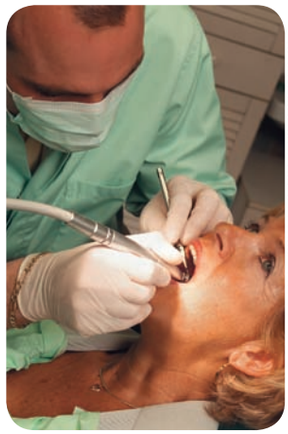
Prata, cobre e mercúrio, além de serem encontrados no estado nativo, existem também na forma de minérios, os sulfetos Ag_2S (argentita), Cu_2S (calcosita) e HgS (cinábrio). Nesse caso, os metais podem ser facilmente obtidos a partir da ustulação dos minérios.

> **Ustulação** é o nome dado ao aquecimento de um sulfeto na presença de O_2, também conhecido como "queima do sulfeto".

$$Ag_2S + O_2 \xrightarrow{\Delta} 2\,Ag + SO_2$$ **Ustulação da argentita**

$$HgS + O_2 \xrightarrow{\Delta} Hg + SO_2$$ **Ustulação do cinábrio**

O mercúrio é utilizado para fabricar termômetros e amálgama para restaurações dentárias (mistura de Ag e outros metais com Hg). Ouro, prata e cobre são usados para confecção de joias, pois apresentam baixa tendência a se oxidar (sobretudo o ouro). Fios elétricos são fabricados com cobre, já que ele é um bom condutor de corrente elétrica.



LAURENT/SCHAINES/BSIP/KEYSTOCK/KEYSTONE

▲ Restaurações dentárias podem ser feitas com determinados metais nobres, pois não sofrem corrosão pela saliva e pelos alimentos ácidos.

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

7.3 Ferro, estanho, zinco e chumbo

Esses metais não são nobres como os anteriores e, por essa razão, não se encontram livres na natureza. Assim, é necessário utilizar um **agente redutor** para obtê-los a partir de seus minérios. O monóxido de carbono (CO) é o agente redutor geralmente empregado. Carvão (C) também é utilizado.

No caso da obtenção do ferro a partir da hematita (Fe_2O_3), a reação pode ser equacionada do seguinte modo:

$$Fe_2O_3 + 3\,CO \xrightarrow{\Delta} 2\,Fe + 3\,CO_2$$ **O CO atua como agente redutor**

Siderurgia é o ramo da indústria metalúrgica que visa obter ferro metálico a partir de seus minérios. A reação é executada nos *altos-fornos* siderúrgicos (o nome se deve à altura do forno). Neles é despejada uma mistura de coque (carvão com alto teor de carbono), minério de ferro e calcário ($CaCO_3$). A combustão do coque produz CO, que reduz o minério de ferro. O calcário sofre decomposição, produzindo CaO, que reage com as impurezas do minério, fazendo-as flutuar no ferro fundido.



DELFIM MARTINS/PULSAR IMAGENS

◀ Ferro fundido recém-produzido, incandescente graças à alta temperatura. Usina em Minas Gerais, 1985.

O ferro que sai do forno chama-se *ferro-gusa* ou *ferro fundido* (mesmo depois de solidificado mantém esse nome). Contém cerca de 5% de carbono, sendo, por esse motivo, muito quebradiço. Após sofrer um processo de purificação, pode chegar até cerca de 0,2% de carbono, e recebe o nome de *ferro doce*. O ferro com até cerca de 1,5% de carbono é chamado de *aço*. Trata-se da liga metálica mais usada por nossa civilização.

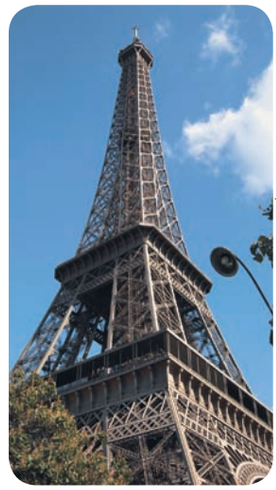
Aço é uma liga de ferro e carbono.

A obtenção do estanho é feita a partir da cassiterita (SnO_2) e segue o mesmo caminho da obtenção do ferro: redução do SnO_2 com CO. Já no caso do zinco, extraído da blenda (ZnS), antes de executar a redução com CO é necessário executar a ustulação, que transforma o sulfeto em óxido:

$$ZnS + \frac{3}{2}O_2 \xrightarrow{\Delta} ZnO + SO_2$$ **A ustulação converte sulfeto em óxido...**

$$ZnO + CO \xrightarrow{\Delta} Zn + CO_2$$ **... que é reduzido por ação do CO**

O chumbo é obtido a partir da galena (PbS) da mesma maneira: ustulação seguida de redução com monóxido de carbono.



ROGÉRIO REIS/PULSAR IMAGENS

▲ A Torre Eiffel, em Paris, França, 2005. Oito mil toneladas de ferro! Foi projetada pelo engenheiro francês Alexandre Gustave Eiffel e construída, sob sua supervisão, em 1889. Com trezentos metros de altura, tornou-se o "cartão-postal" símbolo da cidade.



TARGA/AGE FOTOSTOCK/KEYSTOCK/KEYSTONE

▲ O latão é uma liga de cobre e zinco usada, por exemplo, para fazer instrumentos musicais. Moncalieri, Itália, 2006.

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

O ferro é o metal mais importante para a nossa civilização, possuindo inúmeras utilizações, principalmente na forma de aço, em ferramentas, utensílios, motores, chapas, construção civil etc.

O estanho é utilizado na forma de *folha de flandres* ou *lata* (chapa de ferro revestida de estanho) e *bronze* (liga de estanho e cobre).

O zinco forma uma liga com cobre chamada de *latão*. É também empregado no revestimento do ferro (galvanização), protegendo-o da corrosão. Tubos de ferro galvanizado eram muito usados em encanamentos domésticos antes do advento dos tubos plásticos de PVC.

Baterias de automóvel são fabricadas com chumbo. A solda usada em eletrônica é uma liga de chumbo e estanho.

7.4 Cromo e manganês

Esses dois metais se assemelham muito aos quatro anteriores no que diz respeito ao fato de não serem nobres e de necessitarmos de um agente redutor para sua obtenção.

No entanto, de modo indesejável, eles ficam contaminados com altos teores do carvão utilizado para a redução. A operação de purificação para eliminar o carvão torna o processo de obtenção desses metais muito caro.

Uma maneira alternativa para obtê-los é por meio da chamada *aluminotermia* ou *reação aluminotérmica*. O nome dessa reação vem das palavras alumínio, o agente redutor usado, e *thermos*, que (em grego) significa "calor". A reação libera muita energia, nas formas de luz e calor.

> **Aluminotermia** consiste na redução do metal (na forma de óxido) utilizando-se alumínio metálico como redutor.

O cromo é obtido por aluminotermia usando o óxido de cromo (III), proveniente do minério cromita ($FeO \cdot Cr_2O_3$):

$$Cr_2O_3 + 2\,A\ell \xrightarrow{\Delta} 2\,Cr + A\ell_2O_3$$

O agente redutor é o alumínio

O manganês é obtido a partir da pirolusita (MnO_2) pelo mesmo processo: o alumínio se oxida a $A\ell_2O_3$ e o MnO_2 se reduz a manganês metálico.

Muitos aços especiais contêm cromo. Dentre eles o mais conhecido é o *aço inox* (aço inoxidável). O manganês, em mistura com o aço, torna-o duro e resistente ao desgaste, sendo apropriado à fabricação de certas ferramentas, trituradoras, colheitadeiras, trilhos etc.



DELOCHE/BSIP/KEYSTOCK/KEYSTONE

◀ Instrumentos cirúrgicos de aço inox, material no qual estão presentes, além de ferro e carbono (aço), níquel e cromo.

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

7.5 Alcalinos, alcalino-terrosos e alumínio

Metais como sódio (alcalino), magnésio (alcalino-terroso) e alumínio possuem baixos potenciais de redução, ou seja, *não são facilmente reduzidos*. Não se conhece um agente redutor barato que provoque sua redução. O meio mais econômico de obtê-los é forçar a *redução utilizando uma corrente elétrica*, ou seja, executando uma eletrólise.

$$Na^{+} + e^{-} \rightarrow Na^{0}$$
$$Mg^{2+} + 2\,e^{-} \rightarrow Mg^{0}$$
$$A\ell^{3+} + 3\,e^{-} \rightarrow A\ell^{0}$$

Semirreações catódicas na eletrólise ígnea

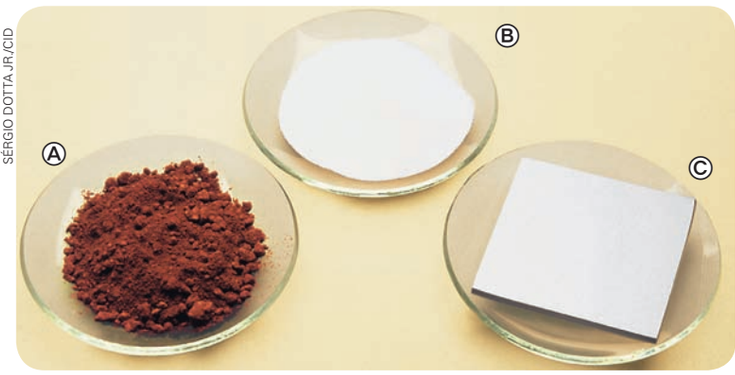
No entanto é necessário que essas eletrólises sejam ígneas, pois, de acordo com o que já foi apresentado, em meio aquoso os íons H^{+} têm maior facilidade de descarga que os íons Na^{+}, Mg^{2+} e $A\ell^{3+}$.

Assim, sódio e magnésio são obtidos por eletrólise ígnea de $NaC\ell$ e $MgC\ell_2$, provenientes da água do mar. O alumínio é obtido por eletrólise ígnea da alumina ($A\ell_2O_3$), que, por sua vez, é obtida a partir do minério bauxita ($A\ell_2O_3 \cdot n\,H_2O$ + impurezas).

Ligas de magnésio e alumínio são leves e resistentes, sendo usadas na fabricação de rodas e na carcaça de aeronaves. O alumínio vem ganhando cada vez mais destaque em nossa civilização, sendo usado para a fabricação de panelas, portões, janelas, boxes para banheiro, antenas de tevê etc.

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

SÉRGIO DOTTA JR./CID



◀ Ⓐ Bauxita.
Ⓑ Alumina.
Ⓒ Alumínio.

Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

28. Podemos dividir os metais em três grupos, usando como critério a tendência para sofrer oxidação, propriedade intimamente relacionada à dificuldade de obter o metal a partir de substâncias naturais.

Ag, Aℓ, Au, Cr, Cu, Fe, Hg, K, Mg, Mn, Na, Pb, Pt, Sn, Zn

Classifique cada metal dessa lista num dos seguintes grupos:

1. Metais com baixa tendência a sofrer oxidação. Ocorrem como substância simples ou são obtidos a partir de minérios por redução relativamente fácil.
2. Metais com alta tendência a sofrer oxidação. Por isso, são obtidos por redução mediante eletrólise ígnea.
3. Metais com caráter razoavelmente intermediário entre os dos dois grupos anteriores. Sua obtenção é feita pela redução de minérios com redutores como carvão, monóxido de carbono ou alumínio.

29. As equações abaixo foram apresentadas no texto e se referem à ustulação da argentita e do cinábrio. Indique em seu caderno os elementos que sofrem redução e oxidação nesses processos:

a) $Ag_2S + O_2 \xrightarrow{\Delta} 2\,Ag + SO_2$

b) $HgS + O_2 \xrightarrow{\Delta} Hg + SO_2$

30. O cobre metálico pode ser obtido por ustulação da calcosita (Cu_2S), que produz também dióxido de enxofre. Equacione essa ustulação.

31. A reação equacionada a seguir permite a obtenção de ferro num alto-forno de indústria siderúrgica:

$$Fe_2O_3 + 3\,CO \xrightarrow{\Delta} 2\,Fe + 3\,CO_2$$

a) Que elemento está sofrendo redução?
b) Que substância atua como agente redutor?


ROGÉRIO REIS/PULSAR IMAGENS

▲ Alto-forno siderúrgico. Volta Redonda, Rio de Janeiro, 1996.

32. A obtenção do estanho é feita por redução da cassiterita (SnO_2), utilizando monóxido de carbono como agente redutor.


ARNOLD FISHER/SCIENCE PHOTO LIBRARY/LATINSTOCK

◀ Amostra de cassiterita (tamanho real).

a) Equacione esse processo.
b) Como se chama a liga de estanho e cobre?

33. A obtenção de zinco a partir da blenda ocorre por intermédio de duas reações químicas:

I. $ZnS + \frac{3}{2}\,O_2 \xrightarrow{\Delta} ZnO + SO_2$

II. $ZnO + CO \xrightarrow{\Delta} Zn + CO_2$

a) Na etapa I, o zinco está sofrendo oxidação ou redução?
b) Na etapa II, o zinco está sofrendo oxidação ou redução?
c) Como se chama o ferro revestido de zinco?
d) A liga de zinco e cobre é usada para fazer torneiras e instrumentos musicais. Qual o nome dela?

34. Para se obter chumbo a partir da galena (PbS) são necessárias duas etapas:

I. Ustulação desse minério fornecendo óxido de chumbo (II) e dióxido de enxofre.

II. Redução de óxido de chumbo (II) com monóxido de carbono.

Equacione ambas as etapas.

35. Conforme mostrado no texto, a obtenção do cromo por aluminotermia é equacionada como:

$$Cr_2O_3 + 2\,A\ell \xrightarrow{\Delta} 2\,Cr + A\ell_2O_3$$

a) O cromo está sofrendo oxidação ou redução?
b) Que substância age como redutor nesse processo?

36. Quando a reação aluminotérmica é executada com a pirolusita (MnO_2), obtêm-se manganês metálico e óxido de alumínio. Equacione essa reação.

▲ **COMENTÁRIO DOS AUTORES:**
Se necessário, utilize o método da oxirredução para balancear a equação.

37. Quando o óxido de ferro (III) e o alumínio metálico reagem, é liberada grande quantidade de energia e a temperatura pode chegar a 3.000 °C. É uma reação aluminotérmica conhecida como *reação termite*.

Esse processo (que não é utilizado industrialmente para obter ferro metálico) é empregado, entre outras coisas, por operários para soldar trilhos de trem.

Equacione a reação em questão.

38. Qual é a diferença entre bauxita, alumina e alumínio?

39. Fábricas de alumínio só se instalam em locais onde a energia elétrica é barata. Você tem alguma explicação para isso?

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

Exercícios adicionais

Resolva em seu caderno

Seu (sua) professor(a) indicará o melhor momento para realizar os exercícios deste bloco.

40. (UFS-SE) Considere os processos de obtenção de alumínio a partir da alumina ($A\ell_2O_3$) e de ferro a partir da hematita (Fe_2O_3). Ambos

I. envolvem oxirredução;
II. utilizam eletrólise;
III. requerem utilização de energia.

É correto afirmar SOMENTE:
a) I **b)** II **c)** III **d)** I e II **e)** I e III

41. (Fuvest-SP) Nos altos-fornos, o ferro é obtido pela redução de um de seus minérios: a hematita (Fe_2O_3). O redutor que atua nesse processo é:
a) nitrogênio.
b) oxigênio.
c) monóxido de carbono.
d) dióxido de carbono.
e) óxido de cálcio.

42. (PUC-RJ) Uma joia de ouro não se estraga no decorrer dos anos porque o ouro:

a) recebe um tratamento especial em sua confecção.

b) está na forma oxidada.

c) não se oxida facilmente.

d) oxida-se facilmente.

e) forma com o oxigênio atmosférico um composto muito estável.

43. (Enem-MEC) Na fabricação de qualquer objeto metálico, seja um parafuso, uma panela, uma joia, um carro ou um foguete, a metalurgia está presente na extração de metais a partir dos minérios correspondentes, na sua transformação e sua modelagem. Muitos dos processos metalúrgicos atuais têm em sua base conhecimentos desenvolvidos há milhares de anos, como mostra o quadro:

Milênio antes de Cristo	Métodos de extração e operação
Quinto milênio a.C.	Conhecimento do ouro e do cobre nativos
Quarto milênio a.C.	Conhecimento da prata e das ligas de ouro e prata Obtenção do cobre e chumbo a partir de seus minérios Técnicas de fundição
Terceiro milênio a.C.	Obtenção de estanho a partir do minério Uso do bronze
Segundo milênio a.C.	Introdução do fole e aumento da temperatura de queima Início do uso do ferro
Primeiro milênio a.C.	Obtenção do mercúrio e dos amálgamas Cunhagem de moedas

(VANIN, J. A. *Alquimistas e químicos*)

Podemos observar que a extração e o uso de diferentes metais ocorreram a partir de diferentes épocas. Uma das razões para que a extração e o uso do ferro tenham ocorrido após a do cobre ou estanho é

a) a inexistência do uso de fogo que permitisse sua moldagem.

b) a necessidade de temperaturas mais elevadas para sua extração e moldagem.

c) o desconhecimento de técnicas para a extração de metais a partir de minérios.

d) a necessidade do uso do cobre na fabricação do ferro.

e) seu emprego na cunhagem de moedas, em substituição ao ouro.

44. (FGV-SP) O Brasil não é só o país do futebol, mas também um campeão de reciclagem de alumínio. A reciclagem de latas de alumínio, além de gerar renda para milhares de pessoas, contribui para a preservação do meio ambiente e para a redução nos gastos de energia elétrica. O alumínio é produzido a partir da bauxita por um processo de eletrólise ígnea. As reações envolvidas nesse processo podem ser representadas por três equações:

I. $2\ A\ell_2O_3 \rightarrow 4\ A\ell^{3+} + 6\ O^{2-}$

II. $4\ A\ell^{3+} + 12\ e^- \rightarrow 4\ A\ell$

III. $6\ O^{2-} \rightarrow 12\ e^- + 3\ O_2$

Quanto ao processo da eletrólise na produção do alumínio metálico, é correto afirmar que

a) é um processo espontâneo.

b) a semirreação de formação de alumínio metálico é de oxidação.

c) a semirreação de formação de oxigênio gasoso é de redução.

d) no compartimento catódico ocorre a formação de alumínio metálico.

e) a reação representada na equação I fornece energia necessária para a produção de alumínio metálico.

8 Estequiometria das reações eletroquímicas

É possível prever a massa de substância formada em uma eletrólise em função do tempo e da corrente elétrica empregada no processo? E prever o desgaste de um eletrodo de pilha à medida que ela é usada para gerar corrente? Em ambos os casos a resposta é sim e é o que estudaremos agora.

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

8.1 Carga elétrica (Q)

Em Química, é comum empregarmos a carga do próton (a que se atribui o valor "+1") e a do elétron (a que se atribui "−1") como referências para expressar a carga de íons. Assim, por exemplo, o cátion Na^+ apresenta carga igual à de um próton, o cátion Ca^{2+} tem carga igual à de dois prótons, o ânion $C\ell^-$ possui carga igual à de um elétron, e assim por diante.

Para expressar a grandeza **carga elétrica**, simbolizada neste livro por Q, de um corpo qualquer — incluindo a de prótons, elétrons e íons —, é usada a unidade **coulomb**, do Sistema Internacional de Unidades, simbolizada por **C**.

Expressa em coulombs, a carga de um elétron é $-1{,}6 \cdot 10^{-19}$ C e a de um próton é $+1{,}6 \cdot 10^{-19}$ C. Note que ambas têm o mesmo valor em módulo, mas apresentam sinais opostos. **Nas discussões a seguir, estaremos interessados no módulo da carga elétrica que atravessa um circuito, ignorando seu sinal.**

8.2 Corrente elétrica (i)

A grandeza **corrente elétrica**, simbolizada por i, é definida como a carga elétrica que atravessa a seção transversal de um circuito (isto é, a carga que passa por um "corte imaginário" perpendicular à direção de propagação da corrente elétrica nesse circuito) dividida pelo intervalo de tempo (Δt).

A unidade do Sistema Internacional usada para expressar corrente elétrica é o **ampère**, simbolizado por **A** e definido como C/s (coulomb por segundo).

Em palavras mais simples, dizer que uma corrente de 1 A (um ampère) passa por um circuito significa dizer que a carga de 1 C (um coulomb) passa por ele em um intervalo de 1 s (um segundo).

O aparelho usado para medir a corrente elétrica é o *amperímetro*, que fornece o resultado da medida em ampères. O amperímetro mede, portanto, quantos coulombs de carga passam por ele a cada segundo.

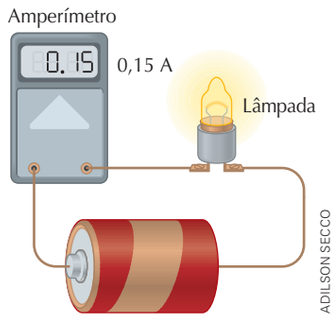
Para saber a carga elétrica que atravessa um circuito durante certo tempo, basta multiplicar a corrente elétrica (em A) pelo intervalo de tempo (em s).

Em palavras: **A carga elétrica, em coulombs, que passa por um circuito pode ser calculada multiplicando-se a corrente elétrica, em ampères, pelo intervalo de tempo, em segundos.**

Em equação:

$$Q = i \cdot \Delta t$$

Assim, usando-se um amperímetro e um cronômetro, pode-se determinar a carga elétrica que sai de um eletrodo, ou que chega a ele, durante uma eletrólise.



▲ O amperímetro mede a corrente elétrica, em ampères, que passa por um circuito. Com esse aparelho e um cronômetro, podemos fazer as medidas necessárias ao cálculo da carga elétrica que atravessa o circuito, como discutido ao lado.

8.3 A Constante de Faraday (F)

Entre 1909 e 1913, o físico inglês Robert Andrews Millikan e sua equipe determinaram, por meio de complexos experimentos, o valor do módulo da carga do elétron, $1{,}60218 \cdot 10^{-19}$ C.



▲ O inglês Robert Andrews Millikan(1868-1953),P rêmio Nobel em 1923.

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

Utilizando esse valor e a Constante de Avogadro ($6{,}02214 \cdot 10^{23}\ mol^{-1}$), podemos calcular o módulo da carga de 1 mol de elétrons:

Número de e^-		Carga elétrica
1	———	$1{,}60218 \cdot 10^{-19}$ C
$6{,}02214 \cdot 10^{23}\ mol^{-1}$	———	F

$\Rightarrow F = 9{,}6485 \cdot 10^4\ C \cdot mol^{-1}$

Assim, $9{,}6485 \cdot 10^4$ C (valor frequentemente "arredondado" para 96.500 C) é a carga total transportada por 1 mol de elétrons, denominada **Constante de Faraday** (F), em homenagem ao inglês Michael Faraday.

> O módulo da carga elétrica de **1 mol de elétrons** ($9{,}65 \cdot 10^4\ C \cdot mol^{-1}$) é conhecido como **Constante de Faraday** e simbolizado por F.

8.4 A Lei de Faraday

Investigando a relação entre a quantidade de carga que passa por um circuito elétrico em que ocorre uma eletrólise e as quantidades de substâncias produzidas nos eletrodos, Michael Faraday enunciou uma lei que, em linguagem química moderna, poderia ser assim enunciada:

> A massa de substância produzida em um eletrodo é proporcional à carga elétrica que circula na cela eletrolítica e à massa molar dessa substância.

Essa lei, conhecida como **Lei de Faraday**, pode ser compreendida como uma decorrência da proporcionalidade estequiométrica que existe entre a quantidade, em mols, de elétrons que chega ou sai de um eletrodo e a quantidade, em mols, da substância nele formada.

Veja os seguintes exemplos de semirreações de descarga em eletrólise:

$1\ Ag^+$	+	$1\ e^-$	→	$1\ Ag^0$
1 mol de Ag^+ é reduzido por...		**... 1 mol de e^-...**		**...produzindo 1 mol de Ag^0**
$1\ Cu^{2+}$	+	$2\ e^-$	→	$1\ Cu^0$
1 mol de Cu^{2+} é reduzido por...		**... 2 mol de e^-...**		**...produzindo 1 mol de Cu^0**
$1\ A\ell^{3+}$	+	$3\ e^-$	→	$1\ A\ell^0$
1 mol de $A\ell^{3+}$ é reduzido por...		**... 3 mol de e^-...**		**...produzindo 1 mol de $A\ell^0$**

Assim, nesses exemplos, podemos afirmar que:

- A carga de 1 mol de e^- (1 F), passando pelo circuito, deposita 1 mol de Ag, isto é, 108 g de Ag.
- A carga de 2 mol de e^- (2 F), passando pelo circuito, deposita 1 mol de Cu, isto é, 63,5 g de Cu.
- A carga de 3 mol de e^- (3 F), passando pelo circuito, deposita 1 mol de Aℓ, isto é, 27,0 g de Aℓ.

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

O mesmo tipo de raciocínio pode ser empregado nos processos que ocorrem nos eletrodos de uma pilha.

Considere, por exemplo, as semirreações equacionadas a seguir, que podem ocorrer no ânodo de pilhas:

$$1\ Zn^0 \rightarrow 2\ e^- + 1\ Zn^{2+}$$

1 mol de Zn^0 é oxidado e perde… … 2 mol de e^-… … produzindo 1 mol de Zn^{2+}

$$1\ Cr^0 \rightarrow 3\ e^- + 1\ Cr^{3+}$$

1 mol de Cr^0 é oxidado e perde… … 3 mol de e^-… … produzindo 1 mol de Cr^{3+}

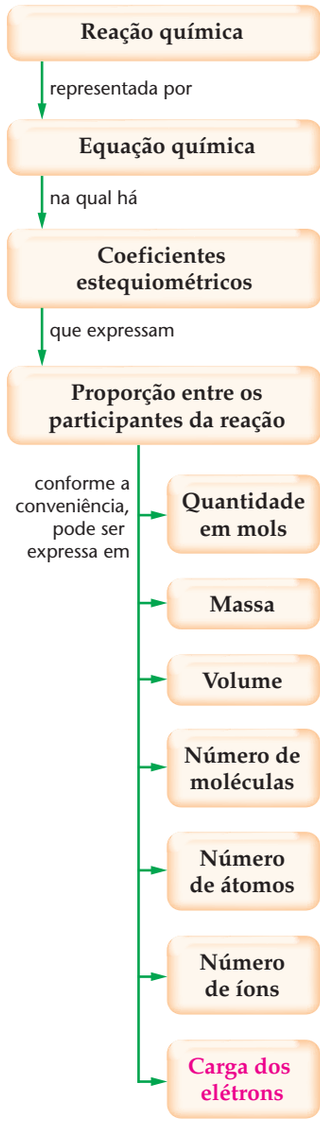
Assim, nesses exemplos, podemos afirmar que:

- A carga de 2 mol de e^- (2 F), passando pelo circuito, oxida 1 mol de Zn, isto é, 65,4 g de Zn.
- A carga de 3 mol de e^- (3 F), passando pelo circuito, oxida 1 mol de Cr, isto é, 52,0 g de Cr.

Assim, embora a Lei de Faraday tenha sido proposta para processos de eletrólise, ela pode ser generalizada para também englobar processos que acontecem nos eletrodos de pilhas:

> A massa de substância produzida ou consumida em um eletrodo de uma cela eletroquímica (pilha ou eletrólise) relaciona-se, por meio de uma proporção estequiométrica, com a quantidade de elétrons envolvidos na semirreação desse eletrodo. Os elétrons, por sua vez, relacionam-se com a carga elétrica total que atravessa o circuito elétrico.

O mapa conceitual ao lado relaciona conceitos envolvidos na estequiometria, incluindo, entre eles, a carga dos elétrons transferidos em um processo de oxirredução.



MICHAEL FARADAY

Aos 13 anos de idade, [Michael Faraday] aprendeu a encadernar livros e, depois de um longo dia de trabalho, começava a ler os livros que passavam pela loja onde trabalhava. Interessou-se por matérias científicas; esse interesse começou quando leu os trabalhos de Química publicados por *Sir* Humphry Davy, da Royal Institution. Faraday fez anotações sobre os artigos de Davy, transcreveu-as e encadernou-as; submeteu essas anotações já encadernadas a Davy, como expressão de seu interesse pela Química. Dizem que a maior descoberta de Davy, apesar de ter descoberto sete elementos novos, foi o florescimento do jovem gênio que era Faraday. Davy empregou Faraday, então com 22 anos, como seu assistente em um famoso laboratório, a despeito da falta de treinamento formal e de instrução em Ciência.

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

As descobertas de Faraday foram mais importantes que as de seu ilustre mentor. A maioria dos termos que hoje são usados em eletroquímica foi introduzida por Faraday, quando, habilmente, conduziu e reportou suas experiências. Entre estes termos, incluem-se *eletrodo*, *eletrólito*, *eletrólise*, *ânodo*, *cátodo*, *íons*, *ânions* e *cátions*. A unidade-padrão do eletromagnetismo [para capacitância elétrica], o farad, e a carga equivalente ao mol [de elétrons], o faraday, são uma homenagem a ele prestada, posteriormente, por suas contribuições à Química. Para seus contemporâneos, suas realizações científicas foram ultrapassadas por sua personalidade incomumente charmosa e cheia de calor humano.

Fonte do texto: SLABAUGH, W. H.; PARSONS, T. D. *Química Geral*. 2. ed. Rio de Janeiro: Livros Técnicos e Científicos, 1982. p. 224.



SHEILA TERRY/SCIENCE PHOTO LIBRARY/LATINSTOCK

◀ Michael Faraday (1791-1867), químico e físico inglês reconhecido como um dos maiores cientistas do século XIX por seus trabalhos experimentais. Além de ter descoberto as bases que regem a estequiometria dos processos eletroquímicos, inventou o motor elétrico e foi o primeiro a demonstrar o princípio empregado na construção dos geradores elétricos. Gravura baseada em fotografia de Baird, do século XIX.

8.5 Exemplo envolvendo uma eletrólise

Um técnico encarregado de uma indústria de eletrodeposição (galvanoplastia) deseja depositar, em uma peça metálica, um revestimento de 11,74 g de níquel, em um processo de niquelação realizado com corrente de 96,5 A.

Já sabemos que tal peça será o cátodo numa eletrólise contendo cátions Ni^{2+} em solução aquosa. Sabemos também que a semirreação que ocorre no cátodo é assim equacionada:

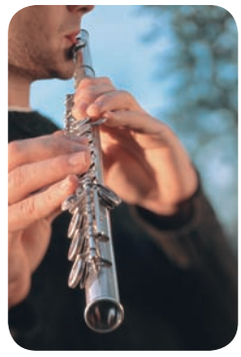
$$Ni^{2+}\,(aq) + 2\,e^- \rightarrow Ni\,(s)$$

Essa equação mostra que são necessários 2 mol de elétrons para depositar 1 mol de níquel, cuja massa (consultando a tabela periódica) é 58,7 g.

Não há, contudo, um modo de medir diretamente quantos elétrons passam por um circuito elétrico, mas há como medir a corrente elétrica e o tempo. Além disso, sabemos que a carga de 1 mol de elétrons é 96.500 C (1 F).

Assim, na estequiometria de uma semirreação, podemos incluir a carga, em coulombs, dos elétrons envolvidos nessa semirreação.

A peça metálica (cátodo), na qual serão depositados 11,74 g de níquel, estará imersa em uma cuba eletrolítica; a corrente elétrica que atravessa o circuito, medida com o auxílio de um amperímetro, apresenta o valor de 96,5 A. Só resta saber por quanto tempo (Δt) a eletrólise deve ocorrer para que a massa desejada de níquel se deposite sobre a peça.



FRANK SITERMAN/AGE FOTOSTOCK/KEYSTOCK/KEYSTONE

▲ Instrumentos musicais de sopro, feitos de latão, podem receber um revestimento de níquel.

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

Inicialmente, vamos determinar a carga, em coulombs, que deve atravessar o circuito da eletrólise para produzir 11,74 g de níquel:

$$Ni^{2+}\,(aq) + 2\,e^- \rightarrow Ni\,(s)$$

Proporção: 2 mol — 1 mol

A carga de 2 mol de elétrons é 2 F

A massa de 1 mol de Ni é 58,7 g

Grandezas envolvidas: Carga — Massa

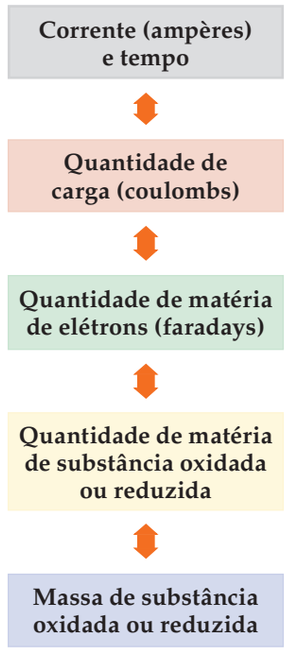
$$\left.\begin{array}{rcl} 2 \cdot 96.500\,C & \text{———} & 58,7\,g \\ Q & \text{———} & 11,74\,g \end{array}\right\} \quad Q = 3,86 \cdot 10^4\,C$$

Então, já sabemos que deve passar pelo circuito a carga de $3,86 \cdot 10^4$ C.

Finalmente, como sabemos também o valor da corrente elétrica (96,5 A), podemos determinar o tempo necessário:

$$Q = i \cdot \Delta t \;\Rightarrow\; 3,86 \cdot 10^4\,C = 96,5\,A \cdot \Delta t \;\Rightarrow\; \Delta t = 400\,s$$

Assim, a corrente elétrica deve atravessar o circuito por 400 segundos a fim de que se deposite a massa de 11,74 g de níquel sobre a peça que se deseja niquelar.



▲ Etapas que relacionam a quantidade de carga elétrica usada na eletrólise ou na pilha às quantidades de substâncias oxidadas ou reduzidas.

8.6 Exemplo envolvendo uma pilha

Uma pilha seca comum é usada para fazer funcionar uma boneca que entoa cantigas de ninar. Enquanto o brinquedo permanece ligado, a pilha fornece a corrente de 0,100 A. O polo negativo da pilha (ânodo), que emite elétrons para a parte do circuito externa à pilha, é constituído por zinco metálico, que se oxida de acordo com a semirreação assim equacionada:

$$Zn\,(s) \rightarrow 2\,e^- + Zn^{2+}\,(aq)$$

Qual é o desgaste sofrido por esse ânodo (ou seja, qual a massa de zinco que sofre oxidação) quando a boneca permanece ligada por uma hora?

A ideia envolvida na resolução é semelhante à empregada no caso da eletrólise: realizar um cálculo estequiométrico relacionando a massa de um participante (zinco, no caso) com a carga dos elétrons envolvidos na semirreação.

Inicialmente, calculamos a carga total que atravessa o circuito durante uma hora (3.600 s) de funcionamento do brinquedo:

$$Q = i \cdot \Delta t \;\Rightarrow\; Q = 0,100\,A \cdot 3.600\,s \;\Rightarrow\; Q = 360\,C$$

A seguir, realizamos o cálculo estequiométrico relacionando carga e massa:

$$Zn\,(s) \rightarrow 2\,e^- + Zn^{2+}\,(aq)$$

Proporção: 1 mol — 2 mol

A massa de 1 mol de Zn é 65,4 g

A carga de 2 mol de elétrons é 2 F

Grandezas envolvidas: Massa — Carga

$$\left.\begin{array}{rcl} 65,4\,g & \text{———} & 2 \cdot 96.500\,C \\ m & \text{———} & 360\,C \end{array}\right\} \quad m = 0,122\,g$$

Assim, o ânodo de zinco sofre um desgaste de 0,122 g (ou 122 mg) durante o período de uma hora de funcionamento do brinquedo.

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

Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

Exercício Resolvido

45. (UEL-PR) Pretende-se cobrear, niquelar e cromar peças metálicas, depositando-se o metal por eletrólise de soluções aquosas apropriadas de sais contendo, respectivamente, Cu^{2+} (aq), Ni^{2+} (aq) e Cr^{3+} (aq). Admitindo-se que esses sais sejam disponíveis e que o custo do processo de eletrólise seja apenas dependente do preço da eletricidade, a obtenção de 1 kg de cada um desses metais deve ser cada vez mais cara na seguinte ordem:

a) Cu, Cr e Ni
b) Cr, Ni e Cu
c) Cu, Ni e Cr
d) Cr, Cu e Ni
e) Ni, Cr e Cu

Resolução

Vamos calcular a quantidade de elétrons que deve chegar ao cátodo para depositar 1 kg de cada um dos metais por redução dos cátions mencionados.

Deposição de cobre: $Cu^{2+} + 2\ e^- \rightarrow Cu^0$

Pelos coeficientes, estabelecemos a proporção:

	$2\ e^-$	Cu^0
Proporção:	**2 mol**	**1 mol**
Grandezas:	**Quantidade de matéria**	**Massa**

$$\left.\begin{array}{rcl} 2\ \text{mol} & \text{——} & 63{,}5\ \text{g} \\ x & \text{——} & 1.000\ \text{g} \end{array}\right\} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow \boxed{x = 31{,}5\ \text{mol}}$$

Deposição de níquel: $Ni^{2+} + 2\ e^- \rightarrow Ni^0$

Pelos coeficientes, estabelecemos a proporção:

	$2\ e^-$	Ni^0
Proporção:	**2 mol**	**1 mol**
Grandezas:	**Quantidade de matéria**	**Massa**

$$\left.\begin{array}{rcl} 2\ \text{mol} & \text{——} & 58{,}7\ \text{g} \\ y & \text{——} & 1.000\ \text{g} \end{array}\right\} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow \boxed{y = 34{,}1\ \text{mol}}$$

Deposição de crômio: $Cr^{3+} + 3\ e^- \rightarrow Cr^0$

Pelos coeficientes, estabelecemos a proporção:

	$3\ e^-$	Cr^0
Proporção:	**3 mol**	**1 mol**
Grandezas:	**Quantidade de matéria**	**Massa**

$$\left.\begin{array}{rcl} 3\ \text{mol} & \text{——} & 52{,}0\ \text{g} \\ z & \text{——} & 1.000\ \text{g} \end{array}\right\} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow \boxed{z = 57{,}7\ \text{mol}}$$

Considerando que outras condições sejam constantes, **quanto maior a quantidade de elétrons** que deve chegar ao eletrodo na eletrólise, **maior a quantidade de energia elétrica necessária** e, portanto, mais cara a deposição do metal. Assim, a ordem pedida é: Cu, Ni, Cr.

Alternativa **c**.

46. (UFRRJ) A prateação pelo processo galvânico é de grande utilidade, tendo em vista que com um gasto relativamente pequeno consegue-se dar uma perfeita aparência de prata aos objetos tratados.

A massa de prata (em gramas), depositada durante a prateação de uma pulseira de bijuteria, na qual foi envolvida uma carga equivalente a 4.825 C, corresponde aproximadamente a:

a) 54 g.
b) 27 g.
c) 10,8 g.
d) 5,4 g.
e) 1,08 g.

47. (PUC-SP) O alumínio é um metal leve e muito resistente, tendo diversas aplicações industriais. Esse metal passou a ser explorado economicamente a partir de 1886, com a implementação do processo Héroult-Hall.

O alumínio é encontrado geralmente na bauxita, minério que apresenta alto teor de alumina ($A\ell_2O_3$).

O processo Héroult-Hall consiste na redução do alumínio presente na alumina ($A\ell_2O_3$) para alumínio metálico, por meio de eletrólise. A semirreação de redução é representada por

$$A\ell^{3+} + 3\ e^- \rightarrow A\ell$$

Se uma cela eletrolítica opera durante uma hora, passando carga equivalente a 3.600 F, a massa de alumínio metálico produzida é:

a) 32,4 kg.
b) 97,2 kg.
c) 27,0 kg.
d) 96,5 kg.
e) 3,60 kg.

48. Por um circuito elétrico metálico de uma indústria eletrolítica passa 1 mol de elétrons num intervalo de uma hora.

a) Qual a carga total que atravessa esse circuito nesse intervalo de tempo?

b) Um amperímetro colocado nesse circuito indicaria, aproximadamente, que valor de corrente elétrica? Explique como você procedeu para chegar ao valor.

49. Consideremos que a carga elétrica que circula pelo circuito mencionado na questão anterior, durante uma hora, seja empregada, em eletrólise aquosa, para depositar:

- prata, pela redução de íons Ag^+, ou
- cobre, pela redução de íons Cu^{2+}, ou
- zinco, pela redução de íons Zn^{2+}, ou
- alumínio, pela redução de íons $A\ell^{3+}$.

Em qual desses casos a massa de metal depositada é maior?

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

Exercício Resolvido

50. Na eletrólise da água, qual o volume de hidrogênio, a 30 °C e 1 atm, produzido por uma corrente de 1,0 A durante 3.860 s?
(Volume molar de gás a 30 °C e 1 atm = 25 L.)

Resolução

A semirreação é: $2\ H^+ + 2\ e^- \rightarrow H_2$

Com base nos coeficientes estequiométricos, vamos estabelecer uma relação entre carga elétrica e volume de gás.

	$2\ e^-$	H_2
Proporção:	**2 mol**	**1 mol**
Grandezas:	**Carga elétrica**	**Volume**

$$\left.\begin{array}{l} 2 \cdot 9{,}65 \cdot 10^4\ C \text{ —— } 25\ L \\ (1{,}0 \cdot 3.860)\ C \text{ —— } x \end{array}\right\} \Rightarrow \boxed{x = 0{,}50\ L}$$

51. (F. M. Itajubá-MG) Submetem-se à eletrólise duas soluções: uma de NaCℓ e outra de HBr. A carga utilizada é de 1 faraday. Quais são os volumes liberados de $C\ell_2$ (g) e Br_2 (g), nas CNTP?

a) 12,1 L e 12,1 L
b) 15,4 L e 15,4 L
c) 11,2 L e 11,2 L
d) 16,5 L e 16,5 L
e) 15,2 L e 13,2 L

52. Durante a eletrólise de uma solução de soda cáustica (NaOH), foi coletado 0,050 mol de gás hidrogênio, no cátodo. Durante esse intervalo de tempo, qual a quantidade (em mols) de elétrons que passou pela parte metálica do circuito?

53. (Ufes) Uma massa de 1,08 g de prata (massa molar Ag = 107,9 g/mol) foi depositada a partir de uma solução de AgCℓ passando-se uma determinada corrente elétrica. Essa mesma corrente foi utilizada na deposição de 0,65 g de ouro (massa molar Au = 197,0 g/mol) a partir de um sal de ouro. O número de oxidação do ouro no sal é:

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

54. (Furg-RS) Uma bateria recarregável comercial de Ni-Cd é recarregada em 10 h por um carregador de 2,4 V que fornece 9.650 C. Suponha que nessa bateria ocorre a passagem do Cd^{2+} a Cd^0. Qual a massa de Cd^0 que é produzida sob essas condições? Dados: 1 faraday (F) ≅ 96.500 C; massa molar do cádmio = 112 g/mol.

a) 11,2 g **c)** 56,0 g **e)** 224,0 g
b) 5,6 g **d)** 112,0 g

Exercício Resolvido

55. (Fuvest-SP) O alumínio é produzido pela eletrólise de $A\ell_2O_3$ fundido. Uma usina opera com 300 cubas eletrolíticas e corrente de $1{,}1 \cdot 10^5$ ampères em cada uma delas. A massa de alumínio, em toneladas, produzida em um ano é de aproximadamente:

a) $1{,}0 \cdot 10^5$ **c)** $3{,}0 \cdot 10^5$ **e)** $2{,}0 \cdot 10^8$
b) $2{,}0 \cdot 10^5$ **d)** $1{,}0 \cdot 10^8$

Dados: 1 ano = $3{,}2 \cdot 10^7$ segundos
Carga elétrica necessária para neutralizar 1 mol de íons monovalentes = $9{,}6 \cdot 10^4$ coulombs/mol
Massa molar do Aℓ: 27 g/mol

Resolução

$Q = i \cdot \Delta t$
$Q = 1{,}1 \cdot 10^5 \cdot 3{,}2 \cdot 10^7$
$Q = 3{,}52 \cdot 10^{12}\ C$

$1\ F \text{ —— } 96.500\ C$
$x \text{ —— } 3{,}52 \cdot 10^{12}\ C$

$x = 3{,}6 \cdot 10^7\ F$ (quantidade de carga que passa por uma cuba, em um ano, expressa em faradays)

$A\ell^{3+} + 3\ e^- \rightarrow A\ell^0$
3 mol — 1 mol
$3\ F \text{ — } 1\ mol$
$3{,}6 \cdot 10^7\ F \text{ — } y \Rightarrow y = 1{,}2 \cdot 10^7\ mol$

(quantidade de Aℓ produzida anualmente em uma cuba)

$n = \frac{m}{M}$

$1{,}2 \cdot 10^7 = \frac{m}{27}$

$m = 3{,}24 \cdot 10^2\ t$ (massa de Aℓ obtida anualmente em cada cuba)

Como foram usadas 300 cubas, temos:
$m_{A\ell} = 300 \cdot 3{,}24 \cdot 10^2\ t \cong 1{,}0 \cdot 10^5\ t$

Alternativa **a**.

56. Um grupo de engenheiros está projetando instalações industriais para a produção de alumínio, realizada pela eletrólise ígnea do $A\ell_2O_3$. No polo negativo da cela eletrolítica (cátodo) ocorre a redução de $A\ell^{3+}$ a $A\ell^0$.
A fábrica irá operar com 50 celas eletrolíticas, todas funcionando ao mesmo tempo. Em cada cela circulará uma corrente elétrica de 9.650 A.

a) Represente a equação da semirreação de redução do alumínio.
b) Faça uma previsão sobre a massa de alumínio que será produzida por essa fábrica em uma hora de atividade.

57. (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: H = 1; I = 127; Ag = 108; N = 14; O = 16; K = 39). Em relação às quantidades e à natureza das substâncias liberadas, respectivamente, no cátodo e no ânodo da segunda, pode-se dizer:

a) 11,2 L (CNTP) H_2 e 5,6 L (CNTP) O_2
b) 5,6 L (CNTP) O_2 e 63,5 g de I_2
c) 11,2 L (CNTP) H_2 e 127 g de I_2
d) 5,6 L (CNTP) O_2 e 127 g de I_2
e) 11,2 L (CNTP) H_2 e 63,5 g de I_2

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

Exercícios adicionais

Resolva em seu caderno

Seu (sua) professor(a) indicará o melhor momento para realizar os exercícios deste bloco.

58. (Vunesp) Um químico quer extrair todo o ouro contido em 68,50 g de cloreto de ouro (III) di-hidratado, $AuC\ell_3 \cdot 2\ H_2O$, por meio da eletrólise de solução aquosa do sal. Determine a massa de ouro obtida após redução de todo o metal (Dados: massas molares: $AuC\ell_3 \cdot 2\ H_2O$ = 342,5 g/mol; Au = 200,0 g/mol).

a) 34,25 g **c)** 44,70 g **e)** 100,0 g
b) 40,00 g **d)** 68,50 g

59. (PUC-SP) Passando-se $2{,}4 \cdot 10^{20}$ elétrons pelo circuito de uma 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.

60. (UFPE) As pilhas de níquel-cádmio, que viabilizaram o uso de telefones celulares e computadores portáteis, são baseadas na seguinte reação:

$$Cd\ (s) + NiO_2\ (s) + H_2O\ (\ell) \rightarrow \rightarrow Cd(OH)_2\ (s) + Ni(OH)_2\ (s)$$

Considerando esse processo, quantos mols de elétrons são produzidos por mol de cádmio consumido?

a) 0,5 **c)** 2 **e)** 4
b) 1 **d)** 3

61. (UFRGS-RS) Sabendo que um *faraday* é igual a 96.500 coulombs, o tempo, em segundos, necessário para eletrodepositar 6,3 g de Cu^{++} utilizando uma corrente de 2 ampères é de (massa molar do Cu = 63 g/mol):

a) 6,3 **c)** 4.825 **e)** 19.300
b) 12,6 **d)** 9.650

62. (UFRRJ) Por uma solução aquosa de H_2SO_4, contida em uma cuba eletrolítica, faz-se passar durante 965 segundos uma corrente de 10 A. Nas CNTP, os volumes de O_2 e de H_2 produzidos no ânodo e cátodo, respectivamente, são:

a) 1,12 e 0,56 litros. **d)** 0,56 e 1,12 litros.
b) 0,56 e 0,56 litros. **e)** 1,12 e 1,12 litros.
c) 5,6 e 11,2 litros.

63. (Vunesp) Considere soluções aquosas dos íons Ag^+, Pb^{2+}, Cu^{2+}, Fe^{3+} e $A\ell^{3+}$, de igual concentração em mol/L, colocadas em recipientes isolados. Em condições ideais, aplica-se a mesma quantidade de eletricidade a cada sistema isolado.
Quando todos os íons Cu^{2+} em solução forem reduzidos a cobre metálico, o que é evidenciado pelo desaparecimento de sua cor azul característica, pode-se concluir que a mesma quantidade de eletricidade reduzirá:

a) todos os íons Pb^{2+}.
b) todos os íons $A\ell^{3+}$ e Fe^{3+}.
c) um terço dos íons Fe^{3+} e $A\ell^{3+}$.
d) metade dos íons Ag^+.
e) metade dos íons $A\ell^{3+}$ e Fe^{3+}.

64. (UEL-PR) A eletrólise de solução aquosa contendo íons M^{x+} requereu $2{,}895 \cdot 10^5$ C para depositar um mol do metal M. Pode-se afirmar que o número de carga *x* do íon metálico existente na solução é (Dado: Carga elétrica de 1 mol de elétrons = $9{,}65 \cdot 10^4$ C):

a) 1+ **b)** 2+ **c)** 3+ **d)** 2− **e)** 3−

65. (EEM-SP) Numa solução aquosa de $Me(NO_3)_3$ 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.)

66. (Unicamp-SP) Em um determinado processo eletrolítico, uma pilha mostrou-se capaz de fornecer $5{,}0 \cdot 10^{-3}$ mol de elétrons, esgotando-se depois.

a) Quantas pilhas seriam necessárias para se depositar 0,05 mol de cobre metálico, a partir de uma solução de Cu^{2+}, mantendo-se as mesmas condições do processo eletrolítico?
b) Quantos gramas de cobre seriam depositados, nesse caso? (Cu = 63,5)

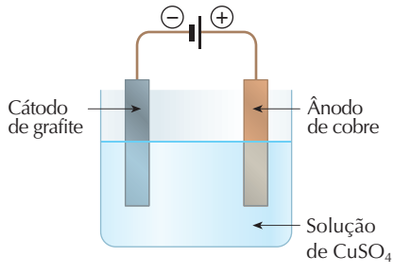
67. Calcule a quantidade em mols de elétrons fornecidos para a parte metálica de um circuito elétrico por uma pilha comum, durante um período em que seu ânodo sofre desgaste de 0,05 mol de zinco, de acordo com a semirreação equacionada abaixo.

$$Zn\ (s) \rightarrow Zn^{2+}\ (aq) + 2e^-$$

68. (Fuvest-SP) Qual a massa de cobre depositada na eletrólise de uma solução de $CuSO_4$, sabendo-se que numa célula contendo $AgNO_3$ e ligada em série com a célula de $CuSO_4$ há um depósito de 1,08 g de Ag? (Ag = 108; Cu = 64)

a) 0,32 g **c)** 0,96 g **e)** 6,4 g
b) 0,64 g **d)** 3,2 g

69. (Uerj) Considere a célula eletrolítica abaixo.



ADILSON SECCO

Eletrolizando-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 cátodo foi de 0,18 g. Em função dos valores apresentados acima, o rendimento do processo foi igual a:

a) 94,5% **b)** 96,3% **c)** 97,2% **d)** 98,5%

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

70. (Vunesp) 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?

71. (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 (panelas, 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:

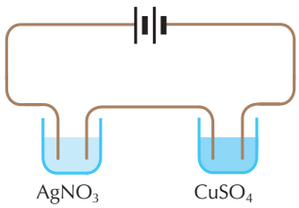
a) 1 mês. **c)** 3 meses. **e)** 5 meses.
b) 2 meses. **d)** 4 meses.

72. (PUC-RS) Considere duas soluções aquosas, uma de $NiSO_4$ e outra de $AgNO_3$. Quando a mesma quantidade de eletricidade passa através das duas soluções, é depositado 0,1 mol de Ni metálico. Com base nessa informação, podemos determinar que a massa, em grama, de Ag metálica depositada é de, aproximadamente:

a) 2,2 **c)** 10,8 **e)** 43,2
b) 5,4 **d)** 21,6

73. (UFRGS-RS) Pelo circuito representado a seguir, circula durante 5,0 minutos uma corrente de 1,0 A que passa por duas células eletrolíticas contendo soluções aquosas de nitrato de prata e sulfato de cobre, respectivamente.

ADILSON SECCO



A relação entre a massa de prata e a massa de cobre depositadas nas células do circuito é aproximadamente igual a

a) 0,5 **b)** 1,0 **c)** 1,7 **d)** 2,0 **e)** 3,4

74. (ITA-SP) Um dos métodos de síntese do clorato de potássio ($KC\ell O_3$) é submeter uma solução de cloreto de potássio ($KC\ell$) a um processo eletrolítico, utilizando eletrodos de platina. São mostradas abaixo as semiequações que representam as semirreações em cada um dos eletrodos e os respectivos potenciais elétricos na escala do eletrodo de hidrogênio nas condições-padrão (E°):

	E° (V)
ELETRODO I: $C\ell^-$ (aq) + 3 H_2O (ℓ) $\rightleftarrows$ $\rightleftarrows$ $C\ell O_3^-$ (aq) + 6 H^+ (aq) + 6 e^- (CM)	1,45
ELETRODO II: 2 OH^- (aq) + H_2 (g) $\rightleftarrows$ $\rightleftarrows$ 2 H_2O (ℓ) + 2 e^- (CM)	−0,83

a) Faça um esquema da célula eletrolítica.
b) Indique o cátodo.
c) Indique a polaridade dos eletrodos.
d) Escreva a equação que representa a reação química global balanceada.

75. (PUC-SP) O lixo produzido pelos grandes centros urbanos, como é o caso da cidade de São Paulo, representa um dos seus graves problemas e requer soluções a curto e médio prazos. Na maioria das vezes, o lixo urbano é colocado em aterros sanitários ou simplesmente despejado em lixões, causando um grande impacto no ambiente e na saúde humana.
Dentre as possíveis soluções, programas ambientais alertam para a necessidade de reduzir a quantidade de resíduos e de aumentar a reutilização e a reciclagem dos materiais.
Na natureza, também ocorre a contínua reciclagem de materiais promovida pelos ciclos biogeoquímicos. No ciclo do carbono, por exemplo, os átomos desse elemento são incorporados nos organismos por meio da fotossíntese e, após percorrerem a cadeia trófica, retornam à atmosfera.
Muitos materiais descartados no lixo dos centros urbanos podem ser reciclados. A reciclagem do papel permite a confecção de diversos produtos com base no reprocessamento de suas fibras de celulose. O plástico de embalagens de bebidas tipo PET, poli(etilenotereftalato), pode ser derretido e transformado em filmes úteis para outros tipos de embalagens ou em fibra de tecido.
Em relação às embalagens de alumínio, a reciclagem é bastante simples e eficiente. A produção de uma tonelada de alumínio reciclado consome somente 5% da energia necessária na obtenção da mesma massa desse metal quando obtido diretamente de seu minério, a bauxita. Este processo, por sua vez, requer muita energia por envolver a eletrólise ígnea do óxido de alumínio ($A\ell_2O_3$), principal componente da bauxita.
Já a matéria orgânica pode ser degradada em tanques chamados biodigestores onde, sob a ação de certos microrganismos, é decomposta. Entre outros produtos, forma-se o gás metano (CH_4), que pode ser utilizado como combustível residencial e industrial.

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

De modo geral, a reciclagem ainda apresenta um custo elevado em relação à utilização de matéria-prima virgem. Entretanto, essa deve ser incentivada, pois nesses custos não está contabilizada a degradação do ambiente.



REPRODUÇÃO – CENTRO DE DOCUMENTAÇÃO E APOIO A PESQUISA

Fonte: *O Pirralho*. 2 mar. 1912.

a) Equacione a reação da eletrólise ígnea do óxido de alumínio ($A\ell_2O_3$). Indique os produtos obtidos no cátodo (polo −) e no ânodo (polo +) da cuba eletrolítica. Determine a massa de alumínio produzida em uma cuba eletrolítica com corrente constante de $1 \cdot 10^5$ A durante 80 horas ($2{,}88 \cdot 10^5$ s).
Dados: Considere a constante de Faraday $= 9{,}6 \cdot 10^4\ C \cdot mol^{-1}$
Q (carga, C) = i (corrente, A) · Δt (tempo, s)
$A\ell = 27{,}0\ g \cdot mol^{-1}$;
$O = 16{,}0\ g \cdot mol^{-1}$

b) Determine a relação entre a massa de alumínio obtida por reciclagem e a obtida por eletrólise ígnea do óxido de alumínio empregando-se a mesma quantidade de energia.

Informe-se sobre a Química

A importância de reciclar o alumínio

Atualmente, milhões de toneladas de alumínio são gastas no mundo inteiro para fabricar recipientes ("latas") de refrigerantes, cervejas, água e outras bebidas. A utilização do alumínio nesse tipo de indústria deve-se principalmente ao fato de ele ser leve, não tóxico, inodoro, insípido e um bom condutor de calor, o que permite ao líquido contido nessas "latas" ser resfriado rapidamente.

O grande inconveniente da utilização do alumínio para esse fim é que anualmente milhões de toneladas desse metal vão para o lixo, causando, além da sujeira no meio ambiente, um significativo desperdício para a sociedade de consumo. Não podemos nos esquecer também de que o alumínio é extraído de um recurso finito, que é o mineral bauxita.

Sem dúvida, a melhor solução para resolver esses problemas causados pelo desperdício das "latinhas" de alumínio é a **reciclagem**.



JAMES L. AMOS/CORBIS/LATINSTOCK

▲ Catador transportando latinhas de alumínio para reciclagem. Flórida, EUA, 1977.

A seguir, faremos uma comparação da energia consumida para produzir alumínio da bauxita e da energia gasta para reciclar o metal a partir de tais "latinhas".

Numa primeira etapa, o mineral bauxita, que normalmente se encontra contaminado com óxidos de titânio, silício e ferro, requer um tratamento inicial, que consiste em várias etapas até que se obtenha a alumina pura ($A\ell_2O_3$ (s)). É a partir da alumina que se inicia o procedimento de obtenção do alumínio por meio do processo de Héroult-Hall, que pode ser descrito usando a equação:

$$2\ A\ell_2O_3\ (s) + 3\ C\ (s) \rightarrow 4\ A\ell\ (\ell) + 3\ CO_2\ (g)$$

Esse processo ocorre a uma temperatura de 1.000 °C, apesar de usar um fundente (criolita) com a finalidade de diminuir a temperatura de fusão da bauxita.

Por meio de cálculos matemáticos, é possível determinar a quantidade de energia elétrica consumida para se produzir 1 mol (27 g) de alumínio da bauxita. Esse valor corresponde a 297 kJ.

Para que o alumínio seja reciclado a partir das "latinhas", basta inicialmente aquecer o referido metal até a temperatura atingir seu ponto de fusão, que corresponde a 660 °C.

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

Por meio de cálculos matemáticos, é possível determinar a quantidade de energia elétrica consumida para reciclar 1 mol (27 g) de alumínio a partir das "latinhas". Esse valor corresponde a 26,1 kJ.

Comparando os gastos energéticos nos dois processos em termos percentuais, podemos escrever:

$$\left.\begin{array}{l} 297\ \text{kJ} \text{ ——— } 100\% \\ 26{,}1\ \text{kJ} \text{ ——— } x \end{array}\right\} x = 8{,}8\%$$

Assim, a energia gasta na reciclagem de 1 mol de alumínio é cerca de 9% da energia gasta na produção de 1 mol de alumínio do minério. A conclusão a que chegamos é que reciclar alumínio a partir das "latinhas" poupa em torno de 91% da energia gasta para produzir esse metal pelo processo eletrolítico.

Hoje em dia, no Brasil, a maior parte do alumínio usado nas "latinhas" é posteriormente reciclada.

DANIEL AUGUSTO JR./PULSAR IMAGENS



▲ Usina de reciclagem em São Paulo, SP, 1995.

ADAM HART-DAVIS/SCIENCE PHOTO LIBRARY/LATINSTOCK



▲ Lingotes de alumínio reciclado. Leeds, Inglaterra, 1998.

Você entendeu a leitura? Responda em seu caderno

1. Faça uma pesquisa e comente algumas vantagens **econômicas** e **sociais** que a reciclagem do alumínio proporciona.
2. Faça uma pesquisa e comente algumas vantagens **ambientais** que a reciclagem do alumínio proporciona.
3. Faça uma pesquisa e comente alguns dados numéricos que demonstram a vantagem econômica de se reciclar alumínio em vez de produzi-lo via eletrólise.

Reavalie o que você pensa a respeito

Resolva em seu caderno

Verifique em que mudaram suas concepções prévias

Reveja sua resposta à atividade da segunda página deste capítulo, reavalie o que escreveu, discuta com seus colegas e, se julgar necessário, elabore novas justificativas ou aprimore as que tinha escrito. Apresente-as ao professor.

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

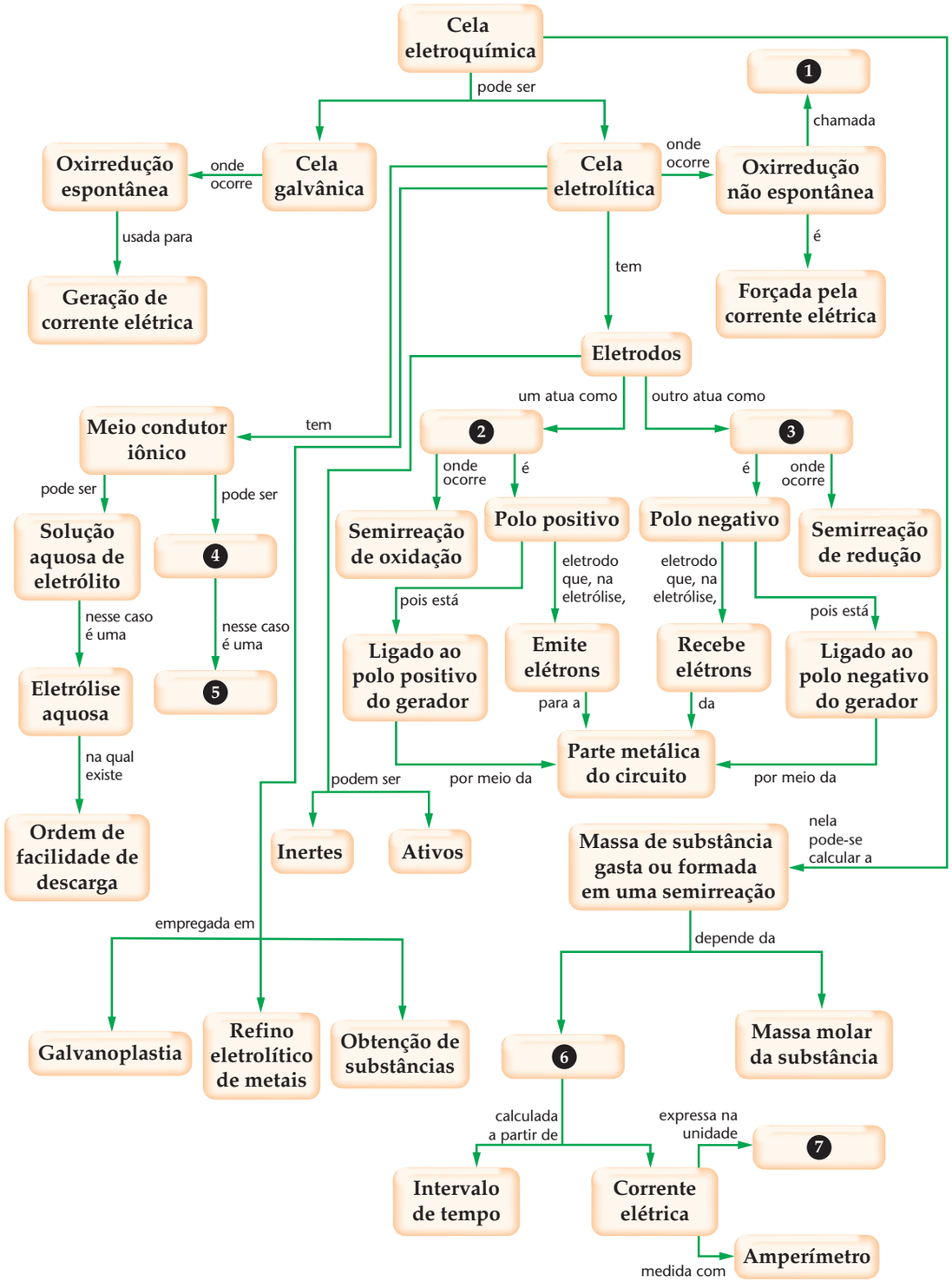
ESTABELEÇA CONEXÕES

Resolva em seu caderno

Importante:
Este mapa é apenas uma das muitas possibilidades de relacionar esses conteúdos conceituais.

MAPA CONCEITUAL – CELAS ELETROLÍTICAS

Revise os conceitos estudados e decida como podem ser completados os locais em que aparecem os números.



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

CAPÍTULO 6

Termoquímica: o calor e os processos químicos

▶ Para criar bons hábitos alimentares é útil conhecer os tipos de nutrientes e suas características, entre as quais o **conteúdo calórico**. Este é um dos temas apresentados neste capítulo.



SONNY T. SENSER/TPG/AGB PHOTO

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

Alguns conteúdos importantes:

- ✔ *Processos exotérmicos e processos endotérmicos*
- ✔ *Unidades de energia relevantes para a termoquímica: a caloria e o joule*
- ✔ *Entalpia e variação de entalpia*
- ✔ *Conteúdo calórico de nutrientes*
- ✔ *Lei de Hess*
- ✔ *Estado-padrão*
- ✔ *Entalpia-padrão de combustão*
- ✔ *Entalpia-padrão de formação*
- ✔ *Energia de ligação*
- ✔ *Cálculos estequiométricos envolvendo energia liberada ou absorvida*

Quantidade por porção / *Cantidad por porción*		%VD (*)
Valor Energético / *Valor Energético*	93 kcal = 389 kJ	5
Carboidratos / *Carbohidratos*	23 g	8
Proteínas / *Proteínas*	0 g	0
Gorduras Totais / *Grasa Total*	0 g	0
Gorduras Saturadas / *Grasas Saturadas*	0 g	0
Gorduras Trans / *Grasas Trans*	0 g	-
Fibra Alimentar / *Fibra Alimentaria*	0 g	0
Sódio / *Sodio*	0 mg	0

* %Valores Diários com base em uma dieta de 2.000 Kcal ou 8.400 kJ. Seus valores diários podem ser maiores ou menores dependendo de suas necessidades energéticas./
* *%Valores Diarios de referencia con base en una dieta de 2.000 Kcal ou 8.400 kJ. Sus valores diarios pueden ser mayores o menores dependiendo de sus necesidades energéticas.*

EDUARDO SANTALIESTRA/CID

O que você pensa a respeito?

Resolva em seu caderno

Sondagem de concepções prévias

Na lista abaixo estão relacionados alguns termos e conceitos. Indique no seu caderno aqueles que você julga que estejam relacionados à imagem e justifique sua escolha. Discuta com seus colegas e apresente as conclusões ao professor.

- reação endotérmica
- reação exotérmica
- energia
- precipitação
- combustão
- titulação
- variação de entalpia



BLAKE LITTLE/GETTY IMAGES

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

Pare e situe-se!

Texto introdutório ao capítulo

A energia é um assunto de grande importância não apenas nos meios científicos, mas também para a sociedade em geral. Os veículos motorizados, a manufatura de bens, o funcionamento de variados tipos de dispositivos e muitas atividades humanas dependem da existência de fontes de energia e do conhecimento de como explorá-las.

Entre as fontes energéticas mais importantes estão os combustíveis, substâncias que, ao sofrerem combustão (queima), liberam energia que pode ser aproveitada para diversas finalidades. Essa energia, que é liberada na forma de calor ("energia em transferência"), pode ser convertida para outras formas de energia — elétrica ou mecânica, por exemplo — para ser aproveitada. As reações de combustão são exemplos de processos que liberam calor.

São conhecidos, também, processos que absorvem calor.

Este capítulo tem como tema a energia que é liberada ou absorvida, sob a forma de calor, a pressão constante, em processos de interesse da Química, tais como as mudanças de fase (solidificação, fusão, vaporização, condensação etc.) e as reações químicas.

O ramo da Química que estuda esse tema é denominado **termoquímica**.

Neste capítulo, você verá, entre outras coisas, como se faz a medida do calor envolvido numa reação, como pode ser feita uma estimativa do calor liberado ou absorvido em uma reação mesmo sem realizá-la e como o conhecimento de dados referentes à energia envolvida em processos químicos permite fazer previsões úteis.

Você verá também alguns importantes fatos sobre o conteúdo energético dos alimentos, sua relação com as atividades corporais e sua utilidade informativa na busca de hábitos saudáveis de nutrição.

1 Calor e unidades para expressá-lo

1.1 O conceito de calor

Imagine dois cubos de ferro sólido de mesma massa, um deles a 10 °C e o outro a 50 °C. Se os colocarmos em contato, suas temperaturas modificam-se gradualmente até chegar a uma situação em que ambos apresentam a mesma temperatura.

Os cientistas explicam esse acontecimento dizendo que há transferência de energia do corpo mais quente para o mais frio. Essa é uma regra geral da natureza: quando dois corpos são colocados em contato, energia flui do que está a uma temperatura maior para o que está a uma temperatura menor.

A energia transferida entre dois corpos (ou entre diferentes partes de um mesmo corpo) que têm temperaturas diferentes é denominada **calor**.

O calor sempre flui espontaneamente do corpo mais quente para o mais frio. Voltemos ao exemplo dos dois blocos de ferro. Calor é transferido do mais quente para o mais frio até que ambos passem a ter a mesma temperatura. A partir de então, para de haver troca de calor entre os dois cubos.

1.2 Há processos que liberam e outros que absorvem calor

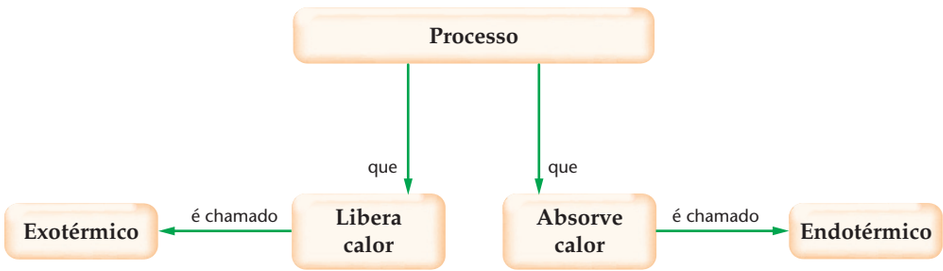
Considere um sistema contendo álcool e oxigênio. Se a combustão do álcool for provocada — mediante uma chama ou faísca elétrica, por exemplo —, uma certa quantidade de energia será liberada nessa reação, e essa energia será transferida desse sistema para as vizinhanças. Em outras palavras, a combustão é um processo (reação química) que libera calor.

Quando um sistema formado por água líquida é colocado em um congelador, ele perde calor para esse ambiente e, em decorrência disso, ocorre o congelamento da água. Assim, quando a água líquida passa para a fase sólida, também ocorre um exemplo de processo (mudança de fase) que libera calor.

Os processos que liberam calor são denominados processos **exotérmicos**.

Há, por sua vez, acontecimentos que absorvem calor. Se um pedaço de gelo for deixado sobre a mesa à temperatura ambiente, ele receberá calor do ambiente e isso provocará a fusão do gelo. A transição da água sólida para a fase líquida é um processo que absorve calor.

Os processos que absorvem calor são denominados processos **endotérmicos**.



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

1.3 Noção sobre como são feitas medidas de quantidade de calor

Imagine que, em condições adequadas de segurança, 100 g de água destilada sejam aquecidos em um laboratório por meio da queima de gás de botijão em um bico de Bunsen. Pode-se medir a temperatura inicial da água e, durante o processo, também utilizando um termômetro, acompanhar a elevação da temperatura da água, decorrente do calor liberado na queima do gás. Como medir a quantidade de calor transferida para a água?

Antes de mais nada, é necessária uma unidade para medir energia. Uma unidade conveniente é a **caloria** (simbolizada por cal), que equivale à quantidade de calor necessária para elevar em 1 °C a temperatura de 1 g de água.

No exemplo citado existem, no interior do béquer, 100 g de água. De acordo com a definição de caloria, podemos afirmar que:

- se para elevar em 1 °C a temperatura de 1 g de água deve ser fornecida 1 cal,
- para elevar em 1 °C a temperatura de 100 g de água devem ser fornecidas 100 cal.

Imaginemos que, na experiência, a água foi aquecida da temperatura inicial de 25 °C até a temperatura final de 55 °C. A variação foi de 30 °C. Então:

- para elevar em 1 °C a temperatura de 100 g de água devem ser fornecidas 100 cal;
- para elevar em 30 °C a temperatura de 100 g de água devem ser fornecidas 3.000 cal, ou seja, 3 kcal (1 **kcal** = 1 **quilocaloria** = 10^3 cal).

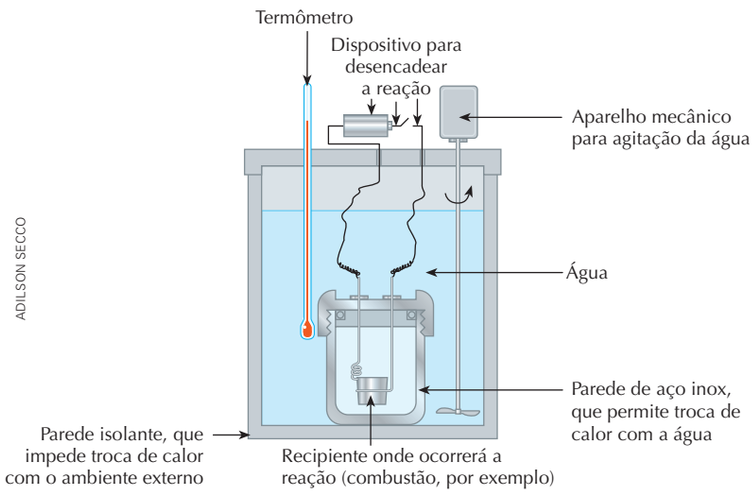
Já sabemos quanta energia foi transferida à água. Mas será que a energia liberada na queima do gás foi 3.000 cal? A resposta é *não*. A energia liberada na queima foi maior do que isso.

Apenas uma parte da energia liberada foi para a água (3.000 cal). O restante foi dissipado para o ambiente, aquecendo o ar da sala. Somente se a energia dissipada fosse nula poderíamos afirmar que toda a energia proveniente da queima teria sido responsável pelo aquecimento da água.

Existem aparelhos em que é possível realizar uma mudança de fase ou uma reação química com troca de calor com o ambiente externo (perda ou ganho) praticamente nula. Nesses aparelhos, os **calorímetros**, pode-se determinar a quantidade de calor liberado ou absorvido durante o transcorrer de uma mudança de estado físico ou de uma reação química. Um exemplo de calorímetro está ilustrado esquematicamente abaixo.

• ATENÇÃO

Você não deve realizar qualquer tipo de experimento por conta própria. A eventual realização deve ter autorização e supervisão do(a) professor(a).



ADILSON SECCO

◄ Ilustração que representa esquematicamente um calorímetro, em que se podem realizar processos endo ou exotérmicos. Nesses processos, a energia é absorvida da água contida no calorímetro ou liberada para ela. A mudança de temperatura da água é registrada e usada para calcular a quantidade de energia envolvida no processo. Os calorímetros são projetados e construídos de modo a tornar nula ou mínima a troca de calor com o ambiente externo. (Cores fantasiosas.)

Fonte: ATKINS, P.; JONES, L. *Chemical principles*: the quest for insight. 4. ed. Nova York: Freeman, 2008. p. 225.

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

1.4 O joule e o quilojoule

Um **joule** (J) é uma unidade de energia definida como o trabalho exercido por uma força de 1 newton ao longo da distância de 1 metro. Entender essa definição faz parte do curso de Física. O que nos interessa é que o joule é a unidade de energia no Sistema Internacional e, sendo a mais utilizada em todo o mundo, será também a unidade preferencialmente utilizada neste livro. Determina-se, experimentalmente, que a equivalência entre a caloria e o joule é:

$$1\ \text{cal} = 4{,}18\ \text{J}$$

Na experiência anterior, a quantidade de energia absorvida pela água foi de 3.000 cal. Convertendo para joules, temos:

Energia (cal)		Energia (J)		
1 cal	———	4,18 J	$\Rightarrow$	$x = 12.540$ J
3.000 cal	———	x		

Na prática, é mais conveniente expressar a quantidade de calor envolvido em uma mudança de fase ou em uma reação química em **quilojoule** (kJ):

$$1\ \text{kJ} = 10^3\ \text{J}$$

Voltando ao exemplo, temos: 3.000 cal = 12.540 J = 12,54 kJ

2 Entalpia e variação de entalpia

2.1 Uma analogia com o saldo bancário

Para facilitar o entendimento do importante conceito de entalpia, que será apresentado à frente, vamos fazer uma analogia com o saldo de uma conta bancária. Consideremos, então, duas situações: a saída de dinheiro da conta e a entrada de dinheiro nela.

Quando uma pessoa faz uma compra e paga com cartão de débito, ocorre saída de dinheiro de sua conta. Essa saída de dinheiro provoca uma redução do saldo da conta. Nesse caso, estamos diante de um processo **exo**monetário (*exo* significa "fora"). Se calcularmos a variação de saldo ($\Delta\$$), subtraindo o saldo inicial do saldo final, concluiremos que ela é negativa, pois o saldo final é menor que o inicial.

$$\Delta\$ = \underbrace{\text{Saldo final}}_{\text{Após usar o cartão de débito}} - \underbrace{\text{Saldo inicial}}_{\text{Antes de usar o cartão de débito}} < 0$$

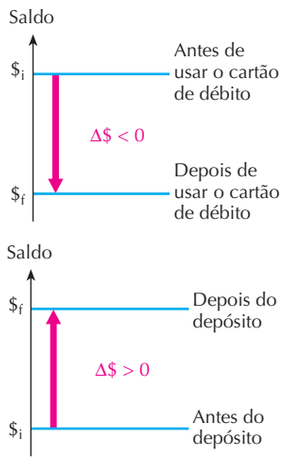
Processo exomonetário
Sai dinheiro da conta

Por sua vez, quando o dinheiro é depositado na conta, o saldo sofre um aumento graças à entrada de dinheiro. Estamos diante de um processo **endo**monetário (*endo* significa "dentro"), e a variação de saldo é positiva, pois o saldo final é maior que o inicial.

$$\Delta\$ = \underbrace{\text{Saldo final}}_{\text{Após o dinheiro ser depositado}} - \underbrace{\text{Saldo inicial}}_{\text{Antes de o dinheiro ser depositado}} > 0$$

Processo endomonetário
Entra dinheiro na conta

Perceba que o sinal da variação de saldo informa se houve saída ($\Delta\$ < 0$) ou entrada ($\Delta\$ > 0$) de dinheiro na conta.



ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

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

2.2 O conceito de entalpia (H) e de variação de entalpia (ΔH)

É muito frequente em Química o estudo de processos que ocorram a pressão constante. Para poder investigar o calor liberado ou absorvido por um sistema químico a pressão constante, os químicos conceituaram a grandeza entalpia, simbolizada por H.

> A **entalpia** de um sistema é uma grandeza (expressa em unidade de energia) que informa a quantidade de energia desse sistema que poderia ser transformada em calor em um processo a pressão constante.

A entalpia pode ser comparada ao saldo de uma conta bancária.

Quando um processo **exotérmico** ocorre em um sistema a pressão constante, esse sistema libera calor para o ambiente e sua entalpia diminui. A **variação de entalpia** (ΔH) será **negativa**, pois sai energia do sistema.

$$\Delta H = H_f - H_i < 0$$

H_f: Entalpia final (depois da liberação de calor)
H_i: Entalpia inicial (antes da liberação de calor)

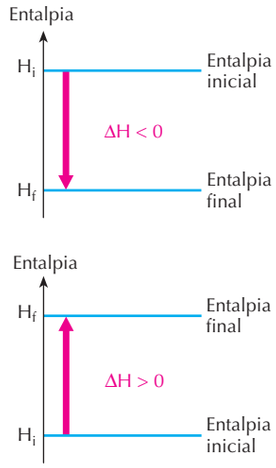
Processo exotérmico
Sai energia do sistema

Quando um processo **endotérmico** ocorre em um sistema a pressão constante, esse sistema absorve calor do ambiente e sua entalpia aumenta. Nesse caso, a **variação de entalpia** (ΔH) será **positiva** em decorrência da entrada de energia no sistema.

$$\Delta H = H_f - H_i > 0$$

H_f: Entalpia final (depois da absorção de calor)
H_i: Entalpia inicial (antes da absorção de calor)

Processo endotérmico
Entra energia no sistema



ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

> A **variação de entalpia** (ΔH) de um sistema informa a quantidade de calor trocado por esse sistema, a pressão constante. O sinal do ΔH informa se o processo é **exo**térmico ($\Delta H < 0$) ou **endo**térmico ($\Delta H > 0$). Alguns químicos chamam o ΔH de "calor de reação".

2.3 Variação de entalpia em uma mudança de fase

Uma mudança de fase a pressão constante envolve a troca de calor com o ambiente. A solidificação da água, por exemplo, é um processo exotérmico. Verifica-se, experimentalmente, que a solidificação de um mol de água envolve a perda de 6,01 kJ.

Em palavras: **Quando 1 mol de água líquida passa para a fase sólida, a pressão constante, o sistema perde 6,01 quilojoules de energia, ou seja, o sistema sofre uma variação de entalpia de −6,01 kJ.**

Em equação: $H_2O(\ell) \rightarrow H_2O(s) \qquad \Delta H = -6{,}01\ kJ/mol$

Note que a unidade de ΔH usada nesse caso é kJ/mol (lê-se quilojoules por mol), que indica que há a liberação (sinal negativo) de 6,01 kJ de energia quando **1 mol** de água passa da fase líquida para a fase sólida. Por isso, o valor de –6,01 kJ/mol pode ser denominado *entalpia molar de solidificação da água*.

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

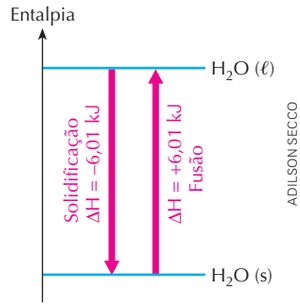
No processo inverso, no qual 1 mol de água sólida passa para a fase líquida, verifica-se que ocorre a absorção de 6,01 kJ de calor das vizinhanças.

Em palavras: **Quando 1 mol de água sólida passa para a fase líquida, a pressão constante, o sistema recebe 6,01 quilojoules de energia, ou seja, o sistema sofre uma variação de entalpia de +6,01 kJ.**

Em equação: $H_2O\,(s) \rightarrow H_2O\,(\ell) \qquad \Delta H = +6{,}01\ kJ/mol$

Nesse caso, o sinal positivo (que não precisaria ser escrito) indica que o processo de fusão do gelo absorve calor. Podemos nos referir ao valor de 6,01 kJ/mol como *entalpia molar de fusão da água*.

Os exemplos que apresentamos estão representados no *diagrama de entalpia* ao lado e ilustram como os cientistas expressam as trocas de calor envolvendo processos de mudança de fase.



ADILSON SECCO

Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

1. Ao sair de uma piscina em um dia de vento, sentimos frio. Proponha uma explicação para isso, baseada nos conceitos de mudança de fase e de troca de calor.

2. Se algumas gotas de álcool (cuidado, é inflamável!) são esfregadas na pele, isso esfria a pele. Como esse acontecimento se relaciona ao mencionado na questão anterior?

• ATENÇÃO

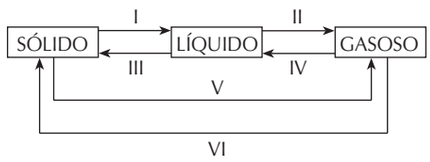
Não faça o experimento comentado no exercício 2 por conta própria. A eventual realização deve ter autorização e supervisão do(a) professor(a).

O álcool é altamente inflamável. Só deve ser utilizado em local muito bem ventilado e longe de chamas e faíscas.

3. As talhas e moringas de "barro" (cerâmica de argila cozida) contendo água estão sempre a uma temperatura um pouco inferior à do ambiente. Sabendo que a água é capaz de impregnar esse material e chegar (em pequena quantidade) até o lado externo, proponha uma explicação para elas se manterem abaixo da temperatura do ambiente.

4. Quando 1 mol de etanol (C_2H_6O, álcool comum) passa do estado líquido para o gasoso, ocorre absorção de 43,5 kJ de calor. Represente esse processo por meio de uma equação acompanhada do respectivo valor de ΔH.

5. Dos processos **I** a **VI** esquematizados abaixo, todos a pressão constante, quais são endotérmicos? E exotérmicos?



ADILSON SECCO

Exercícios adicionais

Resolva em seu caderno

Seu (sua) professor(a) indicará o melhor momento para realizar os exercícios deste bloco.

6. (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:

a) o barro isola a água do ambiente, mantendo-a sempre a uma temperatura menor que a dele, como se fosse isopor.

b) o barro tem poder de "gelar" a água pela sua composição química. Na reação, a água perde calor.

c) 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.

d) 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.

e) a moringa é uma espécie de geladeira natural, liberando substâncias higroscópicas que diminuem naturalmente a temperatura da água.


KENJI HONDA/AGÊNCIA ESTADO

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

7. (PUC-RS) Considerando as transformações

$$H_2O\ (s) \xrightarrow{I} H_2O\ (\ell) \xrightarrow{II} H_2O\ (v) \xrightarrow{III} H_2O\ (\ell)$$

conclui-se que ocorre transformação endotérmica apenas em

a) I
b) II
c) III
d) I e II
e) II e III

8. (Fuvest-SP) Experimentalmente se observa que, quando se dissolve etanol na água, há aumento de temperatura da mistura. Com base nesse fato, demonstre ou refute a seguinte afirmação: "A dissolução de etanol em água é um processo endotérmico".

9. (Unisinos-RS) Derramando-se gotas de acetona na mão, tem-se uma sensação de frio, porque:

• ATENÇÃO

Não faça o experimento comentado no exercício por conta própria. A eventual realização deve ter autorização e supervisão do(a) professor(a).

A acetona é um líquido incolor, altamente inflamável e de odor característico.

Seus vapores podem causar, por exemplo, irritação dos olhos, nariz e garganta, dor de cabeça e tontura. Só deve ser utilizada em local muito bem ventilado e longe de chamas e faíscas.

a) a acetona reage exotermicamente com a pele.
b) a evaporação da acetona é um processo endotérmico.
c) a evaporação da acetona é um processo exotérmico.
d) a acetona sublima.
e) a acetona foi previamente aquecida.

10. (Fesp-PE) Uma substância A encontra-se nos seus três estados de agregação conforme o esquema:

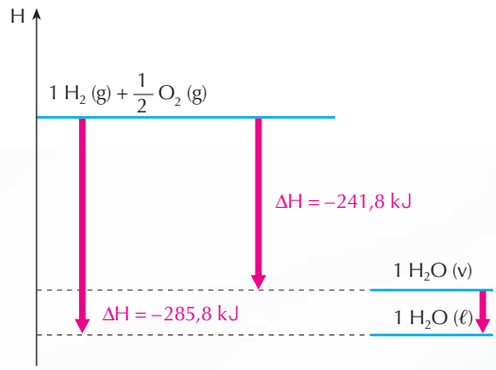
Vapor de A	Líquido A	Sólido A
H_v	H_ℓ	H_s

A ordem decrescente das entalpias será:

a) $H_s > H_v > H_\ell$
b) $H_v > H_\ell > H_s$
c) $H_s > H_\ell > H_v$
d) $H_\ell > H_v > H_s$
e) $H_v > H_s > H_\ell$

11. O calor liberado na condensação do vapor de água é, em parte, responsável pelo aquecimento da superfície da nossa pele dentro de uma sauna a vapor. O calor liberado quando 1 mol de H_2O (v) se transforma em 1 mol de H_2O (ℓ) (condensação) é, segundo o diagrama a seguir, em kJ:

a) 285,8
b) 44
c) 241,8
d) −44
e) −285,8



ADILSON SECCO

2.4 Variação de entalpia em reações químicas

No item anterior, mostramos como o conceito de variação de entalpia permite expressar com clareza o calor absorvido ou liberado em uma mudança de fase. Contudo, a maior utilidade do conceito de ΔH é permitir expressar as variações energéticas em reações químicas.

Processo químico exotérmico (reação química exotérmica)

Quando uma **reação exotérmica** acontece, o sistema, formado pelos participantes dessa reação, **libera calor** para as vizinhanças (meio ambiente).



NASA

A reação exotérmica entre os gases hidrogênio e oxigênio, que forma água, é uma das responsáveis pela propulsão do ônibus espacial. Flórida, EUA, 1998.

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

Considere, como exemplo, o seguinte fato experimental:

Em palavras: **Quando 1 mol de hidrogênio gasoso reage, a pressão constante, com meio mol de oxigênio gasoso para formar 1 mol de água líquida, ocorre a liberação de 285,8 kJ de energia (na forma de calor) para o meio ambiente.**

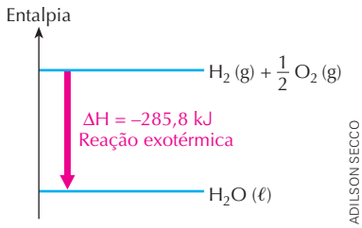
Isso poderia ser representado assim:

Em equação: $1\ H_2\ (g) + \frac{1}{2}\ O_2\ (g) \rightarrow 1\ H_2O\ (\ell) + 285{,}8\ kJ$

Calor liberado

Porém, em vez de incluir o calor liberado no segundo membro da equação, os químicos consideram mais conveniente escrever a variação de entalpia (ΔH) à direita da equação química:

Em equação: $1\ H_2\ (g) + \frac{1}{2}\ O_2\ (g) \rightarrow 1\ H_2O\ (\ell) \quad \Delta H = -285{,}8\ kJ$



• ATENÇÃO

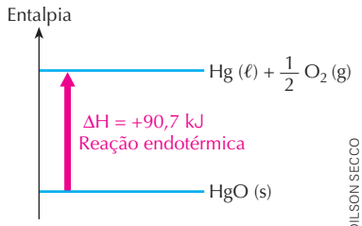
Experimentos que envolvam a combustão do hidrogênio NÃO devem ser feitos pelo aluno. A reação é EXPLOSIVA.

Processo químico endotérmico (reação química endotérmica)

Quando uma **reação endotérmica** acontece, o sistema formado pelos participantes dessa reação **absorve calor** das vizinhanças (meio ambiente).

Considere o seguinte exemplo:

Em palavras: **Quando 1 mol de óxido de mercúrio (II) sólido se decompõe, a pressão constante, em 1 mol de mercúrio líquido e meio mol de oxigênio gasoso, ocorre a absorção de 90,7 kJ de energia (na forma de calor) do meio ambiente.**



Isso poderia ser representado assim:

Em equação: $1\ HgO\ (s) + 90{,}7\ kJ \rightarrow 1\ Hg\ (\ell) + \frac{1}{2}\ O_2\ (g)$

Calor absorvido

Porém, em vez de incluir o calor liberado no primeiro membro da equação, os químicos preferem escrever o ΔH à direita da equação química:

Em equação: $1\ HgO\ (s) \rightarrow 1\ Hg\ (\ell) + \frac{1}{2}\ O_2\ (g) \quad \Delta H = +90{,}7\ kJ$

• ATENÇÃO

O mercúrio é um metal tóxico e de efeito cumulativo no organismo.

Seus vapores são facilmente absorvidos.

Assim como o mercúrio metálico, os compostos de mercúrio também podem causar a contaminação e a intoxicação de uma pessoa.

A manipulação de mercúrio e de seus compostos NÃO deve ser feita em instalações escolares de ensino médio.



TÓXICO

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

2.5 Equação termoquímica

Os processos realizados em calorímetros e os dados experimentais obtidos são representados pelas *equações termoquímicas*.

Para que uma equação termoquímica possa representar de modo completo dados obtidos em laboratório, devem estar presentes as seguintes informações:

- os coeficientes estequiométricos e o estado físico de todos os participantes;
- a especificação da variedade alotrópica, quando for o caso;
- a temperatura e a pressão em que a reação ou a mudança de fase é realizada;
- o ΔH do processo.

Vejamos um exemplo:

$$C\ (graf.) + 2\ H_2\ (g) \rightarrow CH_4\ (g) \qquad \Delta H = -74{,}4\ kJ\ \ (25\ ^\circ C,\ 100\ kPa)$$

A necessidade de especificar na equação termoquímica informações como *forma alotrópica*, *temperatura* e *estados físicos* se deve ao fato de os valores de ΔH variarem quando um ou mais desses fatores se alteram. Alguns dos exercícios a seguir mostrarão exemplos dessas mudanças.

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

Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

12. (UFMT) As reações químicas, de uma forma geral, envolvem ou o desprendimento ou a absorção de calor. Sobre esse assunto, julgue os itens.

a) A transformação $C\ (s) + O_2\ (g) \rightarrow CO_2\ (g)$ possui $\Delta H > 0$.

b) A transformação $CO_2\ (s) \rightarrow CO_2\ (g)$ é endotérmica.

c) A dissolução de soda cáustica em água líquida é um fenômeno exotérmico.

d) A reação química $NH_4C\ell\ (s) \rightarrow NH_4^+\ (aq) + C\ell^-\ (aq)$ $\Delta H = +4$ kcal é isotérmica.

13. (Vunesp) Considere a equação a seguir:

$$2\ H_2\ (g) + O_2\ (g) \rightarrow 2\ H_2O\ (\ell) \qquad \Delta H = -572\ kJ$$

É correto afirmar que a reação é:

a) exotérmica, liberando 286 kJ por mol de oxigênio consumido.

b) exotérmica, liberando 572 kJ para dois mols de água produzida.

c) endotérmica, consumindo 572 kJ para dois mols de água produzida.

d) endotérmica, liberando 572 kJ para dois mols de oxigênio consumido.

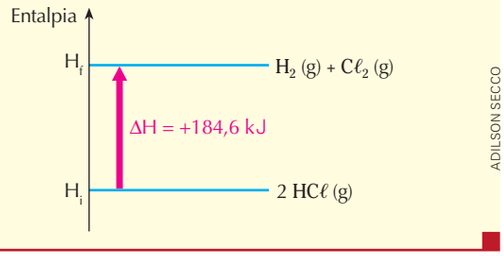
e) endotérmica, consumindo 286 kJ por mol de água produzida.

Exercício Resolvido

14. Construa um diagrama de entalpia que represente o seguinte processo:

$$2\ HC\ell\ (g) \rightarrow H_2\ (g) + C\ell_2\ (g) \qquad \Delta H = +184{,}6\ kJ/mol$$

Resolução



ADILSON SECCO

15. Construa um diagrama de entalpia que represente o seguinte processo:

$$2\ HI\ (g) \rightarrow H_2\ (g) + I_2\ (g) \qquad \Delta H = -53{,}0\ kJ/mol$$

16. (UPF-RS) A equação

$$H_2SO_4\ (aq) + 2\ NaOH\ (aq) \rightarrow Na_2SO_4\ (aq) + 2\ H_2O \qquad \Delta H = -13{,}7\ kcal$$

representa

a) uma reação endotérmica.

b) a neutralização parcial de uma base.

c) uma reação em que há liberação de calor.

d) uma reação não espontânea.

e) um processo de análise.

17. (PUC-RS) Uma importante aplicação dos calores de dissolução são as compressas de emergência, usadas como primeiro-socorro em contusões sofridas, por exemplo, durante práticas esportivas. Exemplos de substâncias que podem ser utilizadas são

$CaC\ell_2$ (s) e NH_4NO_3 (s), cuja dissolução em água é representada, respectivamente, pelas equações termoquímicas:

$CaC\ell_2\ (s) + aq \rightarrow CaC\ell_2\ (aq) \qquad \Delta H = -82{,}7\ kJ/mol$

$NH_4NO_3\ (s) + aq \rightarrow NH_4NO_3\ (aq) \qquad \Delta H = +26{,}3\ kJ/mol$

Com base nessas equações termoquímicas, é correto afirmar que

a) a compressa de $CaC\ell_2$ é fria, pois a reação ocorre com absorção de calor.

b) a compressa de NH_4NO_3 é quente, uma vez que a reação ocorre com liberação de calor.

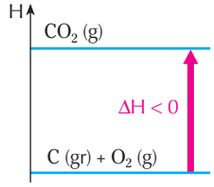
c) a compressa de $CaC\ell_2$ é quente, já que a reação é exotérmica.

d) a compressa de NH_4NO_3 é fria, visto que a reação é exotérmica.

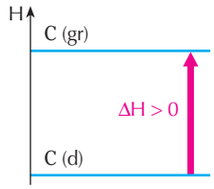
e) o efeito térmico produzido em ambas é o mesmo.

18. (Osec-SP) Qual dos diagramas de energia a seguir está correto?

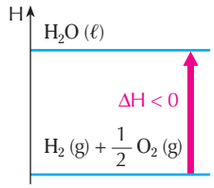
a)



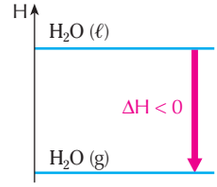
b)



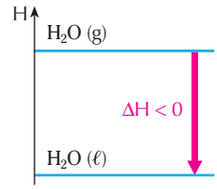
c)



d)



e)



ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

Exercícios adicionais

Resolva em seu caderno

Seu (sua) professor(a) indicará o melhor momento para realizar os exercícios deste bloco.

(UFS-SE) Instruções: As questões de números **19** e **20** relacionam-se com as transformações:

I. $CO_2\ (s) \rightarrow CO_2\ (g)$

II. $H_2O\ (g) \rightarrow H_2\ (g) + \frac{1}{2} O_2\ (g)$

III. $Fe\ (\ell) \rightarrow Fe\ (s)$

IV. $CH_4\ (g) + 2\ O_2\ (g) \rightarrow CO_2\ (g) + 2\ H_2O\ (g)$

19. Ocorrem reações químicas em:

a) I e II **c)** I e IV **e)** II e IV

b) I e III **d)** II e III

20. Realizam-se com absorção de calor os fenômenos:

a) I e II **c)** II e III **e)** III e IV

b) I e IV **d)** II e IV

▲ **Comentário dos autores:**

A reação equacionada em IV é a combustão do gás metano.

21. (Vunesp) Em uma cozinha, estão ocorrendo os seguintes processos:

I. gás **queimando** em uma das "bocas" do fogão e

II. água **fervendo** em uma panela que se encontra sobre essa "boca" do fogão.

Com relação a esses processos, pode-se afirmar que:

a) I e II são exotérmicos.

b) I é exotérmico e II é endotérmico.

c) I é endotérmico e II é exotérmico.

d) I é isotérmico e II exotérmico.

e) I é endotérmico e II é isotérmico.

22. (UFPel-RS) Entre os hidrogenossais, o bicarbonato de amônio é um dos mais importantes devido a sua utilização como fermento químico. Esse sal, quando aquecido, decompõe-se de acordo com a equação:

$$NH_4HCO_3 \xrightarrow{\Delta} NH_3 + CO_2 + H_2O$$

A formação de CO_2 é que faz os produtos de panificação "crescerem", a exemplo das bolachas.

a) Partindo de 79 gramas de fermento, calcule quantos gramas de gás carbônico são formados.

b) Entre as substâncias representadas na equação, quais pertencem à função óxido?

c) A reação citada é endotérmica? Por quê?

23. (Unama-PA) Durante o jogo de tênis, o professor machucou o pé direito. Seu treinador sugeriu a aplicação de compressa quente sobre o local da lesão. No armário de medicamentos havia dois tipos de compressas na forma de pacotes plásticos, sendo um deles amarelo e o outro azul.

No pacote amarelo estava a informação: *ao pressionar ocorre a reação*

$CaC\ell_2\ (s) \rightarrow Ca^{2+}\ (aq) + 2\ C\ell^-\ (aq) \qquad \Delta H = -82{,}8\ kJ$

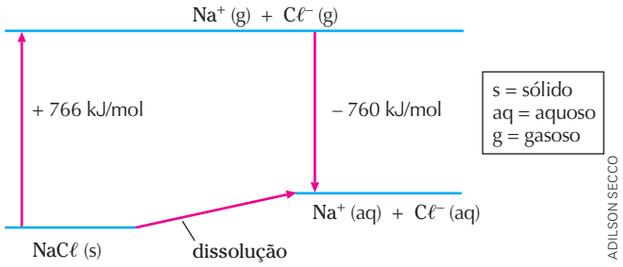
Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

No pacote azul estava a informação: *ao pressionar ocorre a reação*

$NH_4NO_3\ (s) \rightarrow NH_4^+\ (aq) + NO_3^-\ (aq) \quad \Delta H = 26{,}2\ kJ.$

Qual dos dois pacotes deverá ser utilizado como compressa quente sobre a lesão? Justifique sua resposta.

24. (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 $C\ell^-$ (aq).



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.

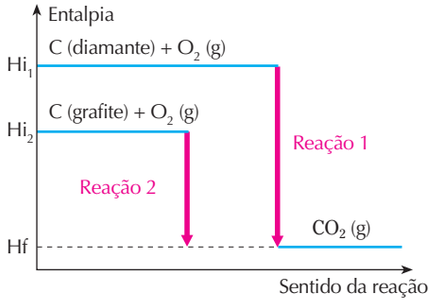
b) é acentuadamente endotérmica, envolvendo cerca de 10^3 kJ.

c) ocorre sem troca de calor.

d) é pouco exotérmica, envolvendo menos de 10 kJ.

e) é pouco endotérmica, envolvendo menos de 10 kJ.

25. (UFMS) Considere o gráfico. Determine a afirmativa correta:



a) A entalpia do C (diamante) é menor que a do C (grafite).

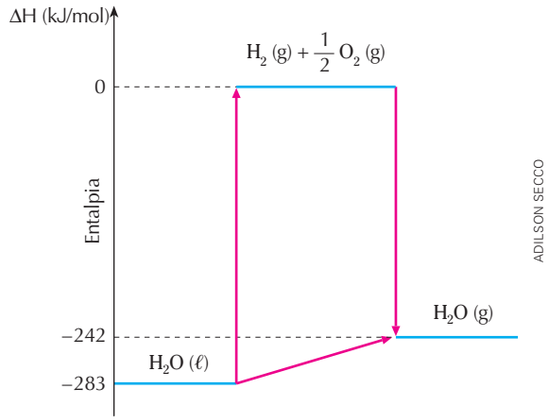
b) O carbono grafite é a forma alotrópica mais estável.

c) A reação 1 é exotérmica, enquanto a 2 é endotérmica.

d) A diminuição de entalpia das reações 1 e 2 indica que houve absorção de calor.

e) A variação de entalpia para as duas reações dá um valor positivo.

26. (Cesgranrio-RJ) Considere o diagrama de entalpia:



Qual a opção que contém a equação termoquímica *correta*?

a) $H_2\ (g) + \frac{1}{2} O_2\ (g) \rightarrow H_2O\ (g) \qquad \Delta H = +242\ kJ\ mol^{-1}$

b) $H_2O\ (\ell) \rightarrow H_2O\ (g) \qquad \Delta H = -41\ kJ\ mol^{-1}$

c) $H_2O\ (\ell) \rightarrow H_2\ (g) + \frac{1}{2} O_2\ (g) \qquad \Delta H = +283\ kJ\ mol^{-1}$

d) $H_2O\ (g) \rightarrow H_2\ (g) + \frac{1}{2} O_2\ (g) \qquad \Delta H = 0\ kJ\ mol^{-1}$

e) $H_2\ (g) + \frac{1}{2} O_2\ (g) \rightarrow H_2O\ (\ell) \qquad \Delta H = +41\ kJ\ mol^{-1}$

NUTRIENTES, SUAS FUNÇÕES E SEU CONTEÚDO CALÓRICO

Nutriente é toda substância presente na alimentação que pode ser usada pelo organismo para crescer, para se manter vivo ou para reparar as partes machucadas ou desgastadas.

Um nutriente tem *função energética* quando ele fornece energia para o funcionamento das células, tem *função plástica* quando atua como "material de construção" das partes do corpo, por exemplo, para produzir novas células que substituem células mortas, e tem *função reguladora* quando atua no organismo ajudando a controlar uma ou mais atividades vitais.

Precisamos de cinco nutrientes básicos: os carboidratos, as proteínas, os lipídios, os minerais e as vitaminas. Também necessitamos de fibras na dieta.

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

A tabela 1, a seguir, mostra a função principal ou as funções principais dos nutrientes e das fibras da dieta e lista exemplos de onde são encontrados.

TABELA 1 **Algumas características de nutrientes e fibras da dieta**

Nutriente	Exemplos de onde é encontrado	Comentário
Proteínas	Leite, queijo, ovos, carnes, peixes, feijão, lentilha, soja, trigo integral e arroz integral.	Sua falta provoca desnutrição. Participam da composição de todas as células. Algumas proteínas, as *enzimas*, regulam atividades vitais.
Carboidratos (açúcares)	O amido é encontrado no pão, na batata, na mandioca, na farinha e nas massas em geral (macarrão, lasanha etc.). A sacarose (açúcar da cana) é usada em guloseimas, sucos e refrigerantes. As frutas em geral contêm carboidratos razoavelmente semelhantes ao açúcar da cana.	Os carboidratos são a fonte mais importante de energia para as células realizarem suas atividades e manterem o corpo funcionando. Quando são ingeridos em quantidade superior à de que o organismo necessita, o corpo usa a energia dos carboidratos para produzir gordura e armazená-la para uma eventual necessidade.
Lipídios (óleos e gorduras)	Toucinho, banha, manteiga, margarina, linguiça, salame, mortadela, presunto, apresuntado, salgadinhos, carnes gordas, pele de frango, pele de porco, óleos, azeites e frituras.	Lipídios fazem parte da composição das células do corpo. Podem, também, empregá-los como fonte de energia caso faltem carboidratos. Devem ser ingeridos com moderação, pois podem causar obesidade e problemas cardíacos.
Minerais (sais minerais)	Há cerca de dezesseis nutrientes minerais diferentes essenciais ao corpo. Exemplos são o sódio, o potássio, o ferro, o cálcio, o fósforo e o enxofre. De modo geral são encontrados em frutas, vegetais, leite, ovos e carnes.	São muitas as funções desempenhadas pelos minerais. O cálcio, por exemplo, faz parte da constituição dos ossos. O ferro é encontrado nos glóbulos vermelhos. Sódio e potássio são importantes para regular a absorção e a eliminação de água.
Vitaminas	Há várias vitaminas diferentes; cada uma delas tem suas fontes características, animais e/ou vegetais.	São essenciais para o funcionamento adequado do nosso corpo, pois atuam regulando alguns processos que ocorrem nas células. Sua falta pode causar vários tipos de distúrbios.
Fibras da dieta	Frutas, verduras, pão integral e arroz integral.	Não são digeridas, mas sua ingestão impede o ressecamento das fezes (prisão de ventre), facilita a evacuação e evita problemas no intestino.

Fontes: Tabela elaborada a partir de dados de BETTELHEIM, F. A. et al. *Introduction to General, Organic & Biochemistry*. 7. ed. Belmont: Brooks/Cole, 2004. p. 704-719; BLEI, I.; ODIAN, G. *General, Organic and Biochemistry*: connecting Chemistry to your life. 2. ed. Nova York: Freeman, 2006. p. 758-763; ENSMINGER, A. H. et al. *The concise encyclopedia of foods & nutrition*. Boca Raton: CRC Press, 1995. p. 160ss, 324ss, 340ss, 712ss, 891ss, 1.054ss.

A respiração celular é um processo que ocorre no interior das células e que permite a elas obter energia a partir do oxigênio e de nutrientes apropriados. O sistema circulatório conduz até a célula os materiais necessários à respiração celular.

Nosso corpo está adaptado para usar a glicose na respiração celular. A glicose é um carboidrato proveniente da digestão de carboidratos mais complexos, como o açúcar de cana e o amido.

Quando a alimentação de um indivíduo não contém carboidratos em quantidade suficiente para suprir as necessidades de seu corpo, muitas das células podem usar, em lugar da glicose, os aminoácidos (provenientes da digestão das proteínas) ou os ácidos graxos e o glicerol (provenientes da digestão dos lipídios).

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

Uma vez que os carboidratos, as proteínas e os lipídios fornecem materiais que podem ser usados na respiração celular, esses nutrientes têm função energética.

É importante frisar que os carboidratos são as únicas fontes de energia para os neurônios, células que não utilizam outras substâncias (provenientes de proteínas e de lipídios) na respiração celular se houver falta de carboidratos na dieta. Tais células podem até morrer se um indivíduo não ingerir carboidratos por tempo prolongado e a concentração de glicose no sangue cair muito.

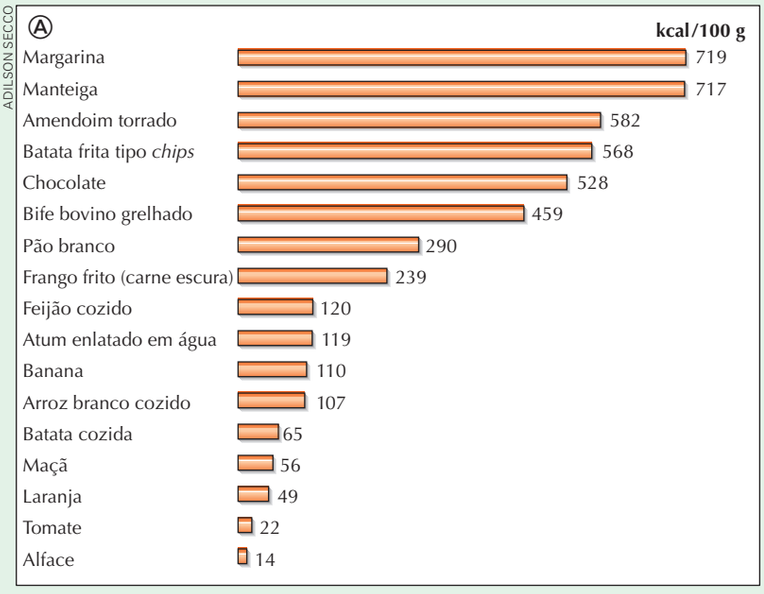
Os nutricionistas expressam geralmente a energia que um nutriente pode fornecer em **quilocaloria**, simbolizada por **kcal**. Eles descobriram que cada grama de carboidrato fornece 4 kcal de energia, cada grama de proteína também fornece 4 kcal e cada grama de lipídio fornece 9 kcal. Perceba que a quantidade de energia fornecida por grama de lipídio é mais do que o dobro do fornecido por carboidratos e proteínas! (Há um antigo costume entre os nutricionistas, que é o de chamar a quilocaloria de **caloria nutricional** e representá-la por **Cal**, com C maiúsculo. Esse hábito — que causa confusão com a unidade **caloria**, **cal** — está sendo abandonado, felizmente.)

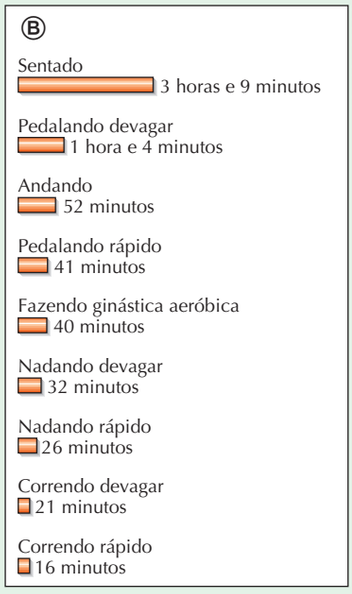
Os alimentos em geral não são constituídos apenas por um único nutriente. Eles são uma complexa mistura de nutrientes diferentes. Um bife, por exemplo, contém carboidratos, proteínas, lipídios, vitaminas e minerais.

Os nutricionistas são capazes de realizar experiências de laboratório que permitem determinar o conteúdo de energia que um alimento fornece quando ingerido, chamado **conteúdo calórico** do alimento. O gráfico Ⓐ abaixo relaciona alguns alimentos e seu conteúdo calórico. Perceba que alimentos muito gordurosos ou oleosos, como margarina, manteiga e amendoim, têm alto conteúdo calórico. Afinal de contas, lipídios são altamente calóricos.

A energia dos alimentos serve para garantir o funcionamento das células do nosso corpo. Essa energia permite a execução de tarefas vitais — bombear o sangue, realizar a respiração pulmonar, produzir e excretar a urina etc. — e também de atividades mentais e físicas. As atividades físicas mais intensas gastam mais energia do que as menos intensas. Isso você pode perceber analisando atentamente o gráfico Ⓑ abaixo.

Se a pessoa ingere alimentos que fornecem mais energia do que ela gasta, o corpo não descarta esse excesso de alimento. Ao contrário, ele usa a energia excedente para produzir gordura e a armazena. Trata-se de uma adaptação que permite aos animais guardar, sob a forma de lipídio, energia para uma época em que possa faltar alimento.





Ⓐ Conteúdo calórico de alguns alimentos, em kcal para cada 100 gramas do alimento.
Elaborado com base nos dados de: ENSMINGER, A. H. et al. *The concise encyclopedia of foods & nutrition*. Boca Raton: CRC Press, 1995. p. 384-469.

Ⓑ Tempo necessário para gastar, em diferentes atividades, a energia fornecida por um chocolate de 50 g (264 kcal).
Valores médios para pessoa de 64 kg.
Elaborado a partir de dados de: SMOLIN, L. A.; GROSVENOR, M. B. *Nutrition*: Science and applications. Orlando: Saunders College Publishing, 1994. p. 402.

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

SAÚDE, CONSUMO E PROPAGANDA

Nosso corpo necessita de vários nutrientes. A falta deles pode provocar problemas, mas o excesso também. Então como saber qual é a quantidade certa do que devemos comer?

Bem, a resposta a essa pergunta certamente preencheria livros e mais livros sobre nutrição. Mas vamos a algumas informações básicas e úteis.

Em primeiro lugar, evite os alimentos com muita gordura e óleo. Eles podem ser ingeridos de vez em quando, mas não há necessidade de comê-los todos os dias. A pequena quantidade diária de lipídios de que o corpo precisa é fornecida pelo óleo usado no preparo de pratos como arroz, feijão e macarrão.

Os lipídios são muito calóricos e podem causar obesidade com muita facilidade. Os médicos já comprovaram que a obesidade oferece sérios riscos para o sistema circulatório, principalmente para o coração. Alguns lipídios, principalmente as gorduras, favorecem o aumento da produção de colesterol, uma substância de que o corpo precisa em pequenas quantidades, mas que é prejudicial à saúde cardíaca em quantidade acima da necessária.

Os carboidratos são fundamentais para suprir energia às suas atividades, ainda mais se você está em uma fase de intensa atividade. Arroz, pão e massas são fontes expressivas de amido, um importante carboidrato. Contudo, um excesso desses alimentos também pode fazer com que você engorde.

O açúcar da cana é um carboidrato que pode ser ingerido moderadamente, cujos excessos não são benéficos. (Você deve estar especialmente atento ao consumo de carboidratos se for **diabético**. Nesse caso, siga rigorosamente as instruções do seu médico.) Refrigerantes, doces e guloseimas em grande quantidade, além de engordarem, prejudicam o apetite e, por isso, reduzem a quantidade de proteínas, vitaminas e fibras ingeridas.

Outro problema dos alimentos com açúcar é que eles propiciam as cáries. Restos de açúcar favorecem a atividade de bactérias naturalmente presentes na boca que se alimentam desses resíduos. Da atividade dessas bactérias surgem substâncias com ação corrosiva sobre os dentes.

Precisamos de pequena quantidade diária de vitaminas e de minerais. Acontece que esses nutrientes são diversos e aparecem em diferentes quantidades nos alimentos. Por isso é importante ter uma **alimentação variada**.

A diversidade de alimentos na dieta garante que, se determinada vitamina ou mineral por acaso não estiver presente numa refeição, ela provavelmente será ingerida numa das próximas refeições. O problema de comer todo dia exatamente o mesmo tipo de alimento é que, se houver falta de algum nutriente, isso logo se refletirá em algum problema de saúde.



MARCOS PERON/KINO

▲ A qualidade dos alimentos que compramos e ingerimos deve merecer atenção especial. Observar o aspecto do produto, o estado de conservação, a data de validade e como está a embalagem é essencial para evitar intoxicações por alimentos estragados. O **consumidor** tem **direito** a mercadorias em bom estado de conservação, bem embaladas, corretamente identificadas e dentro do prazo de validade. Campinas, SP, 2004.



HÉLVIO ROMERO/AGÊNCIA ESTADO

▲ A falta de alimento é um problema; o excesso também é. Em se tratando de alimentação, **equilíbrio** é fundamental. Comer bem não é comer muito. É comer de modo equilibrado. É ingerir alimentos variados. É cuidar bem da própria saúde. São Paulo, SP, 2003.

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

As frutas e verduras são ricas em vitaminas e sais minerais. Incluí-las na alimentação é fundamental à saúde. Além disso, elas também contêm fibras necessárias ao bom funcionamento do intestino.

Um mineral muito importante para o ser humano é o cálcio, que entra na constituição dos ossos e regula o funcionamento dos músculos. Fontes importantes desse mineral são o leite e seus derivados, como queijo, iogurte e requeijão.

Os produtos alimentícios industrializados devem conter nos rótulos informações sobre a sua composição, o uso de aditivos alimentares naturais ou artificiais, as datas de fabricação e de validade, a identificação do fabricante e outras informações relevantes. É arriscado comprar e ingerir um alimento industrializado que não identifique quem o produziu ou que não tenha data de validade. Você, **cidadão**, tem o **direito** de ser respeitado ao comprar qualquer tipo de produto, o que inclui os alimentícios.

Você deve ter um cuidado especial com as propagandas de produtos alimentícios. É evidente que o fabricante vai falar muito bem daquilo que produz e, por meio da propaganda, tentará mostrar que as pessoas, incluindo você, precisam de tais produtos para ter uma vida melhor. É bom refletir antes de comprar. Eu realmente preciso desse produto? Ele realmente é saudável? Ou eu o estou consumindo sob ação da publicidade?

E quanto aos *suplementos vitamínicos*? O papel das vitaminas é regular o funcionamento do corpo. Uma boa alimentação fornece todas as vitaminas necessárias. É falsa a ideia de que os suplementos vitamínicos dão força, disposição ou beleza. Algumas vitaminas, se ingeridas em excesso, podem até causar problemas. Excesso de vitamina A, por exemplo, pode causar dores de cabeça, tonturas, queda de cabelo e problemas no fígado, nos rins e nos ossos. **Vitaminas industrializadas só devem ser tomadas sob orientação médica.**

Seja um consumidor atento e não se deixe levar pelas promessas publicitárias.

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

Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

Analise os esquemas mostrados ao lado para responder às questões seguintes.

27. Qual dos alimentos mostrados fornece mais energia?

28. Qual dos alimentos mostrados fornece menos energia?

29. Se uma pessoa tomar dois sorvetes, quanto tempo em repouso ela levará para gastar a energia que eles fornecem? E se estiver pedalando?

30. Se uma pessoa comer três maçãs, ela consegue energia para nadar quanto tempo? E para caminhar?

31. O que fornece mais energia: um hambúrguer com queijo ou quatro maçãs?

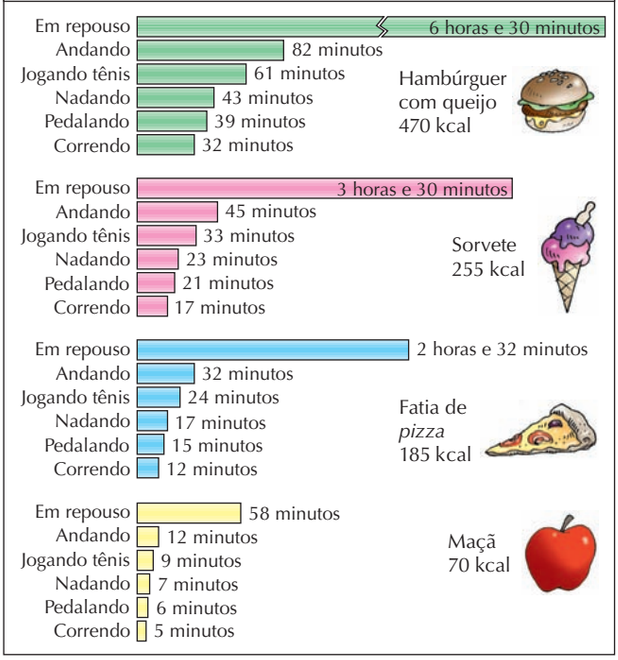
32. Realizando uma mesma atividade, leva-se mais tempo para gastar a energia de três fatias de *pizza* ou de dois sorvetes?

33. Qual dos alimentos mostrados pode engordar mais facilmente uma pessoa?

34. Admitindo que uma pessoa vá correr por 34 minutos e que a energia necessária para isso seja obtida exclusivamente por meio da ingestão de sorvete, quantos sorvetes iguais ao mostrado no esquema ela deve ingerir?

35. Procure nas páginas anteriores a equivalência entre quilocaloria (kcal) e quilojoule (kJ) e, a seguir, converta o conteúdo calórico de cada um dos quatro alimentos para kJ.

Tempo necessário, em média, para um adulto gastar a energia de alguns alimentos



Fonte: POSTLETHWAIT, J. H.; HOPSON, J. L. *The nature of life*. 3. ed. Nova York: McGraw-Hill, 1995. p. 643.

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

3 A Lei de Hess

Conhecer os valores de ΔH para determinadas reações permite aos químicos fazer uma série de previsões importantes. Podem-se comparar combustíveis quanto à energia que fornecem por unidade de massa ou volume, podem-se realizar previsões sobre quanto se deve fornecer de energia para que certos processos ocorram ou sobre a necessidade de manter certos sistemas refrigerados durante reações exotérmicas para que o calor liberado não cause acidentes.

Embora o conhecimento de valores de ΔH seja importante, há reações difíceis de realizar na prática. Há vários motivos para essa dificuldade; algumas são explosivas, outras muito lentas e há também aquelas que apresentam rendimento muito baixo ou que formam outros produtos além dos desejados (isto é, outras reações, indesejáveis, ocorrem simultaneamente).

Veremos, a seguir, que a Lei de Hess permite fazer uma previsão do ΔH de uma reação sem realizá-la, desde que se disponha de alguns outros valores adequados de ΔH.

3.1 Novamente uma analogia com o saldo bancário

Em um mesmo dia, duas operações financeiras foram realizadas em uma conta bancária. Uma delas foi o uso do cartão de débito para uma compra no valor de 80 unidades monetárias e a outra foi o depósito de 60 unidades monetárias. (O nome da unidade monetária vigente é irrelevante para a presente discussão!)

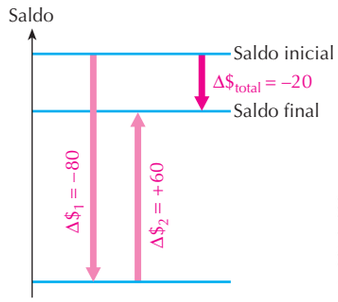
Após as operações, qual será a variação total do saldo da conta?

A primeira operação é **exo**monetária e a ela podemos atribuir um $\Delta\$_1$, variação de saldo, de −80 unidades monetárias. A segunda é **endo**monetária e apresenta um $\Delta\$_2$ de +60 unidades monetárias.

Somando-se as variações, obtemos a variação monetária total:

$$\Delta\$_{total} = \Delta\$_1 + \Delta\$_2 = -80 + 60 = -20 \text{ unidades monetárias}$$

O gráfico ao lado ilustra a movimentação financeira e o cálculo em questão.



ADILSON SECCO

3.2 A Lei de Hess

O cálculo envolvendo a conta bancária, mostrado anteriormente, ajudará a entender a Lei de Hess.

Considere a reação de combustão do carbono grafite formando monóxido de carbono:

$$C\ (graf.) + \frac{1}{2}\ O_2\ (g) \rightarrow CO\ (g) \qquad \Delta H = ?$$

Essa reação é muito difícil de realizar na prática; uma parte do carbono pode queimar até formar dióxido de carbono (CO_2) e outra parte pode permanecer sem queimar. Por isso, é bastante difícil medir o ΔH dessa reação.

Contudo, a combustão do carbono grafite formando dióxido de carbono e a combustão do monóxido de carbono, também formando dióxido de carbono, são reações relativamente fáceis de realizar e cujo ΔH pode ser determinado com relativa facilidade. Veja esses valores:

$$C\ (graf.) + O_2\ (g) \rightarrow CO_2\ (g) \qquad \Delta H = -393{,}5\ kJ$$

$$CO\ (g) + \frac{1}{2}\ O_2\ (g) \rightarrow CO_2\ (g) \qquad \Delta H = -283{,}0\ kJ$$

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

Pelo que vimos anteriormente ao comparar o ΔH de solidificação com o de fusão, quando invertemos uma equação química ocorre uma mudança no sinal de seu ΔH. Isso significa que o inverso de um processo endotérmico é um processo exotérmico e vice-versa. Assim, se invertermos a segunda das equações mostradas, seu ΔH muda de sinal, passando a ser +283,0 kJ.

$$CO_2\,(g) \rightarrow CO\,(g) + \frac{1}{2}\,O_2\,(g) \qquad \Delta H = +283{,}0\ kJ$$

Agora vamos somar a equação de combustão completa da grafite formando CO_2 com essa última equação.

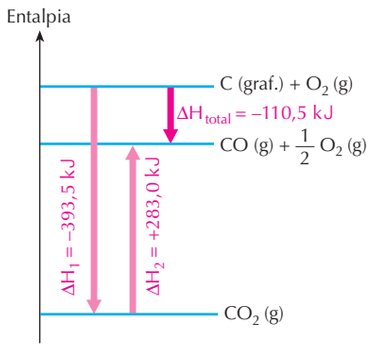
$$C(\text{ graf.}) + \cancel{\tfrac{1}{2}\,O_2\,(g)} \rightarrow \cancel{CO_2\,(g)} \qquad \Delta H_1 = -393{,}5\ kJ$$

$$\cancel{CO_2\,(g)} \rightarrow CO\,(g) + \cancel{\tfrac{1}{2}\,O_2\,(g)} \qquad \Delta H_2 = +283{,}0\ kJ$$

$$C\,(\text{graf.}) + \frac{1}{2}\,O_2\,(g) \rightarrow CO\,(g) \qquad \Delta H_{total} = ?$$

O processo global resultante dessa soma é justamente aquele cujo ΔH desejamos calcular. O gráfico abaixo ilustra que o ΔH_{total} desse processo pode ser obtido por meio da soma de ΔH_1 e ΔH_2.

$$\Delta H_{total} = \Delta H_1 + \Delta H_2 = -393{,}5\ kJ + 283{,}0\ kJ = -110{,}5\ kJ$$



ADILSON SECCO

Perceba a semelhança com a situação descrita para a movimentação da conta bancária.

A **Lei de Hess**, enunciada em 1840 pelo cientista (suíço de nascimento e que viveu na Rússia) Germain Henri Hess (1802-1850), trata exatamente de situações como a do exemplo apresentado. Ela pode ser assim enunciada:

> A variação de entalpia de uma reação é igual à soma das variações de entalpia das etapas em que essa reação pode ser desmembrada, mesmo que esse desmembramento seja apenas teórico.

Em palavras mais simples, a Lei de Hess permite que trabalhemos com equações termoquímicas como se fossem equações matemáticas. Ao somarmos equações, o ΔH da reação resultante dessa soma será igual à soma dos ΔHs das etapas somadas.

Por vezes, ao relacionar equações para serem somadas a fim de obter uma determinada equação global de interesse, devemos inverter reagentes com produtos. Ao fazer isso, devemos trocar o sinal do ΔH dessa etapa.

Além disso, às vezes é conveniente multiplicar uma equação inteira por um certo número. Isso pode ser feito, desde que lembremos de também multiplicar o ΔH por esse mesmo número.

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

A REAÇÃO EXOTÉRMICA DE AUTODEFESA DO BESOURO-BOMBARDEIRO

Um mecanismo de defesa interessante utilizado pelos chamados "besouros-bombardeiros" é um jato de material quente e repelente que eles costumam lançar contra seus predadores. Eles possuem um par de glândulas que se abrem ao exterior no final do abdômen. Cada glândula consta basicamente de dois compartimentos. Um deles contém uma solução aquosa de hidroquinona e peróxido de hidrogênio. O outro contém uma mistura de enzimas. Ao ser atacado, o animal segrega um pouco da solução do primeiro compartimento no segundo. As enzimas atuam acelerando a reação exotérmica entre a hidroquinona e o peróxido de hidrogênio:

$$C_6H_6O_2\,(aq) + H_2O_2\,(aq) \rightarrow C_6H_4O_2\,(aq) + 2\,H_2O\,(\ell)$$

Hidroquinona **Quinona**

$\Delta H° = -204$ kJ/mol

O calor liberado é suficiente para elevar a temperatura da mistura até o ponto de ebulição. Girando a extremidade do abdômen, o inseto dirige o material, na forma de um jato, na direção do predador. Além do efeito térmico, a quinona atua como repelente de insetos e animais. Um besouro-bombardeiro possui carga suficiente em seu corpo para produzir de 20 a 30 descargas em rápida sucessão.

Exercícios essenciais



Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

Exercício Resolvido

36. Utilize os seguintes valores de ΔH:

$H_2\,(g) + F_2\,(g) \rightarrow 2\,HF\,(g)$ $\quad \Delta H = -546$ kJ

$C\,(graf.) + 2\,F_2\,(g) \rightarrow CF_4\,(g)$ $\quad \Delta H = -680$ kJ

$2\,C\,(graf.) + 2\,H_2\,(g) \rightarrow C_2H_4\,(g)$ $\quad \Delta H = +52$ kJ

para determinar a variação de entalpia do processo:

$C_2H_4\,(g) + 6\,F_2\,(g) \rightarrow 2\,CF_4\,(g) + 4\,HF\,(g)$ $\quad \Delta H = ?$

Resolução

A Lei de Hess permite somarmos equações termoquímicas. O ponto central dessa resolução é decidir o que fazer com as equações fornecidas. E é a equação cujo ΔH desejamos calcular (vamos chamar de *equação problema*) que nos presta as informações necessárias para a decisão.

Na equação problema, o HF aparece como produto e com coeficiente 4. Nas equações fornecidas, o HF aparece apenas na primeira, como produto e com coeficiente 2. Portanto, vamos multiplicar essa equação por 2 (multiplicamos tanto a equação quanto o ΔH).

Na equação problema, o CF_4 aparece como produto e com coeficiente 2. Por isso, vamos também multiplicar a segunda das equações fornecidas por 2.

E, na equação problema, o C_2H_4 consta como reagente e com coeficiente 1. Assim, vamos inverter a terceira das equações dadas, tomando o cuidado de multiplicar o ΔH por -1, ou seja, trocar seu sinal. Assim, temos:

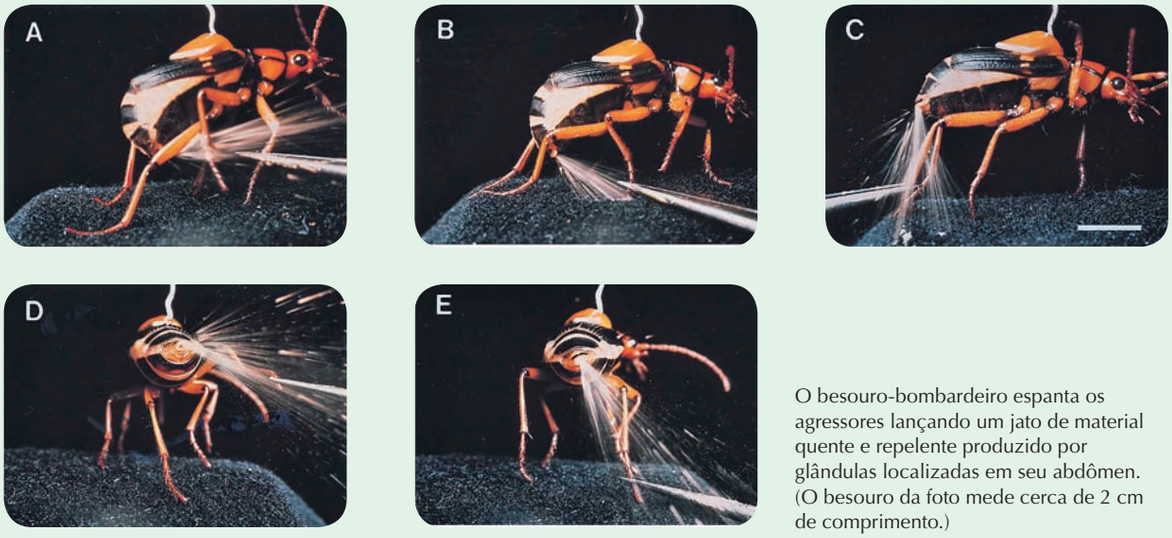
$2\,H_2\,(g) + 2\,F_2\,(g) \rightarrow 4\,HF\,(g)$ $\quad \Delta H_1 = -1.092$ kJ

$2\,C\,(graf.) + 4\,F_2\,(g) \rightarrow 2\,CF_4\,(g)$ $\quad \Delta H_2 = -1.360$ kJ

$C_2H_4\,(g) \rightarrow 2\,C\,(graf.) + 2\,H_2\,(g)$ $\quad \Delta H_3 = -52$ kJ

$C_2H_4\,(g) + 6\,F_2\,(g) \rightarrow 2\,CF_4\,(g) + 4\,HF\,(g)$ $\quad \Delta H = ?$

$$\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3 \Rightarrow \Delta H = -2.504 \text{ kJ}$$



FOTOS: REUTERS/LATINSTOCK

O besouro-bombardeiro espanta os agressores lançando um jato de material quente e repelente produzido por glândulas localizadas em seu abdômen. (O besouro da foto mede cerca de 2 cm de comprimento.)

37. Tanto o enxofre rômbico quanto o monoclínico sofrem combustão formando dióxido de enxofre gasoso. Os valores de ΔH são os seguintes:

$S\ (rômbico) + O_2\ (g) \rightarrow SO_2\ (g) \quad \Delta H = -296{,}8\ kJ$

$S\ (monoclínico) + O_2\ (g) \rightarrow SO_2\ (g) \quad \Delta H = -297{,}1\ kJ$

a) Calcule o ΔH da reação equacionada a seguir, em que enxofre rômbico se transforma em enxofre monoclínico:

$$S\ (rômbico) \rightarrow S\ (monoclínico)$$

b) Com base nesses dados, elabore um diagrama de entalpia no qual sejam mostrados e comparados os valores de ΔH de ambos os processos de combustão e também da reação do item *a*.

38. Utilize as seguintes informações:

$$4\ HC\ell\ (g) + O_2\ (g) \rightarrow 2\ H_2O\ (\ell) + 2\ C\ell_2\ (g) \quad \Delta H = -148\ kJ$$

$$\frac{1}{2}\ H_2\ (g) + \frac{1}{2}\ F_2\ (g) \rightarrow HF\ (g) \quad \Delta H = -273\ kJ$$

$$H_2\ (g) + \frac{1}{2}\ O_2\ (g) \rightarrow H_2O\ (\ell) \quad \Delta H = -286\ kJ$$

para estimar o ΔH da seguinte reação:

$$2\ HC\ell\ (g) + F_2\ (g) \rightarrow 2\ HF\ (g) + C\ell_2\ (g) \quad \Delta H = ?$$

39. Para se defender dos inimigos, o *besouro-bombardeiro* consegue liberar, quando atacado, hidroquinona ($C_6H_6O_2$) e peróxido de hidrogênio (H_2O_2). Essas duas substâncias reagem, de acordo com a equação a seguir, formando um jato quente que espanta o agressor:

$$C_6H_6O_2\ (aq) + H_2O_2\ (aq) \rightarrow C_6H_4O_2\ (aq) + 2\ H_2O\ (\ell)$$

Calcule a variação de entalpia dessa reação, utilizando os dados a seguir:

$$C_6H_6O_2\ (aq) \rightarrow C_6H_4O_2\ (aq) + H_2\ (g) \quad \Delta H = +177\ kJ$$

$$H_2O_2\ (aq) \rightarrow H_2O\ (\ell) + \frac{1}{2}\ O_2\ (g) \quad \Delta H = -95\ kJ$$

$$H_2\ (g) + \frac{1}{2}\ O_2\ (g) \rightarrow H_2O\ (\ell) \quad \Delta H = -286\ kJ$$

40. (Vunesp) No processo de obtenção de hidrogênio molecular a partir da reforma a vapor do etanol, estão envolvidas duas etapas, representadas pelas equações parciais que se seguem.

$$C_2H_5OH\ (g) + H_2O\ (v) \rightarrow 4\ H_2\ (g) + 2\ CO\ (g) \quad \Delta H = +238{,}3\ kJ \cdot mol^{-1}$$

$$CO\ (g) + H_2O\ (v) \rightarrow CO_2\ (g) + H_2\ (g) \quad \Delta H = -41{,}8\ kJ \cdot mol^{-1}$$

Considerando 100% de eficiência no processo, escreva 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.

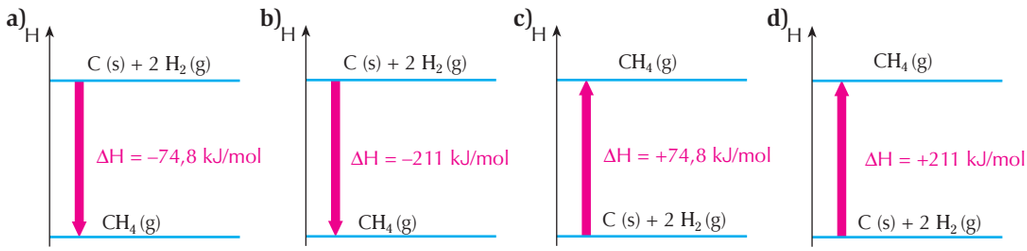
41. (UFRN) É possível sintetizar o metano (CH_4) gasoso a partir da reação do carbono (C) sólido com hidrogênio (H_2) gasoso.
Considere os valores de variação de entalpia, nas condições normais de temperatura e pressão, expressos nas seguintes equações:

$$C\,(s) + O_2\,(g) \rightarrow CO_2\,(g) \qquad \Delta H = -393{,}5\ kJ/mol$$

$$H_2\,(g) + \frac{1}{2}\,O_2\,(g) \rightarrow H_2O\,(\ell) \qquad \Delta H = -285{,}8\ kJ/mol$$

$$CH_4\,(g) + 2\,O_2\,(g) \rightarrow CO_2\,(g) + 2\,H_2O\,(\ell) \qquad \Delta H = -890{,}3\ kJ/mol$$

A partir dos dados acima, o tipo de reação e a variação de entalpia para a síntese do metano podem ser representados pelo gráfico:



ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

4 O estado-padrão

Ter à disposição uma lista de valores de ΔH para diferentes reações é de grande valor para auxiliar os químicos a fazer previsões. Contudo, quando empregamos informação tabelada, é necessário conhecer em que condições foi determinada experimentalmente para que saibamos, por consequência, a que condições ela se aplica. Por esse motivo, os químicos criaram o conceito de estado-padrão de uma substância.

> O **estado-padrão** de uma substância corresponde a essa substância, em sua forma pura, na pressão de 100 kPa (= 1 bar) e numa temperatura de interesse, que geralmente é escolhida como sendo 25 °C.

Quando um valor de ΔH se refere a reagentes e produtos no estado-padrão, esse valor é denominado **variação de entalpia-padrão** e simbolizado por ΔH°, em que o grau sobrescrito (°) indica que o dado se refere ao estado-padrão.

Embora a temperatura não faça parte da definição de estado-padrão, é comum utilizar o valor de 25 °C. Tão comum que, quando não é feita menção a ela, subentende-se que seja de 25 °C*.

Até há alguns anos a definição de estado-padrão envolvia a pressão de 1 atm (101,3 kPa) em vez de 100 kPa. Por essa razão, muitos livros ainda apresentam a definição da maneira antiga e trazem tabelas de ΔH° a 1 atm. Como os valores de entalpia não variam significativamente com pequenas variações de pressão, isso não traz inconvenientes práticos. Contudo, em trabalhos técnicos de grande precisão, os cientistas levam em conta dados referentes a 100 kPa.

* Não se deve confundir a definição de estado-padrão (também conhecido como condições-padrão) com as expressões "condições normais de temperatura e pressão" e "condições ambientes", muito usadas para designar circunstâncias de pressão e temperatura comuns em laboratórios e em tabelas de dados. As "condições normais de temperatura e pressão" são 0 °C e 1 atm e as "condições ambientes" são 25 °C e 1 atm.

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

5 Entalpia-padrão de combustão

5.1 Combustão e entalpia-padrão de combustão (ΔH_c°)

Combustão é a reação exotérmica de uma substância com o oxigênio, realizada em condições tais que o próprio calor liberado é suficiente para manter a reação em andamento até que pelo menos um dos reagentes se esgote.

As reações de combustão são, de modo geral, relativamente fáceis de executar em um calorímetro e, por isso, são conhecidos e tabelados muitos valores de ΔH° para esse tipo de reação, como ilustrado na tabela 2.

O ΔH° para a reação de combustão de uma substância, estando reagentes e produtos no estado-padrão, é denominado **entalpia-padrão de combustão** (ΔH_c°) da substância. É expresso geralmente em kJ/mol.
Alguns químicos chamam o ΔH_c° de "calor de combustão".

Veja, como exemplo, o valor de ΔH_c° para o metano (CH_4):

Em palavras: **Quando 1 mol de metano gasoso sofre combustão, são liberados 890,8 kJ de energia, estando reagentes e produtos no estado-padrão.**

Em equação: $CH_4\,(g) + 2\,O_2\,(g) \rightarrow CO_2\,(g) + 2\,H_2O\,(\ell) \qquad \Delta H_c^\circ = -890{,}8\ kJ/mol$

Veja outros exemplos de ΔH_c°:

$C_6H_6\,(\ell) + \frac{15}{2}\,O_2\,(g) \rightarrow 6\,CO_2\,(g) + 3\,H_2O\,(\ell) \qquad \Delta H_c^\circ = -3.267{,}6\ kJ/mol$

benzeno

$C_2H_2\,(g) + \frac{5}{2}\,O_2\,(g) \rightarrow 2\,CO_2\,(g) + H_2O\,(\ell) \qquad \Delta H_c^\circ = -1.301{,}1\ kJ/mol$

etino (acetileno)

$CO\,(g) + \frac{1}{2}\,O_2\,(g) \rightarrow CO_2\,(g) \qquad \Delta H_c^\circ = -283{,}0\ kJ/mol$

monóxido de carbono

TABELA 2 **Entalpias-padrão de combustão (ΔH_c°), a 25 °C**

Substância	ΔH_c° (kJ/mol)	Substância	ΔH_c° (kJ/mol)
$H_2\,(g)$	−285,8	$C_5H_{12}\,(\ell)$ (pentano)	−3.509,0
C (graf.)	−393,5	$C_6H_6\,(\ell)$ (benzeno)	−3.267,6
CO (g)	−283,0	$C_6H_{14}\,(\ell)$ (hexano)	−4.163,2
$CH_4\,(g)$ (metano)	−890,8	$C_7H_{16}\,(\ell)$ (heptano)	−4817,0
$C_2H_2\,(g)$ (etino)	−1.301,1	$CH_2O\,(\ell)$ (formaldeído)	−570,7
$C_2H_4\,(g)$ (eteno)	−1.411,2	$CH_4O\,(\ell)$ (metanol)	−726,1
$C_2H_6\,(g)$ (etano)	−1.560,7	$C_2H_6O\,(\ell)$ (etanol)	−1.366,8
$C_3H_8\,(g)$ (propano)	−2.219,2	$C_3H_6O\,(\ell)$ (acetona)	−1.789,0
$C_4H_{10}\,(g)$ (butano)	−2877,6	$C_4H_{10}O\,(\ell)$ (éter dietílico)	−2.723,9

Fonte: LIDE, D. R. (Ed.) *CRC Handbook of Chemistry and Physics*. 84. ed. Boca Raton: CRC Press, 2003. p. **5**-89.

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

5.2 Utilidade das entalpias-padrão de combustão

Como os químicos dispõem de grande quantidade de valores de ΔH_c°, eles são muito usados, com a Lei de Hess, para determinar o ΔH° de outras reações. Considere, por exemplo, que se deseja determinar o ΔH° da reação de hidrogenação do eteno, que é assim equacionada:

$$C_2H_4\,(g) + H_2\,(g) \rightarrow C_2H_6\,(g) \qquad \Delta H^\circ = ?$$

dispondo-se das seguintes entalpias-padrão de combustão:

$$C_2H_4\,(g) + 3\,O_2\,(g) \rightarrow 2\,CO_2\,(g) + 2\,H_2O\,(\ell) \qquad \Delta H_c^\circ = -1.411{,}2\ kJ/mol$$

eteno

$$H_2\,(g) + \frac{1}{2}\,O_2\,(g) \rightarrow H_2O\,(\ell) \qquad \Delta H_c^\circ = -285{,}8\ kJ/mol$$

$$C_2H_6\,(g) + \frac{7}{2}\,O_2\,(g) \rightarrow 2\,CO_2\,(g) + 3\,H_2O\,(\ell) \qquad \Delta H_c^\circ = -1.560{,}7\ kJ/mol$$

etano

Usando a Lei de Hess, podemos obter a equação problema somando-se essas três equações, tomando o cuidado de inverter a terceira:

$$C_2H_4\,(g) + 3\,O_2\,(g) \rightarrow 2\,CO_2\,(g) + 2\,H_2O\,(\ell) \qquad \Delta H_1^\circ = -1.411{,}2\ kJ$$

$$H_2\,(g) + \frac{1}{2}\,O_2\,(g) \rightarrow H_2O\,(\ell) \qquad \Delta H_2^\circ = -285{,}8\ kJ$$

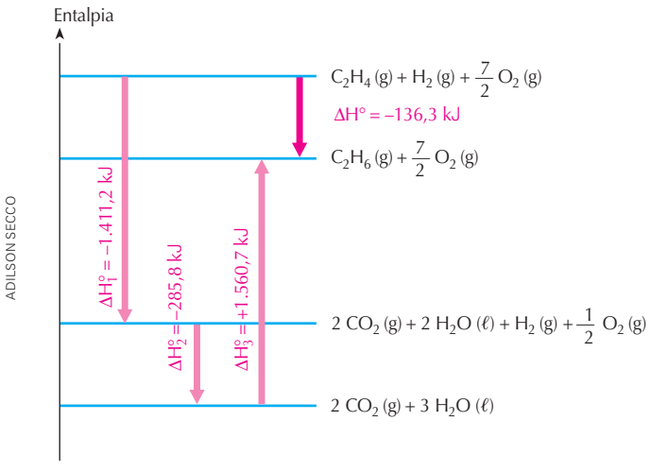
$$2\,CO_2\,(g) + 3\,H_2O\,(\ell) \rightarrow C_2H_6\,(g) + \frac{7}{2}\,O_2\,(g) \qquad \Delta H_3^\circ = +1.560{,}7\ kJ$$

$$C_2H_4\,(g) + H_2\,(g) \rightarrow C_2H_6\,(g) \qquad \Delta H^\circ = ?$$

Assim, obtém-se o valor desejado de ΔH°:

$$\Delta H^\circ = \Delta H_1^\circ + \Delta H_2^\circ + \Delta H_3^\circ = -136{,}3\ kJ$$

A figura abaixo ilustra graficamente a determinação que acabamos de fazer.



ADILSON SECCO

• ATENÇÃO

Cuidado com experimentos caseiros envolvendo reações de combustão.

Nenhum experimento deve ser realizado por conta própria, **por mais simples que pareça**. A eventual realização deve ter **autorização** e **supervisão** do(a) professor(a).



CHARLES D. WINTERS/PHOTORESEARCHERS/LATINSTOCK

▲ As reações de combustão são exotérmicas. O calor de combustão é uma maneira de quantificar a energia liberada nesses processos.

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

Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

42. O metano (CH_4) — substância muito promissora como combustível — é o principal constituinte do biogás, obtido na fermentação de restos de comida em recipientes adequados, denominados biodigestores.
Solicitados a escrever a equação química cujo $\Delta H°$ corresponde à entalpia-padrão de combustão do metano, cinco alunos apresentaram as respostas a seguir. Determine aquela que está correta.

a) $C\ (graf.) + 2\ H_2\ (g) \rightarrow CH_4\ (g)$

b) $C\ (graf.) + 2\ H_2\ (g) + 2\ O_2\ (g) \rightarrow CO_2\ (g) + 2\ H_2O\ (\ell)$

c) $CH_4\ (g) + 2\ O_2\ (g) \rightarrow CO_2\ (g) + 2\ H_2O\ (\ell)$

d) $CO_2\ (g) + 2\ H_2O\ (\ell) \rightarrow CH_4\ (g) + 2\ O_2\ (g)$

e) $C(s) + 4\ H(g) \rightarrow CH_4\ (g)$

43. Construa um diagrama de entalpia para representar a reação da questão anterior.

44. Um engenheiro químico está projetando um reator (recipiente em que ocorrem uma ou mais reações químicas) e, para isso, precisa do $\Delta H°$ da reação de hidrogenação do etino (C_2H_2), na qual ele se transforma em etano (C_2H_6):

$$\underset{\text{etino ou acetileno}}{C_2H_2\ (g)} + 2\ H_2\ (g) \rightarrow \underset{\text{etano}}{C_2H_6\ (g)}$$

Embora não tenha encontrado esse valor em tabelas, ele encontrou as seguintes entalpias-padrão de combustão:

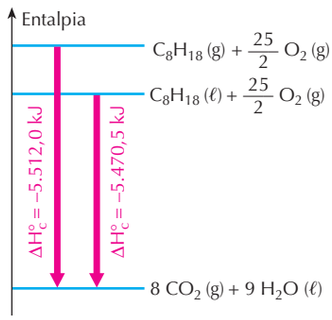
$$C_2H_2\ (g) + \frac{5}{2}\ O_2\ (g) \rightarrow 2\ CO_2\ (g) + H_2O\ (\ell) \qquad \Delta H_c° = -1.301\ kJ/mol$$

$$C_2H_6\ (g) + \frac{7}{2}\ O_2\ (g) \rightarrow 2\ CO_2\ (g) + 3\ H_2O\ (\ell) \qquad \Delta H_c° = -1.561\ kJ/mol$$

$$H_2\ (g) + \frac{1}{2}\ O_2\ (g) \rightarrow H_2O\ (\ell) \qquad \Delta H_c° = -286\ kJ/mol$$

Como, de posse desses valores, o engenheiro pode calcular o $\Delta H°$ desejado? Explique e efetue o cálculo.

45. O octano (C_8H_{18}) é um dos muitos componentes da gasolina. O gráfico ilustra os valores de entalpia de combustão para o octano gasoso e para o octano líquido.
Explique como é possível determinar o valor do $\Delta H°$ de vaporização do octano a partir desses dados.



ADILSON SECCO

Exercícios adicionais

Resolva em seu caderno

Seu (sua) professor(a) indicará o melhor momento para realizar os exercícios deste bloco.

46. (UFSCar-SP) O cultivo de 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.



DELFIM MARTINS/PULSAR IMAGENS

▲ Usina produtora de álcool em Itapira, SP, 2001.

a) Escreva a equação de combustão de etanol, devidamente balanceada. Calcule a calor de combustão de 1 mol de etanol, a partir das seguintes equações:

	$\Delta H°$ (kJ/mol)
$C\ (s) + O_2\ (g) \rightarrow CO_2\ (g)$	−394
$H_2\ (g) + \frac{1}{2}\ O_2\ (g) \rightarrow H_2O\ (\ell)$	−286
$2\ C\ (s) + 3\ H_2\ (g) + \frac{1}{2}\ O_2\ (g) \rightarrow C_2H_5OH\ (\ell)$	278

b) A reação de combustão do etanol é endotérmica ou exotérmica? Justifique.

47. (Vunesp) O metano (CH_4), também conhecido como gás do lixo, ao sofrer combustão, apresenta entalpia-padrão de combustão ($\Delta H_c°$) igual a −890 kJ/mol. Escreva a reação de combustão do metano, indicando a entalpia-padrão de combustão ($\Delta H_c°$) da reação.

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

48. (UFMG) A queima do metano na presença de oxigênio pode produzir duas substâncias distintas que contêm carbono:

- monóxido de carbono, produzido pela combustão incompleta do metano; e
- dióxido de carbono.

As equações químicas dessas reações são:

Reação I $CH_4\,(g) + \frac{3}{2}\,O_2\,(g) \rightarrow 2\,H_2O\,(g) + CO\,(g)$

Reação II $CH_4\,(g) + 2\,O_2\,(g) \rightarrow 2\,H_2O\,(g) + CO_2\,(g)$

Considerando-se essas reações, é **CORRETO** afirmar que

a) ambas são exotérmicas e a quantidade de calor liberado em **I** é menor que em **II**.

b) ambas são endotérmicas e a quantidade de calor absorvido em **I** é menor que em **II**.

c) ambas são endotérmicas e a quantidade de calor absorvido em **II** é menor que em **I**.

d) ambas são exotérmicas e a quantidade de calor liberado em **II** é menor que em **I**.

6 Entalpia-padrão de formação

6.1 Formação e entalpia-padrão de formação (ΔH_f°)

Vamos considerar como uma reação de **formação** de uma substância a reação em que ela é produzida exclusivamente a partir de reagentes que sejam substâncias simples. Para maior clareza, vamos analisar um exemplo. Considere a reação assim equacionada:

$$2\,C\,(graf.) + 3\,H_2\,(g) + \frac{1}{2}\,O_2\,(g) \rightarrow C_2H_6O\,(\ell)$$

Nela, o álcool etílico (álcool comum, C_2H_6O ou C_2H_5OH) é formado a partir do carbono grafite, do gás hidrogênio e do gás oxigênio. Os reagentes são todos substâncias simples. Assim sendo, a equação acima representa a reação de formação do álcool etílico.

Sabendo o que é uma reação de formação, podemos conceituar:

> O ΔH° para a reação de formação de uma substância exclusivamente a partir de reagentes que sejam substâncias simples — todas no estado-padrão, no estado físico e na variedade alotrópica mais estáveis* — é denominado **entalpia-padrão de formação** (ΔH_f°) da substância. É expresso geralmente em kJ/mol.
> Alguns chamam o ΔH_f° de "calor de formação".

Voltemos ao exemplo mostrado anteriormente, com o álcool etílico. Na reação, os reagentes, que são todos substâncias simples, apresentam-se no estado físico mais estável no estado-padrão: o carbono é sólido, o hidrogênio e o oxigênio são gases. O reagente que apresenta variedades alotrópicas, que é o carbono, participa da reação na mais estável delas, a grafite. Assim sendo, o ΔH da reação equacionada é a entalpia-padrão de formação do álcool etílico. A tabela 3 relaciona esse e outros valores de entalpia-padrão de formação.

Em palavras: **Quando 1 mol de álcool etílico líquido é formado a partir do carbono grafite, do gás hidrogênio e do gás oxigênio, ocorre a liberação de 277,6 kJ, ou seja, a entalpia-padrão de formação do álcool etílico é −277,6 kJ/mol.**

Em equação: $2\,C\,(graf.) + 3\,H_2\,(g) + \frac{1}{2}\,O_2\,(g) \rightarrow C_2H_6O\,(\ell) \qquad \Delta H_f^\circ = -277{,}6\ kJ/mol$

Veja outros exemplos de ΔH_f°:

$\frac{1}{2}\,N_2\,(g) + \frac{3}{2}\,H_2\,(g) \rightarrow \underset{\text{amônia}}{NH_3\,(g)} \qquad \Delta H_f^\circ = -45{,}9\ kJ/mol$

$Fe\,(s) + \frac{1}{2}\,O_2\,(g) \rightarrow \underset{\text{óxido de ferro (II)}}{FeO\,(s)} \qquad \Delta H_f^\circ = -272{,}0\ kJ/mol$

* Para o elemento carbono, a variedade mais estável é a grafite, C (graf.). Para o elemento oxigênio, é o gás oxigênio, O_2 (g). E, para o elemento enxofre, é o enxofre rômbico, S (rômb.).

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

TABELA 3 **Entalpias-padrão de formação (ΔH_f°) a 25 °C**

Substância	ΔH_f° (kJ/mol)	Substância	ΔH_f° (kJ/mol)
H_2 (g)	0,0	$C_4H_{10}O$ (ℓ) (éter dietílico)	−279,5
H_2O (ℓ)	−285,8	N_2 (g)	0,0
H_2O_2 (ℓ)	−187,8	NH_3 (g)	−45,9
H_2S (g)	−20,6	NO_2 (g)	+33,2
C(grafite)	0,0	N_2O (g)	+81,6
C (diamante)	+1,9	N_2O_3 (g)	+86,6
CO (g)	−110,5	N_2O_4 (g)	+11,1
CO_2 (g)	−393,5	N_2O_5 (g)	+13,3
CH_4 (g) (metano)	−74,4	O_2 (g)	0,0
C_2H_2 (g) (etino)	+227,4	O_3 (g)	+142,7
C_2H_4 (g) (eteno)	+52,4	Aℓ (s)	0,0
C_2H_6 (g) (etano)	−84,0	Aℓ_2O_3 (s)	−1.675,7
C_3H_8 (g) (propano)	−103,8	S (rômbico)	0,0
C_4H_{10} (g) (butano)	−125,7	S (monoclínico)	+0,3
C_5H_{12} (ℓ) (pentano)	−173,5	SO_2 (g)	−296,8
C_6H_6 (ℓ) (benzeno)	+49,1	SO_3 (g)	−395,7
C_6H_{14} (ℓ) (hexano)	−198,7	Fe (s)	0,0
CH_2O (ℓ) (formaldeído)	−108,6	FeO (s)	−272,0
CH_4O (ℓ) (metanol)	−239,2	Fe_2O_3 (s)	−824,2
C_2H_6O (ℓ) (etanol)	−277,6	Fe_3O_4 (s)	−1.118,4
C_3H_6O (ℓ) (acetona)	−248,4		

Fonte: LIDE, D. R. (Ed.) *CRC Handbook of Chemistry and Physics*. 84. ed. Boca Raton: CRC Press, 2003. p. 5-4ss.

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

6.2 A entalpia-padrão de formação de algumas substâncias é nula!

Uma **consequência** da definição de entalpia-padrão de formação é que o **ΔH_f° é nulo** para as **substâncias simples**, desde que estejam **no estado-padrão, no estado físico e na variedade alotrópica mais estáveis**. Vejamos por quê, considerando exemplos de processos de "formação" dessas substâncias:

$$C\ (graf.) \rightarrow C\ (graf.) \qquad \Delta H_f^\circ = \text{zero}$$

$$O_2\ (g) \rightarrow O_2\ (g) \qquad \Delta H_f^\circ = \text{zero}$$

Neles, obviamente, nenhuma alteração ocorre e, portanto, ΔH° é zero.

Por sua vez, nas reações de formação de diamante ou de ozônio, o valor de ΔH° não é nulo porque, de fato, houve uma reação química:

$$C\ (graf.) \rightarrow C\ (diam.) \qquad \Delta H_f^\circ = +1{,}9\ kJ/mol$$

$$\frac{3}{2}\ O_2\ (g) \rightarrow O_3\ (g) \qquad \Delta H_f^\circ = +142{,}7\ kJ/mol$$

6.3 Utilidade das entalpias-padrão de formação

Talvez a mais engenhosa das ideias químicas apresentadas neste capítulo seja a criação do conceito de entalpia-padrão de formação. Isso porque, de posse dos valores de ΔH_f° dos participantes de uma reação, pode-se determinar o ΔH° dessa reação. Para exemplificar, considere que se deseja determinar o ΔH° da seguinte reação:

$$C_2H_4\,(g) + H_2\,(g) \rightarrow C_2H_6\,(g) \qquad \Delta H^\circ = ?$$

sendo conhecidos os seguintes valores de ΔH_f°:

$$2\,C\,(graf.) + 2\,H_2\,(g) \rightarrow C_2H_4\,(g) \qquad \Delta H_f^\circ = +52{,}4\ kJ/mol$$

$$H_2\,(g) \rightarrow H_2\,(g) \qquad \Delta H_f^\circ = \text{zero}$$

$$2\,C\,(graf.) + 3\,H_2\,(g) \rightarrow C_2H_6\,(g) \qquad \Delta H_f^\circ = -84{,}0\ kJ/mol$$

A segunda equação não representa, de fato, uma reação química (muito menos uma reação de formação), já que nada está ocorrendo. Ela foi colocada apenas para ressaltar que a entalpia-padrão de formação do gás hidrogênio é zero.

Invertendo a primeira equação e somando-a à terceira, chegamos à equação problema.

$$C_2H_4\,(g) \rightarrow \cancel{2\,C\,(graf.)} + \cancel{2\,H_2\,(g)} \qquad \Delta H_1^\circ = -52{,}4\ kJ$$

$$\cancel{2\,C\,(graf.)} + \cancel{3}\,H_2\,(g) \rightarrow C_2H_6\,(g) \qquad \Delta H_2^\circ = -84{,}0\ kJ$$

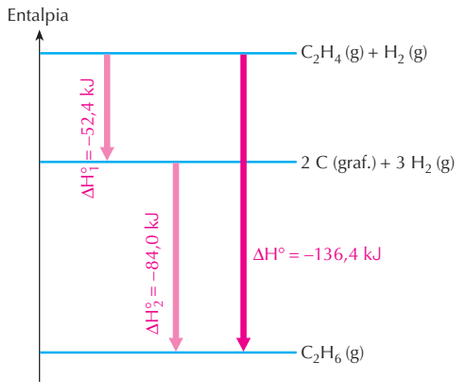
$$C_2H_4\,(g) + H_2\,(g) \rightarrow C_2H_6\,(g) \qquad \Delta H^\circ = ?$$

Empregando a Lei de Hess, chegamos ao valor de ΔH°:

$$\Delta H^\circ = \Delta H_1^\circ + \Delta H_2^\circ = -136{,}4\ kJ$$

Compare esse resultado com o que obtivemos, no item 5.2, por meio das entalpias-padrão de combustão.

A figura abaixo ilustra graficamente o cálculo realizado.



ADILSON SECCO

De modo geral, podemos fazer a seguinte generalização para o cálculo do ΔH° de uma reação:

$$\Delta H^\circ = \left[\Sigma\, n \cdot \Delta H_f^\circ\ (\text{produtos})\right] - \left[\Sigma\, n \cdot \Delta H_f^\circ\ (\text{reagentes})\right]$$

em que Σ (a letra grega sigma maiúscula) indica somatório e **n** indica o coeficiente estequiométrico de cada participante. Analise bem o exemplo acima e reflita sobre o significado dessa fórmula, que não precisa ser memorizada, já que ela decorre da definição de entalpia-padrão de formação.

Perceba, portanto, a grande utilidade dos valores de ΔH_f°. Conhecendo-os, pode-se fazer um cálculo estimativo do ΔH° de uma reação.

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

Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

49. A reação *termite* é um processo que ocorre entre o alumínio sólido e óxido de ferro (III) sólido, ambos finamente pulverizados e detonados pelo queimar de um pavio (geralmente se utiliza uma fita de magnésio metálico como pavio). A reação libera tanto calor que o ferro produzido chega a derreter. Por isso, a reação *termite* pode ser empregada, por exemplo, para soldar trilhos de trem.
Nas condições-padrão, essa reação é assim equacionada:

$$2\ A\ell\ (s) + Fe_2O_3\ (s) \rightarrow 2\ Fe\ (s) + A\ell_2O_3\ (s) \qquad \Delta H^\circ = ?$$

Faça uma estimativa do ΔH° da reação *termite*, baseando-se nas seguintes entalpias-padrão de formação:

$$2\ A\ell\ (s) + \frac{3}{2}\ O_2\ (g) \rightarrow A\ell_2O_3\ (s) \qquad \Delta H_f^\circ = -1.676\ kJ$$

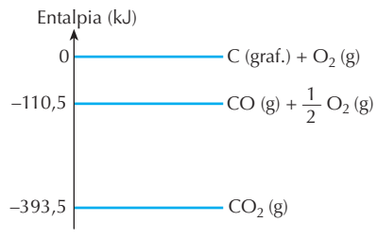
$$2\ Fe\ (s) + \frac{3}{2}\ O_2\ (g) \rightarrow Fe_2O_3\ (s) \qquad \Delta H_f^\circ = -824\ kJ$$



EDSON SATO/PULSAR IMAGENS

▲ A reação *termite* pode ser usada para soldar trilhos de trem em locais onde seja difícil fazer funcionar equipamento elétrico de solda. Paranapiacaba, SP, 2000.

50. O seguinte diagrama de entalpia apresenta dados referentes a algumas substâncias químicas.



ADILSON SECCO

Com base no gráfico, julgue se cada uma das seguintes afirmações é verdadeira ou falsa.

a) A formação de CO (g) a partir de substâncias simples é exotérmica.

b) A formação de CO_2 (g) a partir de substâncias simples é endotérmica.

c) A transformação de $CO\ (g) + \frac{1}{2}\ O_2\ (g)$ em $CO_2\ (g)$ apresenta ΔH positivo.

d) A transformação de CO_2 (g) em C (graf.) + O_2 (g) é exotérmica.

51. A cabeça do palito de fósforo contém uma substância chamada trissulfeto de tetrafósforo. Esse composto inflama na presença de oxigênio, ocorrendo, à pressão normal, a liberação de uma quantidade de calor de 3.677 kJ por mol. A reação referente ao processo está representada abaixo.

$$P_4S_3\ (s) + 8\ O_2\ (g) \rightarrow P_4O_{10}\ (s) + 3\ SO_2\ (g)$$

Calcule a entalpia-padrão de formação do P_4S_3 (s), considerando a seguinte tabela:

Composto	ΔH_f° (kJ · mol^{-1})
P_4O_{10} (s)	−2.940,0
SO_2 (g)	−296,8

Comentário sobre as duas questões seguintes:
São muito importantes para os químicos as tabelas de entalpias-padrão de formação. Porém, o ΔH° de várias reações de formação é dificílimo de medir, por motivos como pequena velocidade da reação, baixo rendimento ou ocorrência de outras reações indesejáveis.
Nesses casos, podem-se utilizar outros valores de ΔH° para calcular o ΔH_f° em vez de medi-lo. As questões a seguir ilustram cálculos desse tipo.

52. A partir dos seguintes "calores de combustão" (ΔH_c°):

$$CH_4O\ (\ell) + \frac{3}{2}\ O_2\ (g) \rightarrow CO_2\ (g) + 2\ H_2O\ (\ell) \qquad \Delta H_c^\circ = -726\ kJ$$

$$C\ (graf.) + O_2\ (g) \rightarrow CO_2\ (g) \qquad \Delta H_c^\circ = -394\ kJ$$

$$H_2\ (g) + \frac{1}{2}\ O_2\ (g) \rightarrow H_2O\ (\ell) \qquad \Delta H_c^\circ = -286\ kJ$$

determine o "calor de formação" (ΔH_f°) do metanol (CH_4O):

$$C\ (graf.) + 2\ H_2\ (g) + \frac{1}{2}\ O_2\ (g) \rightarrow CH_4O\ (\ell) \qquad \Delta H_f^\circ = ?$$

53. A pirolusita é o minério do qual se extrai o manganês, metal incluído na composição do aço para aumentar sua resistência. O principal componente da pirolusita é o MnO_2.
Sendo conhecidos os seguintes valores de ΔH°, faça uma estimativa da entalpia de formação do MnO_2 (s).

$$4\ A\ell\ (s) + 3\ O_2\ (g) \rightarrow 2\ A\ell_2O_3\ (s) \qquad \Delta H^\circ = -3.351\ kJ$$

$$4\ A\ell\ (s) + 3\ MnO_2\ (s) \rightarrow 3\ Mn\ (s) + 2\ A\ell_2O_3\ (s) \qquad \Delta H^\circ = -1.792\ kJ$$



DELFIM MARTINS/PULSAR IMAGENS

◀ O aço contendo manganês é empregado, por exemplo, em máquinas de colheita, nos componentes que exigem alta resistência. Araguaia, GO, 2005.

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

Exercícios adicionais

Resolva em seu caderno

Seu (sua) professor(a) indicará o melhor momento para realizar os exercícios deste bloco.

54. (Fepar-PR) Determine a alternativa que apresenta apenas substâncias com entalpia-padrão (H°) igual a zero.

a) $C\ell_2$ (g); H_2O (ℓ); C (diam); H_2 (g)
b) Hg (ℓ); O_3 (g); H_2 (g); Cu (s)
c) H_2 (g); $C\ell_2$ (g); Hg (ℓ); C (graf)
d) O_2 (g); C (graf); S_8 (mono); Cu (s)
e) Cu (ℓ); C (graf); S_8 (romb); O_2 (g)

55. (ITA-SP) Qual das opções a seguir apresenta a equação química balanceada para a reação de formação de óxido de ferro (II) sólido nas condições-padrão?

a) $Fe\ (s) + Fe_2O_3\ (s) \rightarrow 3\ FeO\ (s)$

b) $Fe\ (s) + \frac{1}{2}\ O_2\ (g) \rightarrow FeO\ (s)$

c) $Fe_2O_3\ (s) \rightarrow 2\ FeO\ (s) + \frac{1}{2}\ O_2\ (g)$

d) $Fe\ (s) + CO\ (g) \rightarrow FeO\ (s) + C\ (graf)$

e) $Fe\ (s) + CO_2\ (g) \rightarrow FeO\ (s) + C\ (graf) + \frac{1}{2}\ O_2\ (g)$

56. (Vunesp) Definir, ou conceituar, e discutir, usando exemplos quando julgar conveniente:

a) entalpia molar padrão de formação de uma substância;
b) Lei de Hess e sua aplicação em Termoquímica.

57. (PUC-RJ) Um grande problema causado pela poluição atmosférica é a "deformação" que ocorre nas estátuas e monumentos, sobretudo nas grandes metrópoles. A acidez das chuvas ocasiona uma desintegração lenta e gradual das peças de mármore, conforme pode ser descrito pela reação:

$CaCO_3\ (s) + 2\ HC\ell\ (aq) \rightarrow CaC\ell_2\ (aq) + H_2O\ (\ell) + CO_2\ (g)$

Dados: *Calores de formação* (kJ/mol, a 25 °C e 1 atm)

$CaCO_3$ (s)	−1.207
$HC\ell$ (aq)	−167
$CaC\ell_2$ (s)	−876,3
H_2O (ℓ)	−286
CO_2 (g)	−393,5
CaO (s)	−635,5

De acordo com os dados, determine:

a) a variação de entalpia da reação entre o ácido e o calcário (carbonato de cálcio);
b) a entalpia de decomposição do carbonato de cálcio ($CaCO_3$). Escreva a reação de decomposição.

58. (PUC-MG) As reações de combustão parcial e total do metano são, respectivamente:

$$CH_4\ (g) + \frac{3}{2}\ O_2\ (g) \rightarrow CO\ (g) + 2\ H_2O\ (\ell)$$

sendo ΔH (nas condições-padrão) = −607,2 kJ/mol; e

$$CH_4\ (g) + 2\ O_2\ (g) \rightarrow CO_2\ (g) + 2\ H_2O\ (\ell)$$

sendo $\Delta H = X$

São os seguintes os valores aproximados dos calores-padrão de formação:

$H_2O\ (\ell) \rightarrow \Delta H_f^\circ = -285{,}8$ kJ/mol
$CO\ (g) \rightarrow \Delta H_f^\circ = -110{,}5$ kJ/mol
$CO_2\ (g) \rightarrow \Delta H_f^\circ = -393{,}5$ kJ/mol

Assim, o valor do ΔH da reação de combustão total (X), em kJ/mol, é, aproximadamente:

a) zero **c)** −682,1 **e)** −965,1
b) −607,2 **d)** −890,2

59. (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:

$H_2\ (g) + \frac{1}{2}\ O_2\ (g) \rightarrow H_2O\ (\ell) \qquad \Delta H^\circ = -290$ kJ

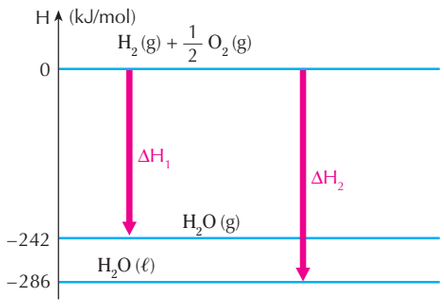
$C\ (s) + O_2\ (g) \rightarrow CO_2\ (g) \qquad \Delta H^\circ = -390$ kJ

$C_8H_8\ (\ell) + 10\ O_2\ (g) \rightarrow 8\ CO_2\ (g) + 4\ H_2O\ (\ell) \qquad \Delta H^\circ = -4.400$ kJ

A partir das reações de combustão do estireno (C_8H_8), do hidrogênio e do carbono nas condições padrão acima, conclui-se que a entalpia de formação do estireno ($\Delta H_f^\circ\ C_8H_8$) é igual a

a) 3.720 kJ/mol **d)** −5.080 kJ/mol
b) 120 kJ/mol **e)** −8.680 kJ/mol
c) −200 kJ/mol

60. (UEM-PR) Observe o diagrama a seguir, a 25 °C e 1 atm, e dê como resposta a soma dos números correspondentes às afirmações corretas.



ADILSON SECCO

(01) A entalpia de formação de $\frac{1}{2}$ mol de água liquída é −143 kJ, a 25 °C e 1 atm.
(02) A reação de formação da água é um processo endotérmico.
(04) A vaporização de 2 mol de água, a 25 °C e 1 atm, absorve 88 kJ.
(08) Apenas ΔH_1 pode ser chamado de entalpia de formação.
(16) Através da lei de Hess, tem-se:
$\Delta H_2 = \Delta H_1 - \Delta H_{vaporização}$
(32) Entalpia de vaporização é sempre positiva.

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

7 Energia de ligação

7.1 Recordando: uma reação química é um rearranjo de átomos

Uma reação química é um processo em que novas substâncias (produtos) são formadas a partir de outras substâncias anteriormente existentes (reagentes). Do ponto de vista microscópico, os reagentes diferem dos produtos no modo como os átomos se encontram unidos uns aos outros.

Assim, no transcorrer de uma reação química, ocorre um rearranjo de átomos. Para isso, algumas ligações químicas são quebradas e outras formadas. Considere novamente como exemplo a reação assim equacionada:

$$C_2H_4\,(g) + H_2\,(g) \rightarrow C_2H_6\,(g)$$

A figura Ⓐ, ao lado, mostra um modelo molecular dos reagentes e a figura Ⓑ mostra um modelo molecular do produto. Por meio desses modelos, podemos perceber o rearranjo de átomos. A análise das fórmulas estruturais também permitiria perceber esse rearranjo.

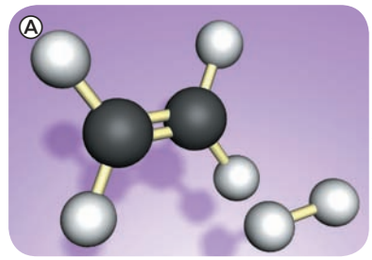


ILUSTRAÇÃO DOS AUTORES

▲ Modelo molecular do C_2H_4 e do H_2. (Sem escala, cores fantasiosas.)

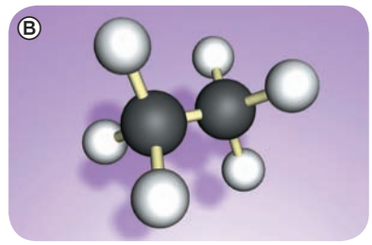


ILUSTRAÇÃO DOS AUTORES

▲ Modelo molecular do C_2H_6. (Sem escala, cores fantasiosas.)

7.2 Energia de ligação

Já vimos neste capítulo que o conhecimento de valores de $\Delta H°$ para reações permite fazer previsões práticas. E, para estimar $\Delta H°$ para reações que ainda não foram estudadas ou de cujo $\Delta H°$ não dispomos, podemos usar a Lei de Hess e valores de $\Delta H°$ previamente conhecidos. Entre esses valores, destacam-se as entalpias-padrão de combustão ($\Delta H_c°$) e de formação ($\Delta H_f°$).

Também para permitir realizar estimativas de ΔH, foi criado o conceito de energia de ligação.

> Denomina-se **energia de ligação** a variação de entalpia da reação em que um mol de ligações é **quebrado**, estando os reagentes e os produtos dessa quebra no estado gasoso.

A tabela 4 mostra alguns valores de energia de ligação. Todos eles são positivos, o que é uma decorrência da seguinte constatação experimental:

> A **quebra** de uma ligação química é um processo **endotérmico**.
> A **formação** de uma ligação química é um processo **exotérmico**.

TABELA 4 Alguns exemplos de energia de ligação (ΔH_L), em kJ/mol

Ligação	ΔH_L	Ligação	ΔH_L	Ligação	ΔH_L	Ligação	ΔH_L
H — H	436*	Cℓ — Cℓ	242*	C — H	412	C — F	484
O — O	157	Br — Br	193*	C — C	348	C — Cℓ	338
O = O	496*	I — I	151*	C = C	612	C — Br	276
N — N	163	H — F	565*	C ≡ C	837	C — I	238
N = N	409	H — Cℓ	431*	C — O	360	O — H	463
N ≡ N	944*	H — Br	366*	C = O	743	N — H	388
F — F	158*	H — I	299*	C — N	305	N — O	210

* Energia de ligação na molécula biatômica correspondente. Nos demais casos, o valor é uma **média** de valores obtidos de várias moléculas em que existe a ligação mencionada.

Fonte: ATKINS, P.; JONES, L. *Chemical principles:* the quest for insight. 4. ed. Nova York: Freeman, 2008. p. 254.

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

7.3 Utilidade das energias de ligação

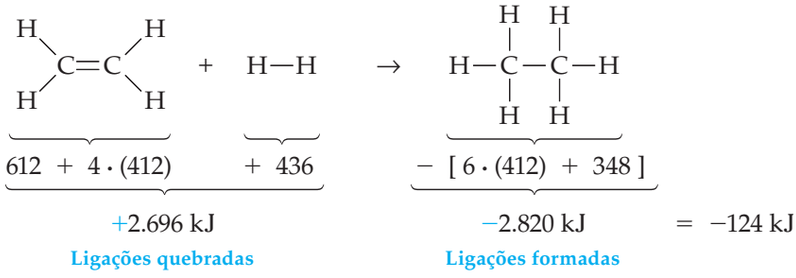
De posse dos valores de energias de ligação, podemos calcular a variação de entalpia para uma reação, em fase gasosa, dividindo-a **teoricamente** em uma etapa de quebra de ligações e outra de formação de ligações.

Primeiramente, calculamos a quantidade de energia para quebrar as ligações. Essa primeira etapa é **endo**térmica, isto é, apresenta $\Delta H_{quebra} > 0$. A seguir, calculamos a quantidade de energia necessária para formar as ligações. Essa segunda etapa é **exo**térmica, ou seja, tem $\Delta H_{formação} < 0$.

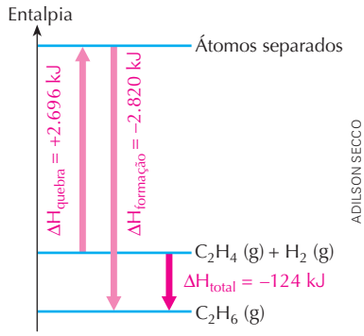
O ΔH da reação global corresponde à soma algébrica:

$$\Delta H_{quebra} + \Delta H_{formação}$$

Voltemos ao exemplo anterior:



Esse método fornece resultados úteis, porém aproximados, já que muitos dos valores de energia de ligação expressam a **média** da energia de ligação em diferentes compostos. Compare o resultado do cálculo que fizemos com aquele obtido anteriormente a partir de ΔH_c° (item 5.2) e de ΔH_f° (item 6.3).



▲ Esquema que ilustra o processo teórico em que imaginamos a quebra das ligações existentes nos reagentes (fornecendo átomos isolados) e a subsequente formação das ligações existentes nos produtos.

EXPLOSIVOS

É possível armazenar quantidades enormes de energia nas ligações químicas, e talvez o melhor exemplo esteja na química dos explosivos. Um explosivo é uma substância líquida ou sólida que satisfaz três critérios principais:

- A decomposição deve ser rápida.
- A decomposição deve ser muito exotérmica.
- Os produtos da decomposição devem ser gasosos, assim a reação é acompanhada de um tremendo aumento de pressão exercido por esses gases.

A combinação desses três efeitos leva a uma produção violenta de calor e gases, que geralmente estão associados com as explosões.

Levando isso em conta, quais são os produtos mais adequados em que se deve decompor um explosivo?

Idealmente, para se ter uma reação muito exotérmica, um explosivo deve ter ligações químicas muito fracas e sua decomposição deve produzir substâncias com ligações químicas muito fortes.

Ao analisar as energias de ligação, vemos que as ligações entre N e N e também entre C e O são muito fortes. Não é surpreendente que muitos dos explosivos produzam N_2 (g), CO (g) e CO_2 (g). Quase sempre vapor de água também é produzido.

Um bom exemplo é a nitroglicerina, um líquido oleoso de cor amarelo-pálido, muito sensível ao impacto. Basta agitá-lo para ocasionar sua decomposição explosiva em nitrogênio, dióxido de carbono, água e oxigênio gasosos:

$$4\,C_3H_5N_3O_9\,(\ell) \rightarrow 6\,N_2\,(g) + 12\,CO_2\,(g) + 10\,H_2O\,(g) + O_2\,(g)$$

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

As elevadas energias de ligação nas moléculas de N_2 (944 kJ/mol de moléculas), de CO_2 (1.486 kJ/mol de moléculas) e de água (926 kJ/mol de moléculas) fazem essa reação ser muito exotérmica. Com exceção de uma pequena quantidade de O_2, os produtos são N_2, CO_2 e H_2O.

• ATENÇÃO

NUNCA caia na tentação de manipular explosivos.

Acidentes sérios, com queimaduras e até morte, atestam o risco que é manuseá-los.



EVELSON DE FREITAS/AGÊNCIA ESTADO

◀ Explosivos têm muitas aplicações pacíficas, tais como a abertura de estradas, túneis e minas, e a implosão de edifícios. Na foto, implosão de um dos pavilhões do complexo penitenciário do Carandiru, em São Paulo, SP, 2002. O princípio teórico em que se baseiam os explosivos pode ser compreendido com o conceito de energia de ligação.

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

Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

61. As energias de ligação permitem avaliar a força da união entre átomos. Quanto mais forte a ligação entre dois átomos, **maior** ou **menor** será a energia de ligação? Justifique.

62. Com base em dados da tabela 4, conclua e justifique em qual das seguintes moléculas os átomos de carbono estão mais fortemente unidos: C_2H_6 (etano), C_2H_4 (eteno ou etileno) ou C_2H_2 (etino ou acetileno).

63. Tanto a síntese da água quanto a do peróxido de hidrogênio (H_2O_2), no estado gasoso, são processos exotérmicos:

$2\ H_2\ (g) + O_2\ (g) \rightarrow 2\ H_2O\ (g) \qquad \Delta H_1 < 0$

$2\ H_2\ (g) + 2\ O_2\ (g) \rightarrow 2\ H_2O_2\ (g) \qquad \Delta H_2 < 0$

Utilize dados da tabela 4 para prever qual dessas duas reações libera maior quantidade de calor.

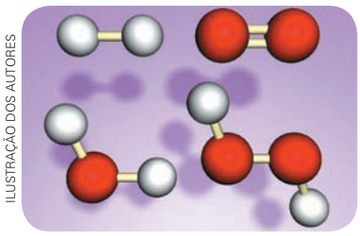


ILUSTRAÇÃO DOS AUTORES

◀ Modelos moleculares das substâncias envolvidas. (Sem escala, cores fantasiosas.)

64. Faça uma estimativa do ΔH da seguinte reação:

$CH_4\ (g) + C\ell_2\ (g) \rightarrow CH_3C\ell\ (g) + HC\ell\ (g) \qquad \Delta H = ?$

considerando os seguintes dados:

energia da ligação C — H = 412 kJ/mol
energia da ligação Cℓ — Cℓ = 242 kJ/mol
energia da ligação C — Cℓ = 338 kJ/mol
energia da ligação H — Cℓ = 431 kJ/mol

65. A amônia é uma das substâncias mais importantes para as indústrias químicas, sendo matéria-prima, por exemplo, para a cadeia produtiva de espumas, corantes, explosivos, fertilizantes e fibras têxteis.
A produção da amônia gasosa se dá pela reação entre as substâncias simples gasosas hidrogênio e nitrogênio.

a) Equacione essa reação química e balanceie-a corretamente com os menores números **inteiros**.

b) Consulte a tabela 4 e, retirando dela os dados necessários, faça uma estimativa do ΔH da reação do item *a*.

c) Repita a estimativa do ΔH da reação do item *a*, mas dessa vez empregando dados da tabela 3 (item 6.1 deste capítulo).

d) Compare as previsões feitas nos itens *b* e *c*, apontando um motivo para o fato de não serem iguais.

66. (UFRGS-RS) Os valores de energia de ligação entre alguns átomos são fornecidos no quadro a seguir.

Ligação	Energia de ligação (kJ/mol)
C — H	413
O = O	494
C = O	804
O — H	463

Considerando a reação representada por:

$CH_4\ (g) + 2\ O_2\ (g) \rightarrow CO_2\ (g) + 2\ H_2O\ (v)$

O valor aproximado de ΔH, em kJ, é de:

a) −820 **c)** +106 **e)** +820
b) −360 **d)** +360

Exercícios adicionais

Resolva em seu caderno

Seu (sua) professor(a) indicará o melhor momento para realizar os exercícios deste bloco.

67. (ITA-SP) Qualitativamente (sem fazer contas), como você explica o fato de a quantidade de calor trocado na vaporização de um mol de água no estado líquido ser muito maior do que o calor trocado na fusão da mesma quantidade de água no estado sólido?

68. (UFRGS-RS) Considere as energias de ligação, em $kJ \cdot mol^{-1}$, listadas na tabela abaixo.

Ligação	E ($kJ \cdot mol^{-1}$)
C — C	347
C = C	611
C — H	414
Br — Br	192
H — Br	368
C — Br	284

O valor de $\Delta H°$, em $kJ \cdot mol^{-1}$, para a reação

$$CH_3CH{=}CH_2 + Br_2 \rightarrow CH_3CHBrCH_2Br$$

é igual a

a) −235. **c)** zero. **e)** +235.
b) −112. **d)** +112.

69. (UFRGS-RS) Abaixo é apresentado um quadro com algumas energias de ligação no estado gasoso.

Ligação	Energia (kJ/mol)
H — H	470,7
Cℓ — Cℓ	242,5
O = O	489,2
N ≡ N	940,8
H — Cℓ	431,5
H — Br	365,9
H — I	298,6

São feitas as seguintes afirmações:

I. É preciso mais energia para decompor a molécula de oxigênio do que para decompor a molécula de nitrogênio.
II. A molécula de HCℓ deve ser mais estável do que as moléculas de HBr e HI.
III. Entre as moléculas gasosas H_2, O_2 e $C\ell_2$, a molécula de $C\ell_2$ é a menos estável.
IV. A reação H_2 (g) + $C\ell_2$ (g) → 2 HCℓ (g) deve ser endotérmica.

Quais estão corretas?

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

70. (Unicamp-SP) A variação de entalpia de uma reação na fase gasosa, ΔH_r, pode ser obtida indiretamente por duas maneiras distintas: 1) pela diferença entre as entalpias de formação, ΔH_f, dos produtos e dos reagentes; 2) pela diferença entre as entalpias de ligação, ΔH_l, das ligações rompidas e das ligações formadas.

Considerando a reação e as tabelas abaixo:

a) Determine o valor de ΔH_r.

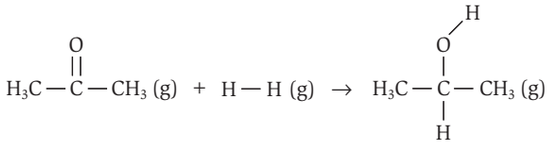
b) Calcule a entalpia de formação para o $H_3CC\ell$ (g).

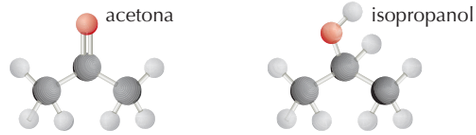
$$CH_4\ (g) + C\ell_2\ (g) \rightarrow H_3CC\ell\ (g) + HC\ell\ (g)$$

Substância	ΔH_f em $kJ \cdot mol^{-1}$
CH_4	−75
$C\ell_2$	0
$CH_3C\ell$	—
HCℓ	−92

Ligação	ΔH_l em $kJ \cdot mol^{-1}$
H_3C — H	435
Cℓ — Cℓ	242
H_3C — Cℓ	452
H — Cℓ	431

71. (PUC-RJ) Considere o processo industrial de obtenção do propan-2-ol (isopropanol) a partir da hidrogenação da acetona, representada pela equação abaixo.





ADILSON SECCO

(Representações sem escala, em cores fantasiosas.)

Ligação	Energia de ligação (kJ/mol)
C = O	745
H — H	436
C — H	413
C — O	358
O — H	463

Fazendo uso das informações contidas na tabela acima, é correto afirmar que a variação de entalpia para essa reação, em kJ/mol, é igual a:

a) −53. **c)** −410. **e)** −836.
b) +104. **d)** +800.

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

8 Aspectos estequiométricos da termoquímica

O aproveitamento pelo ser humano da energia liberada ou absorvida em reações químicas justifica a necessidade e a importância de se efetuarem cálculos envolvendo variações de energia nas reações. Dois tipos básicos de cálculos estequiométricos envolvendo energia se destacam:

- Qual o calor liberado ou absorvido quando determinada quantidade de certa substância é consumida ou produzida?
- Quanto de uma certa substância deve ser consumida ou produzida para que determinada quantidade de calor seja liberada ou absorvida?

Nesses dois casos, estaremos relacionando em nossos cálculos a quantidade de substância (em massa, em mols, em volume, em número de moléculas etc.) com a quantidade de calor liberada ou absorvida em uma reação química.

Vamos analisar um exemplo. A entalpia-padrão de combustão do etanol (C_2H_6O, álcool comum) líquido é -1.367 kJ/mol e sua densidade é 0,80 g/mL. Qual a energia liberada na queima de 1,0 L de etanol?

Como cada mililitro de etanol tem massa 0,8 g, deduz-se que 1,0 L (10^3 mL) tem massa 800 g. O cálculo estequiométrico envolve a massa de etanol e a quantidade de energia liberada e pode ser montado assim:

$$C_2H_6O\,(\ell) + 3\,O_2\,(g) \rightarrow 2\,CO_2\,(g) + 3\,H_2O\,(\ell) \qquad \Delta H = -1.367\ kJ/mol$$

Massa		**Energia liberada**
46 g (massa de 1 mol de etanol)	———	1.367 kJ
800 g	———	x

Efetuando o cálculo, concluímos que a energia liberada (x) na combustão de 1,0 L de etanol é $2{,}38 \cdot 10^4$ kJ.

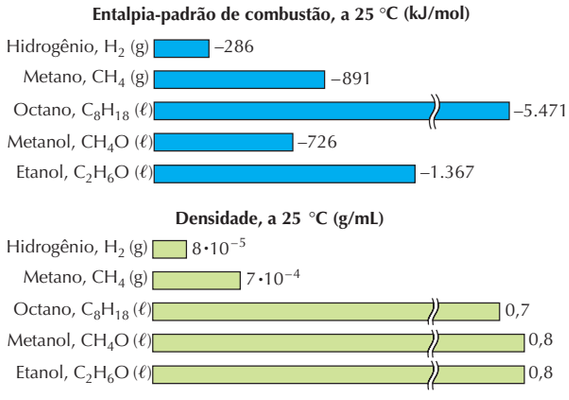
Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

Comentário sobre as questões 72, 73 e 74.
Dados termoquímicos permitem comparar diferentes combustíveis quanto à energia que fornecem. A comparação pode ser feita, por exemplo, envolvendo igual quantidade em mol, em massa ou em volume.



ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO



SCOTTY LITUCHY/STAR/LEDGER/CORBIS/FLATINSTOCK

▲ Dados termoquímicos permitem comparar combustíveis. Nova Jersey, EUA, 2005.

72. Usando os valores de entalpia-padrão de combustão do gráfico acima, compare os combustíveis apresentados e conclua: qual deles libera maior quantidade de energia por **mol** queimado? Justifique.

73. Consultando as massas atômicas na tabela periódica, calcule a energia liberada na combustão de 1,0 g de cada um dos combustíveis mencionados e conclua: qual deles libera maior quantidade de energia por unidade de **massa**?

74. Com base nos dados de densidade também apresentados no gráfico anterior, calcule a energia liberada na combustão de 1,0 mL de cada um dos combustíveis em questão e conclua: qual deles libera maior quantidade de energia por unidade de **volume**?

75. Os nutricionistas costumam dizer que os carboidratos fornecem 4 kcal por grama. Vamos executar o cálculo para a glicose ($C_6H_{12}O_6$) e confirmar se é esse o valor. A glicose apresenta ΔH_c° igual a −2.808 kJ/mol e massa molar 180 g.

a) Calcule a energia liberada, em quilojoules, na combustão de 1,00 g de glicose.

b) Considerando que 1 kcal = 4,18 kJ, converta o valor obtido no item anterior para quilocalorias, expressando o resultado com uma casa depois da vírgula. A seguir, aproxime-o para o número inteiro mais próximo e compare esse resultado com 4 kcal.

76. (PUC-RS) Atualmente, para reduzir a poluição, os automóveis são equipados com conversores catalíticos que transformam os gases tóxicos provenientes da combustão da gasolina em substâncias menos prejudiciais ao meio ambiente, como, por exemplo, o CO em CO_2, conforme a equação

$$CO\ (g) + \frac{1}{2}\ O_2\ (g) \rightarrow CO_2\ (g)$$



SHEILA TERRY/SCIENCE PHOTO LIBRARY/LATINSTOCK

▲ Foto de conversor catalítico (indicado pela seta), posicionado no cano do escapamento, sob o automóvel.

Conhecendo os calores de reação a seguir

$$C\ (grafite) + \frac{1}{2}\ O_2\ (g) \rightarrow CO\ (g) + 26{,}4\ kcal/mol$$

$$C\ (grafite) + O_2\ (g) \rightarrow CO_2\ (g) + 94{,}1\ kcal/mol$$

conclui-se que, na transformação de 2 mol de CO em CO_2, são

a) absorvidas 67,7 kcal.
b) absorvidas 120,5 kcal.
c) absorvidas 135,4 kcal.
d) liberadas 67,7 kcal.
e) liberadas 135,4 kcal.

▲ **COMENTÁRIO DOS AUTORES:**

Preste atenção ao modo como a energia liberada foi indicada em cada equação.

Exercícios adicionais

Resolva em seu caderno

Seu (sua) professor(a) indicará o melhor momento para realizar os exercícios deste bloco.

77. (Vunesp) O gás natural, o etanol e a gasolina são três dos principais combustíveis utilizados no Brasil. A seguir, são apresentadas as equações termoquímicas para a combustão de cada um deles.

$CH_4\ (g) + 2\ O_2\ (g) \rightarrow CO_2\ (g) + 2\ H_2O\ (\ell)$;
gás natural
$\Delta H = -900$ kJ

$C_2H_5OH\ (\ell) + 3\ O_2\ (g) \rightarrow 2\ CO_2\ (g) + 3\ H_2O\ (\ell)$;
etanol
$\Delta H = -1.400$ kJ

$C_8H_{18}\ (\ell) + \frac{25}{2}\ O_2\ (g) \rightarrow 8\ CO_2\ (g) + 9\ H_2O\ (\ell)$;
octano
(principal componente da gasolina)
$\Delta H = -5.500$ kJ

Dadas as massas molares, em $g \cdot mol^{-1}$:
$CH_4 = 16$; $C_2H_5OH = 46$; $C_8H_{18} = 114$.

a) Qual destes combustíveis libera a maior quantidade de energia por unidade de massa? Apresente seus cálculos.

b) A queima de 1 L de gasolina produz cerca de 34.100 kJ. Calcule a massa de etanol necessária para a produção desta mesma quantidade de calor. Apresente seus cálculos.

78. Dada a reação assim equacionada:

$$H_2\ (g) + \frac{1}{2}\ O_2\ (g) \rightarrow H_2O\ (\ell) \qquad \Delta H = -68\ kcal/mol,$$

quantos litros de H_2 (g), medidos nas CNTP, são gastos na produção de água líquida, sabendo-se que houve liberação de 170 kcal?

a) 56
b) 50
c) 42
d) 22
e) 2

79. (UFRRJ) Nuvens de gotas-d'água condensadas são frequentemente vistas surgindo de escapamentos de automóveis. Isso ocorre porque a queima de combustíveis (álcool ou gasolina) produz dióxido de carbono (CO_2) e água (H_2O).
Considerando que a combustão de 1,0 mol de gasolina (sendo 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 (d = 0,79 kg/L) são, respectivamente,

a) 12,2 kg e $6{,}5 \times 10^5$ kcal.
b) 24,4 kg e $6{,}5 \times 10^4$ kcal.
c) 42,2 kg e $3{,}5 \times 10^2$ kcal.
d) 48,8 kg e $6{,}5 \times 10^5$ kcal.
e) 42,2 kg e $3{,}5 \times 10^6$ kcal.

80. (Unicamp-SP) Quando se utiliza um biossistema integrado numa propriedade agrícola, a biodigestão é um dos processos essenciais desse conjunto. O biodigestor consiste de um tanque, protegido do contato com o ar atmosférico, onde a matéria orgânica de efluentes, principalmente fezes animais e humanas,

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

é metabolizada por bactérias. Um dos subprodutos obtidos nesse processo é o gás metano, que pode ser utilizado na obtenção de energia em queimadores. A parte sólida e líquida que sobra é transformada em fertilizante. Dessa forma, faz-se o devido tratamento dos efluentes e ainda se obtêm subprodutos com valor agregado.

a) Sabe-se que a entalpia molar de combustão do metano é de −803 kJ/mol; que a entalpia molar de formação desse mesmo gás é de −75 kJ/mol; que a entalpia molar de formação do CO_2 é de −394 kJ/mol. A partir dessas informações, calcule a entalpia molar de formação da água nessas mesmas condições.

No aparelho digestório de um ruminante ocorre um processo de fermentação de hexoses semelhante ao que ocorre nos biodigestores. A equação abaixo tem sido utilizada para representar essa fermentação:

$$58\ C_6H_{12}O_6 \rightarrow 63\ CH_3COOH + 24\ CH_3CH_2COOH + 13\ CH_3CH_2CH_2COOH + 62{,}5\ CO_2 + 35{,}5\ CH_4 + 27\ H_2O$$

b) Considere a seguinte afirmação: "o processo de fermentação digestiva de ruminantes contribui para o aquecimento global". Você concorda? Responda SIM ou NÃO e explique sua resposta.

c) Qual seria a quantidade em mols de gás metano produzida na fermentação de 5,8 quilogramas de hexose ingeridos por um ruminante?

81. (Unicamp-SP) Uma das grandes novidades em comunicação é a fibra óptica. Nesta, a luz é transmitida por grandes distâncias sem sofrer distorção ou grande atenuação. Para fabricar fibra óptica de quartzo, é necessário usar sílica de alta pureza, que é preparada industrialmente usando uma sequência de reações cujas equações (não balanceadas) estão representadas a seguir:

I. $SiO_2\ (s) + C\ (s) \rightarrow Si\ (s) + CO_2\ (g)$

II. $Si\ (s) + C\ell_2\ (g) \rightarrow SiC\ell_4\ (g)$

III. $SiC\ell_4\ (g) + O_2\ (g) \rightarrow SiO_2\ (s) + C\ell_2\ (g)$



PHOTODISC/GETTY IMAGES

▲ Feixe de fibras ópticas.

a) Na obtenção de um tarugo de 300 g de sílica pura, qual a quantidade de energia (em kJ) envolvida? Considere a condição-padrão. Dados de entalpia-padrão de formação em kJ mol^{-1}: $SiO_2\ (s) = -910$; $CO_2\ (g) = -394$; $SiC\ell_4\ (g) = -657$.

b) Com a sílica produzida (densidade = 2,2 g cm^{-3}), foi feito um tarugo que, esticado, formou uma fibra de 0,06 mm de diâmetro. Calcule o comprimento da fibra esticada, em metros.

82. (Fuvest-SP) O Veículo Lançador de Satélites brasileiro emprega, em seus propulsores, uma mistura de perclorato de amônio sólido ($NH_4C\ell O_4$) e alumínio em pó, junto com um polímero, para formar um combustível sólido.

a) Na decomposição térmica do perclorato de amônio, na ausência de alumínio, formam-se quatro produtos. Um deles é a água e os outros três são substâncias simples diatômicas, duas das quais são componentes naturais do ar atmosférico. Escreva a equação balanceada que representa essa decomposição.

b) Quando se dá a ignição do combustível sólido, todo o oxigênio liberado na decomposição térmica do perclorato de amônio reage com o alumínio, produzindo óxido de alumínio ($A\ell_2O_3$). Escreva a equação balanceada representativa das transformações que ocorrem pela ignição do combustível sólido.

c) Para uma mesma quantidade de $NH_4C\ell O_4$, haverá uma diferença de calor liberado se sua decomposição for efetuada na presença ou na ausência de alumínio. Quanto calor a mais será liberado se 2 mol de $NH_4C\ell O_4$ forem decompostos na presença de alumínio? Mostre o cálculo.

Dado: Calor de formação de óxido de alumínio = $-1{,}68 \times 10^3$ kJ/mol.

83. (PUC-RS) Para responder a esta questão, considere as informações a seguir e selecione a alternativa que completa corretamente a frase.

A reação ocorrida na queima de um palito de fósforo deve-se a uma substância chamada trissulfeto de tetrafósforo, que inflama na presença de oxigênio e pode ser representada pela equação

$$P_4S_3\ (s) + 8\ O_2\ (g) \rightarrow P_4O_{10}\ (s) + 3\ SO_2\ (g)$$

Entalpia-padrão das substâncias envolvidas na reação	
Composto	**ΔH_f° (kJ/mol)**
$P_4S_3\ (s)$	−151,0
$P_4O_{10}\ (s)$	−2.940,0
$SO_2\ (g)$	−296,8

A quantidade de calor ■ na reação de combustão de 22 g de $P_4S_3\ (s)$ é, aproximadamente, ■ kJ.

a) liberado 367,4
b) liberado 338,4
c) absorvido 3.384
d) absorvido 3.674
e) liberado 3.674

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

84. (Fuvest-SP) Existem vários tipos de carvão mineral, cujas composições podem variar, conforme exemplifica a tabela a seguir.

Tipo de carvão	Umidade (% em massa)	Material volátil* (% em massa)	Carbono não volátil (% em massa)	Outros constituintes** (% em massa)
antracito	3,9	4,0	84,0	8,1
betuminoso	2,3	19,6	65,8	12,3
sub-betuminoso	22,2	32,2	40,3	5,3
lignito	36,8	27,8	30,2	5,2

* Considere semelhante a composição do material volátil para os quatro tipos de carvão.
** Dentre os outros constituintes, o principal composto é a pirita, $Fe^{2+}S_2^{2-}$.

a) Qual desses tipos de carvão deve apresentar *menor* poder calorífico (energia liberada na combustão por unidade de massa de material)? Explique sua resposta.

b) Qual desses tipos de carvão deve liberar *maior* quantidade de gás poluente (sem considerar CO e CO_2) por unidade de massa queimada? Justifique sua resposta.

c) Escreva a equação química balanceada que representa a formação do gás poluente a que se refere o item *b* (sem considerar CO e CO_2).

d) Calcule o calor liberado na combustão completa de $1{,}00 \cdot 10^3$ kg de antracito (considere apenas a porcentagem de carbono não volátil).

Dados: entalpia de formação do dióxido de carbono gasoso ..... −400 kJ/mol
massa molar do carbono ..... 12 g/mol

Informe-se sobre a Química

"Dissipadores com diamante reacendem 'guerra do *clock*' dos processadores

Cientistas alemães desenvolveram um novo material capaz de retirar o calor dos processadores de computador muito mais rapidamente do que os dissipadores de cobre e alumínio hoje utilizados.

O desempenho do novo material é tão superior aos atuais que sua utilização permitirá que a indústria miniaturize ainda mais os componentes, produzindo *chips*, principalmente para computadores portáteis, que rodem a velocidades maiores do que as atuais.

Além de permitir a fabricação de processadores com frequências de operação (*clock*) mais elevadas, os dissipadores de alta frequência aumentarão a vida útil dos *chips*.

Calor radiante

Os *netbooks* — computadores portáteis do tamanho de um livro — não surgiram recentemente por acaso. Sua fabricação está sendo possível porque os componentes eletrônicos estão encolhendo a cada dia, assim como novas técnicas de fabricação estão permitindo que esses componentes sejam construídos cada vez mais próximos uns dos outros.

O grande problema é que um maior número de componentes empacotados em um espaço menor significa que a geração de calor radiante por unidade de área também está subindo. Os materiais atuais conseguem suportar temperaturas operacionais entre 90 °C e 130 °C.

Dissipadores metálicos

Para retirar esse calor do *chip* é utilizada uma pequena placa de alumínio ou cobre, chamada dissipador. Sistemas de ventoinhas ou de radiadores são então utilizados para retirar o calor do dissipador e dispersá-lo no ambiente.

O material com que é feito esse dissipador deve ser cuidadosamente escolhido porque ele fica grudado diretamente no silício do *chip* ou em uma pastilha externa de cerâmica. O calor faz com que a placa metálica expanda de 3 a 4 vezes mais do que o silício ou a cerâmica. Isso causa fortes tensões que podem levar a quebras nas soldas e até mesmo no próprio corpo do processador.

Este é o grande limitador atual da miniaturização e do aumento da frequência de operação dos processadores.

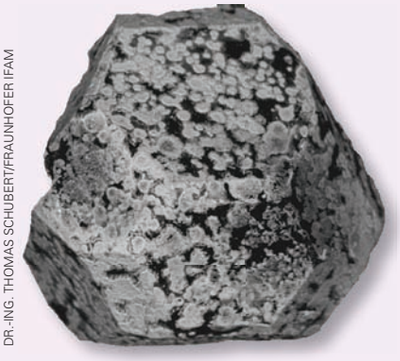
Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Material precioso

Agora os cientistas do Instituto Fraunhofer descobriram um material que conduz o calor melhor do que o alumínio e o cobre, mas que não se expande muito mais do que a cerâmica ou o silício.

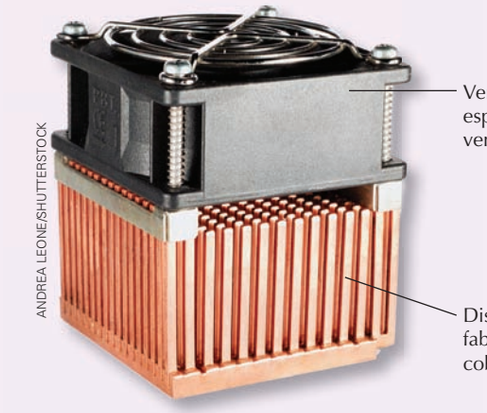
'Nós fizemos isso adicionando pó de diamante ao cobre. O diamante conduz calor cerca de cinco vezes melhor do que o cobre', explica o coordenador da pesquisa, Dr. Thomas Schubert.

'O material resultante não se expande mais do que a cerâmica quando aquecido, mas tem uma condutibilidade uma vez e meia superior ao cobre. Esta é uma combinação única de propriedades', diz o engenheiro.



DR.-ING. THOMAS SCHUBERT/FRAUNHOFER IFAM

▲ Micrografia óptica de material híbrido cobre-diamante-cromo depositado sobre cristal de diamante artificial. Aumento de cerca de 500 vezes.



ANDREA LEONE/SHUTTERSTOCK

▲ Dissipador de calor utilizado atualmente em computadores pessoais.

Unindo cobre e diamante

Contudo, não é fácil unir cobre e diamante. Os pesquisadores tiveram que encontrar um terceiro ingrediente para ligar quimicamente os átomos dos dois materiais.

'Um ingrediente que nós podemos usar para fazer isto é o cromo. Mesmo pequenas quantidades formam um filme de carbeto sobre a superfície do diamante, e esse filme liga-se facilmente ao cobre', explica Schubert.

Os pesquisadores já produziram as primeiras amostras do novo material, que agora está sendo testado em escala de laboratório para se avaliar a sua durabilidade. O pó de diamante é fabricado a partir de diamantes industriais, o que significa que o custo do novo dissipador não deverá ser um empecilho à sua utilização."

Fonte: *Inovação Tecnológica*. 16 de abril, 2009. Disponível em: <http://www.inovacaotecnologica.com.br>. Acesso em: 15 mar. 2010.

Diamantes sintéticos

Um processo para recobrir certas superfícies com diamante implica a exposição do objeto a uma mistura de gás metano, CH_4, e hidrogênio, H_2, submetidos a uma intensa radiação de micro-ondas. Por meio de condições apropriadas o metano se decompõe, depositando no objeto a ser recoberto uma fina película de diamante. O H_2 dissocia-se em hidrogênio atômico e impede a formação de grafite. O hidrogênio atômico reage com mais rapidez com a grafite do que com o diamante e elimina a grafite da película que vai se formando. Sendo este um processo barato e não muito sofisticado, veremos dentro de poucos anos sua difusão comercial e suas aplicações.

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

Tais aplicações consistem em dar a dureza e a durabilidade do diamante a uma variedade de materiais, como, por exemplo, vidro, papel, plásticos, metais e dispositivos semicondutores. Imagine um vidro que não pode ser riscado; ferramentas de corte que nunca precisam ser afiadas. Devido ao fato de o diamante ser um bom condutor de calor, permite aos *chips* de silício, recobertos de diamante, serem mais compactos e, por conseguinte, mais rápidos. O diamante, por ser compatível com tecidos biológicos, pode ser utilizado também para recobrir biossensores e materiais utilizados em próteses.



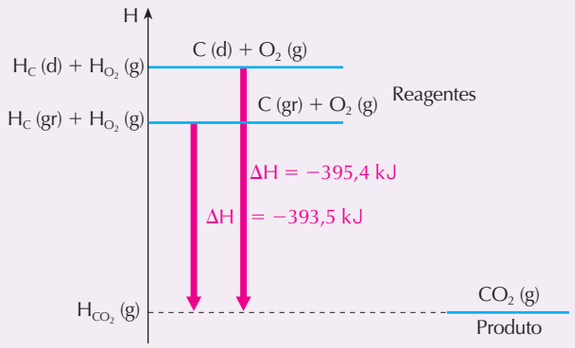
SÉRGIO DOTTA JR./CID

Você entendeu a leitura? Responda em seu caderno

1. Segundo o texto, por que os novos materiais citados são importantes para a miniaturização de componentes eletrônicos?

2. A produção de calor pelos *chips* de computador é um processo físico. Em que tipos de processo químico dissipadores de calor eficientes podem ser úteis?

3. Analise o diagrama de entalpia abaixo, que envolve a combustão (queima) da grafite e do diamante e responda:



ADILSON SECCO

a) Qual das variedades alotrópicas do carbono — grafite ou diamante — libera mais calor na sua combustão?

b) Qual dessas duas variedades tem maior entalpia?

c) Qual é a variação de entalpia necessária para converter 1,0 mol de grafite em diamante?

Reavalie o que você pensa a respeito

Resolva em seu caderno

Verifique em que mudaram suas concepções prévias

Reveja sua resposta à atividade da segunda página deste capítulo, reavalie o que escreveu, discuta com seus colegas e, se julgar necessário, elabore novas justificativas ou aprimore as que tinha escrito. Apresente-as ao professor.

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

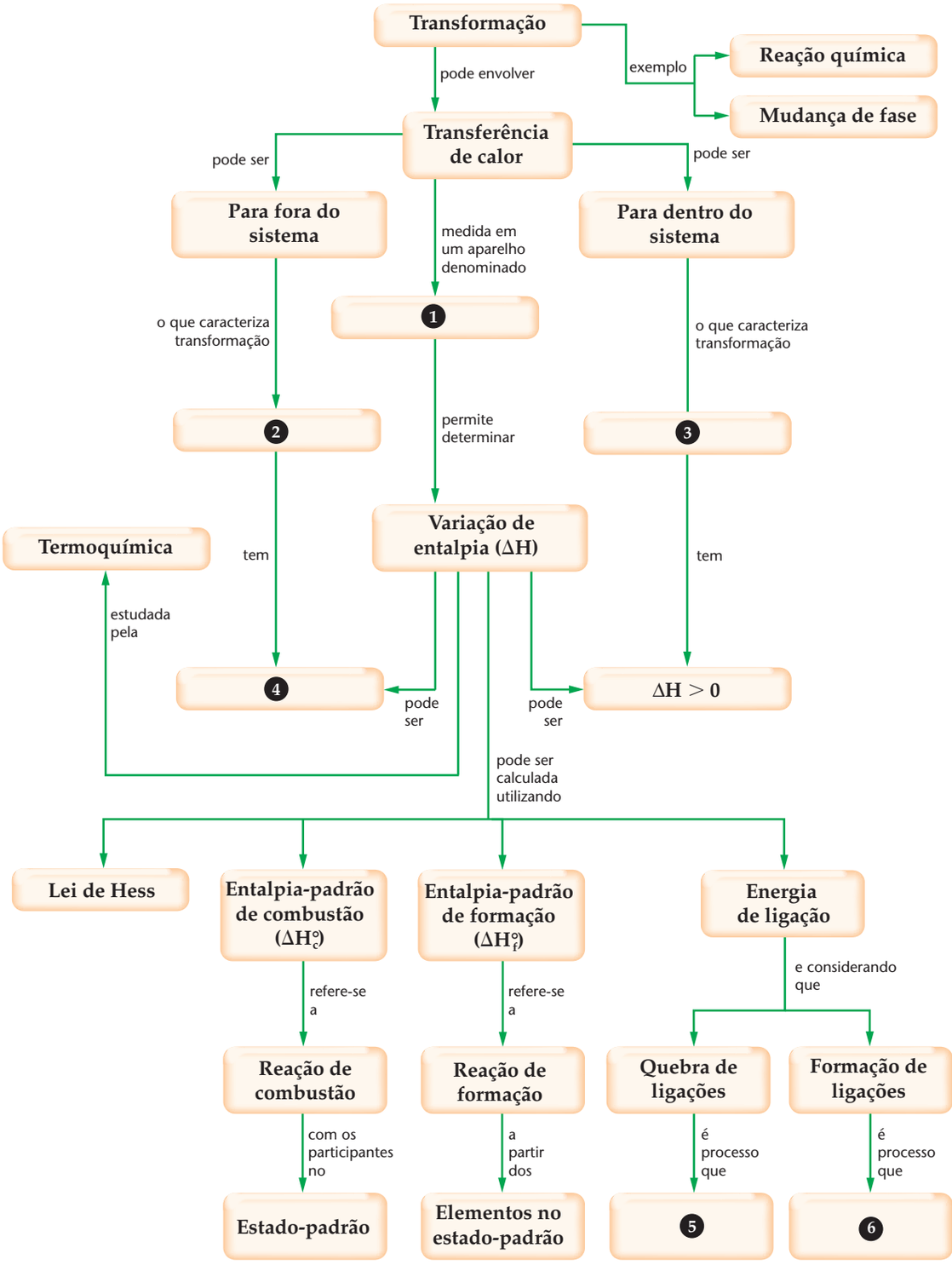
ESTABELEÇA CONEXÕES

Resolva em seu caderno

Importante:
Este mapa é apenas uma das muitas possibilidades de relacionar esses conteúdos conceituais.

MAPA CONCEITUAL – TERMOQUÍMICA

Revise os conceitos estudados e decida como podem ser completados os locais em que aparecem os números.



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

CAPÍTULO 7

Cinética química: o transcorrer das reações químicas



SÉRGIO DOTTA JR./CID



SÉRGIO DOTTA JR./CID



SÉRGIO DOTTA JR./CID



SÉRGIO DOTTA JR./CID

Um pouco de alvejante doméstico (água sanitária) foi adicionado a uma solução aquosa de corante laranja. A cor desaparece com o passar do tempo, pois o corante (reagente) é consumido na reação com o alvejante (outro reagente). Neste capítulo veremos como expressar numericamente a rapidez (velocidade) de reações como essa.

• ATENÇÃO

Não realize esse experimento por conta própria.

O hipoclorito de sódio (presente no alvejante doméstico) é tóxico, tem efeito irritante e corrosivo sobre a pele, as mucosas e os olhos, libera gás cloro (que é lesivo ao sistema respiratório) e produz manchas permanentes em roupas e materiais coloridos.

Alguns conteúdos importantes:

- ✔ *Rapidez de reação*
- ✔ *Efeito da concentração sobre a rapidez de reações: aspectos qualitativos e quantitativos*
- ✔ *Efeito da temperatura sobre a rapidez de reações*
- ✔ *Efeito da superfície de contato sobre a rapidez de reações que envolvam reagentes presentes em fases diferentes*
- ✔ *Efeito do catalisador sobre a rapidez de reações*
- ✔ *Reações elementares e reações não elementares*
- ✔ *Mecanismo de reação como proposta teórica para explicar a lei cinética de uma reação, determinada experimentalmente*

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

O que você pensa a respeito?

Resolva em seu caderno

Sondagem de concepções prévias

Na lista abaixo estão relacionados alguns termos e conceitos. Indique no seu caderno aqueles que você julga que estejam relacionados à imagem e justifique sua escolha. Discuta com seus colegas e apresente as conclusões ao professor.

- osmose
- solução aquosa
- reagente gasoso
- efeito tonoscópico
- produto gasoso
- reagente sólido
- reação muito rápida



PATTI MCCONVILLE/GETTY IMAGES

▲ *Air bag* inflado.

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

Pare e situe-se!

Texto introdutório ao capítulo

Toda reação química necessita de certo tempo para se completar. Algumas reações são extremamente rápidas, como, por exemplo, a neutralização entre um ácido e uma base em solução aquosa. Existem, por outro lado, reações extremamente lentas.

A mistura de gases hidrogênio e oxigênio, por exemplo, pode ser guardada por anos sem que ocorra a reação entre eles. No entanto, se for provocada uma faísca elétrica dentro do recipiente, ocorrerá uma violenta reação explosiva entre ambos os gases, produzindo água.

A equação $2\ CO + 2\ NO \rightarrow 2\ CO_2 + N_2$ representa uma reação de extrema importância para a transformação dos gases tóxicos CO e NO, expelidos por veículos motorizados, nos gases não tóxicos CO_2 e N_2. Sob condições ambientes, tal reação ocorre com velocidade muito baixa. No entanto, sob condições adequadas, ela pode ser aproveitada para diminuir a emissão de substâncias tóxicas.

Sob que condições uma reação de importância pode tornar-se rápida o suficiente para ter um aproveitamento prático? E sob que condições uma reação perigosa pode ter sua velocidade diminuída a ponto de não oferecer risco?

Neste capítulo apresentaremos os princípios da **cinética química** (*cinética* vem do grego *kinetiké*, que significa movimento). Esse ramo da ciência se preocupa em estudar a rapidez das reações químicas e os fatores que a influenciam.

Em outras partes da Química — por exemplo, a estequiometria e a termoquímica — as reações químicas são estudadas com um enfoque comparativo entre reagentes e produtos, sem a preocupação com o durante. Essa preocupação com o "durante", com os eventos microscópicos que se desenrolam enquanto a reação acontece, faz parte da cinética química.

1 Quantificando a rapidez de uma reação

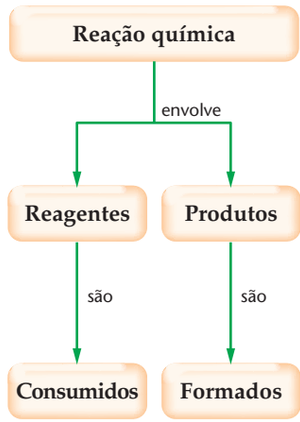
Rapidez ou **velocidade** de uma reação é uma grandeza que indica como as quantidades de reagente(s) e produto(s) dessa reação variam com o passar do tempo.

Essa grandeza (que é escalar, e não vetorial) é tradicionalmente chamada **velocidade** de reação. Para evitar a confusão com o conceito de velocidade estudado em Física (que é uma grandeza vetorial), alguns professores e autores preferem denominá-la **rapidez** de reação. Neste livro, ambos os nomes — **rapidez** e **velocidade** — serão utilizados indistintamente.

Define-se **rapidez** ou **velocidade média de formação de um produto** e **rapidez** ou **velocidade média de consumo de um reagente** por meio da expressão:

$$v_m = \frac{|\Delta \text{ quantidade}|}{\Delta \text{ tempo}}$$

em que |**Δ quantidade**| indica o módulo da variação da quantidade de um reagente ou produto, isto é, |**quantidade final – quantidade inicial**|. Essa **quantidade** pode ser expressa em **massa**, em **mols**, em **concentração** ou em **volume** (volume é comumente usado no caso de substâncias gasosas). Utiliza-se o módulo para evitar valores negativos de velocidade, o que ocorreria no caso dos reagentes, para os quais a quantidade final é menor que a inicial.



Quando essa definição é aplicada a um reagente, |**Δ quantidade**| corresponde à quantidade de reagente consumido no intervalo **Δ tempo**. Quando é aplicada a um produto, |**Δ quantidade**| equivale à quantidade de produto formado no intervalo **Δ tempo**.



▲ As reações podem ocorrer com velocidades muito diferentes. A corrosão de um objeto de ferro é, por exemplo, mais lenta que a combustão da lenha em uma fogueira. Esta, por sua vez, é mais lenta que a reação que ocorre no propulsor de um foguete. Na foto da direita, lançamento do foguete Delta II. Flórida, EUA, 2007.

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

Considere uma experiência em que se coloca dentro de um recipiente fechado amônia gasosa (NH_3) com uma concentração inicial de 8,0 mol/L. Com o passar do tempo ocorre a reação assim equacionada:

$$2\,NH_3\,(g) \rightarrow N_2\,(g) + 3\,H_2\,(g)$$

Utilizando métodos adequados, é possível verificar, à medida que o tempo passa, o quanto resta de NH_3 e registrar os valores:

> O símbolo [ ] é usado em físico-química para representar concentração em mol/L, sendo equivalente ao símbolo $\mathcal{M}$ empregado no capítulo 1. Assim, **[NH_3]** é uma representação que equivale a $\mathcal{M}_{NH_3}$.

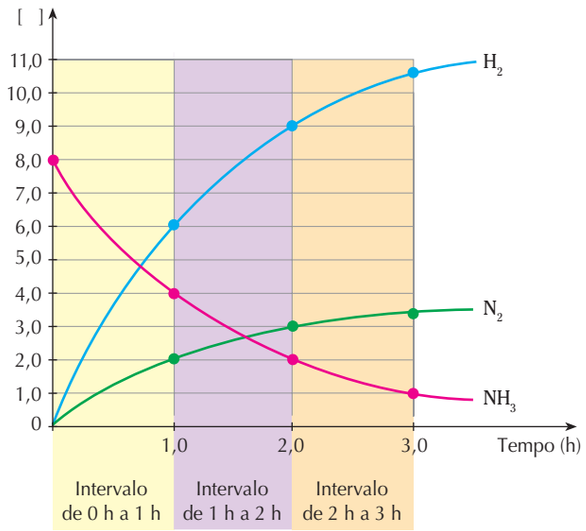
[NH_3] (mol/L)	8,0	4,0	2,0	1,0
Tempo (h)	0	1,0	2,0	3,0

Note que a concentração da amônia decresce com o passar do tempo. Ela está sendo consumida na reação.

Calculemos a velocidade de decomposição da amônia:

- entre 0 e 1 h: $v_m = \dfrac{|4{,}0 - 8{,}0|}{1{,}0 - 0} = 4{,}0\ mol \cdot L^{-1} \cdot h^{-1}$
- entre 1 e 2 h: $v_m = \dfrac{|2{,}0 - 4{,}0|}{2{,}0 - 1{,}0} = 2{,}0\ mol \cdot L^{-1} \cdot h^{-1}$
- entre 2 e 3 h: $v_m = \dfrac{|1{,}0 - 2{,}0|}{3{,}0 - 2{,}0} = 1{,}0\ mol \cdot L^{-1} \cdot h^{-1}$

Perceba que a velocidade da reação não é constante.



ADILSON SECCO

As curvas *crescentes* indicam que N_2 e H_2 são *formados* com o passar do tempo.

As variações das concentrações, em mol/L, para um mesmo intervalo de tempo, obedecem à proporção dos coeficientes.

	$2\,NH_3\,(g)$	$\rightarrow$	$1\,N_2\,(g)$	+	$3\,H_2\,(g)$
Proporção estequiométrica	**2**	:	**1**	:	**3**

Variação da [NH_3] (em módulo), da [N_2] e da [H_2] no intervalo:

• de 0 h a 1 h	**4,0 mol /L**	**2,0 mol/L**	**6,0 mol/L**
• de 1 h a 2 h	**2,0 mol/L**	**1,0 mol/L**	**3,0 mol/L**
• de 2 h a 3 h	**1,0 mol/L**	**0,5 mol/L**	**1,5 mol/L**

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

Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

• ATENÇÃO

CUIDADO COM EXPERIMENTOS CASEIROS!

Os experimentos descritos no capítulo e nos exercícios são enfocados por sua importância para o estudo da Química. **Nenhum** experimento deve ser realizado por conta própria, **por mais simples que pareça**. A eventual realização deve ter **autorização** e **supervisão** do(a) professor(a).

Exercício Resolvido

1. Ao realizar a reação de formação da água a partir dos gases hidrogênio (H_2) e oxigênio (O_2), verificou-se que a velocidade de consumo de oxigênio foi de 4 mol/min. Determine a velocidade de consumo de hidrogênio.

Resolução

Escrevemos a equação química que representa a reação em questão e a balanceamos corretamente. A seguir, executamos os cálculos utilizando a proporção dos coeficientes:

$$2\ H_2\ (g) \quad + \quad 1\ O_2\ (g) \quad \rightarrow \quad 2\ H_2O\ (\ell)$$

$$2\ \text{mol/min} \ \text{——}\ 1\ \text{mol/min}$$

$$v \ \text{——}\ 4\ \text{mol/min} \Rightarrow \boxed{v = 8\ \text{mol/min}}$$

2. Considere a reação química assim equacionada:

$$2\ N_2O_5\ (g) \rightarrow 4\ NO_2\ (g) + O_2\ (g)$$

Sabendo que, num certo intervalo de tempo, a velocidade de consumo de N_2O_5 é 0,10 mol/s, determine, para o mesmo intervalo de tempo:

a) a velocidade média de formação de NO_2;

b) a velocidade média de formação de O_2.

3. (UFSCar-SP) Com relação à reação

$2\ \mathbf{A} + 3\ \mathbf{B} \rightarrow 2\ \mathbf{C} + \mathbf{D}$, podemos afirmar que:

a) Os reagentes (**A** e **B**) são consumidos com a mesma velocidade.

b) A velocidade de desaparecimento de **A** é igual à velocidade de aparecimento de **C**.

c) Os produtos (**C** e **D**) são formados com a mesma velocidade.

d) A velocidade de aparecimento de **D** é três (3) vezes maior que a velocidade de desaparecimento de **B**.

e) A velocidade de desaparecimento de **A** é a metade da velocidade de aparecimento de **D**.

▲ **COMENTÁRIO DOS AUTORES:**

Considere que esse teste se refere à velocidade expressa em mol por unidade de tempo.

4. (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

$$N_2\ (g) + 3\ H_2\ (g) \rightarrow 2\ NH_3\ (g)$$

Se a velocidade de produção de amônia foi medida como:

$$\text{velocidade} = \frac{\Delta[NH_3]}{\Delta t} = 2{,}0 \cdot 10^{-4}\ \text{mol} \cdot L^{-1} \cdot s^{-1}$$

a velocidade da reação em termos de consumo de N_2 será:

a) $1{,}0 \cdot 10^{-4}\ \text{mol} \cdot L^{-1} \cdot s^{-1}$

b) $2{,}0 \cdot 10^{-4}\ \text{mol} \cdot L^{-1} \cdot s^{-1}$

c) $3{,}0 \cdot 10^{-4}\ \text{mol} \cdot L^{-1} \cdot s^{-1}$

d) $4{,}0 \cdot 10^{-4}\ \text{mol} \cdot L^{-1} \cdot s^{-1}$

e) $5{,}0 \cdot 10^{-4}\ \text{mol} \cdot L^{-1} \cdot s^{-1}$

5. (PUC-RS) Numa experiência, a reação de formação de amônia (NH_3), a partir do N_2 e do H_2, está ocorrendo com um consumo de 12 mol de nitrogênio (N_2) a cada 120 segundos. Nesse caso, a velocidade de consumo de hidrogênio (H_2) é:

a) 6 mol por minuto.

b) 12 mol por minuto.

c) 18 mol por minuto.

d) 24 mol por minuto.

e) 36 mol por minuto.

6. (Uneb-BA) A amônia é produzida industrialmente a partir do gás nitrogênio (N_2) e do gás hidrogênio (H_2), segundo a equação

$$N_2\ (g) + 3\ H_2\ (g) \rightarrow 2\ NH_3\ (g)$$

Dado: Massa Molar do $H_2 = 2{,}0\ g \cdot mol^{-1}$. Numa determinada experiência, a velocidade média de consumo de gás hidrogênio foi de 120 gramas por minuto. A velocidade de formação do gás amônia, nessa experiência, em mols por minuto será de:

a) 10 **c)** 40 **e)** 60

b) 20 **d)** 50

7. (PUC-MG) Considere a equação:

$$2\ NO_2\ (g) + 4\ CO\ (g) \rightarrow N_2\ (g) + 4\ CO_2\ (g).$$

Admita que a formação do N_2 (g) tem uma velocidade média constante igual a 0,05 mol/min. A massa de CO_2 (g), em gramas, formada em 1 hora, é:

a) 8,8 **c)** 84,0 **e)** 528,0

b) 44,0 **d)** 132,0

8. (Uerj) A água oxigenada é empregada, frequentemente, como agente microbicida de ação oxidante local. A liberação do oxigênio, que ocorre durante a sua decomposição, é acelerada por uma enzima presente no sangue. Na limpeza de um ferimento, esse microbicida liberou, ao se decompor, 1,6 g de oxigênio por segundo. Nessas condições, a velocidade de decomposição da água oxigenada, em mol/min, é igual a:

a) 6,0 **c)** 3,4

b) 5,4 **d)** 1,7

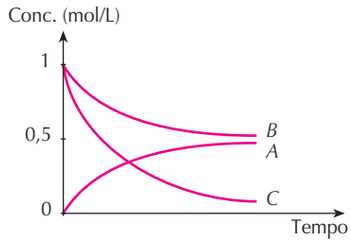
Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Exercícios adicionais

Resolva em seu caderno

Seu (sua) professor(a) indicará o melhor momento para realizar os exercícios deste bloco.

9. (UFPE) O gráfico a seguir representa a variação de concentração das espécies A, B e C com o tempo:



ADILSON SECCO

Qual das alternativas a seguir contém a equação química que melhor descreve a reação representada pelo gráfico?

a) $2\ A + B \rightarrow C$

b) $A \rightarrow 2\ B + C$

c) $B + 2\ C \rightarrow A$

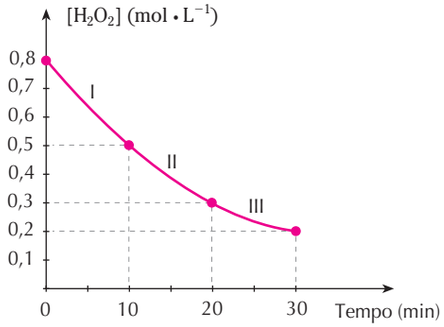
d) $2\ B + C \rightarrow A$

e) $B + C \rightarrow A$

10. (Udesc) A água oxigenada — H_2O_2 (aq) — se decompõe, produzindo água e gás oxigênio, de acordo com a equação:

$$H_2O_2\ (aq) \rightarrow H_2O\ (\ell) + \frac{1}{2}\,O_2\ (aq)$$

O gráfico abaixo foi construído a partir de dados experimentais e mostra a variação da concentração de água oxigenada em função do tempo.



ADILSON SECCO

Qual será a velocidade média de decomposição da água oxigenada nos intervalos I, II e III?

a) $0{,}03\ mol \cdot L^{-1} \cdot min^{-1}$; $0{,}02\ mol \cdot L^{-1} \cdot min^{-1}$; $0{,}01\ mol \cdot L^{-1} \cdot min^{-1}$

b) $-0{,}03\ mol \cdot L^{-1} \cdot min^{-1}$; $-0{,}02\ mol \cdot L^{-1} \cdot min^{-1}$; $-0{,}01\ mol \cdot L^{-1} \cdot min^{-1}$

c) $0{,}8\ mol \cdot L^{-1} \cdot min^{-1}$; $0{,}5\ mol \cdot L^{-1} \cdot min^{-1}$; $0{,}3\ mol \cdot L^{-1} \cdot min^{-1}$

d) $0{,}5\ mol \cdot L^{-1} \cdot min^{-1}$; $0{,}3\ mol \cdot L^{-1} \cdot min^{-1}$; $0{,}2\ mol \cdot L^{-1} \cdot min^{-1}$

e) $0{,}8\ mol \cdot L^{-1} \cdot min^{-1}$; $0{,}05\ mol \cdot L^{-1} \cdot min^{-1}$; $0{,}015\ mol \cdot L^{-1} \cdot min^{-1}$

11. (Cefet) A decomposição da água oxigenada produz água e gás oxigênio segundo a reação (não balanceada):

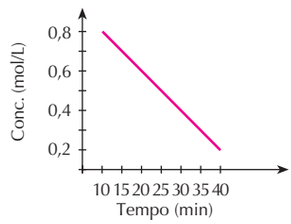
$$H_2O_2\ (aq) \rightarrow H_2O\ (\ell) + O_2\ (aq)$$

A tabela a seguir mostra dados obtidos durante um experimento no qual uma concentração inicial de água oxigenada de $0{,}8\ mol \cdot L^{-1}$ sofreu decomposição.

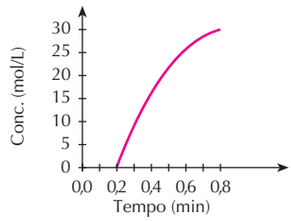
Concentração de H_2O_2 ($mol \cdot L^{-1}$)	Tempo (min)
0,5	10
0,3	20
0,2	30

Entre os gráficos a seguir, aquele que indica a variação da concentração de água oxigenada com o tempo é:

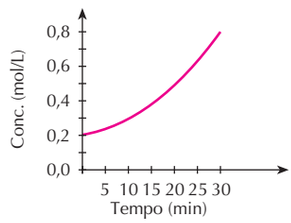
a)



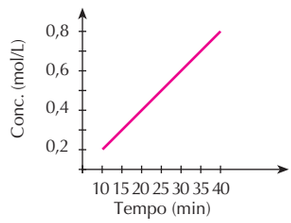
b)



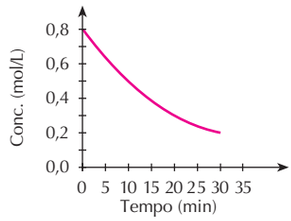
c)



d)



e)



ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

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

2 Efeito da concentração sobre a rapidez



SÉRGIO DOTTA JR./CID



SÉRGIO DOTTA JR./CID

◀ Experimento similar ao da abertura deste capítulo. As condições são iguais em ambos os frascos, exceto a concentração da solução de alvejante adicionada, que é **maior** no frasco da direita, o que torna a reação **mais rápida**.

• ATENÇÃO

Não realize esse experimento por conta própria.

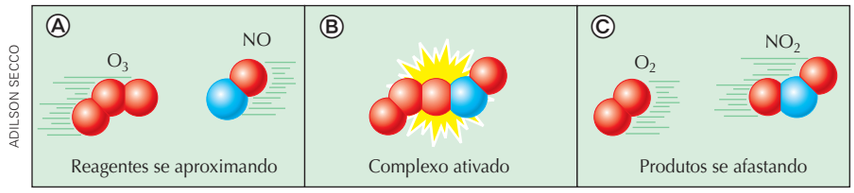
O hipoclorito de sódio (presente no alvejante doméstico) é tóxico, tem efeito irritante e corrosivo sobre a pele, as mucosas e os olhos, libera gás cloro (que é lesivo ao sistema respiratório) e produz manchas permanentes em roupas e materiais coloridos.

2.1 Por que a rapidez depende da concentração?

Considere, por exemplo, a reação assim equacionada:

$$O_3\,(g) + NO\,(g) \rightarrow O_2\,(g) + NO_2\,(g)$$

Para que ela aconteça, é necessário que uma mólecula de O_3 **colida** com uma de NO. Nessa colisão é quebrada a ligação entre dois átomos de oxigênio, enquanto é formada uma ligação entre um átomo de oxigênio e um de nitrogênio (compare os modelos da figura Ⓐ com os da figura Ⓒ).



ADILSON SECCO

(Átomos representados esquematicamente por esferas em cores fantasiosas.)

A espécie química existente no momento da colisão em que a ligação O—O está parcialmente quebrada e a ligação O—N está parcialmente formada é chamada pelos químicos de **complexo ativado** ou **estado de transição** (figura Ⓑ).

As moléculas possuem um movimento de agitação térmica que faz com que estejam continuamente sofrendo colisões. Quanto maior for a concentração dos reagentes, maior será a frequência com que acontecerão as colisões moleculares e, portanto, maior a velocidade de uma reação.

Quanto **maior** for a concentração dos reagentes, **maior** será a velocidade de uma reação química.

Aumento da concentração dos reagentes

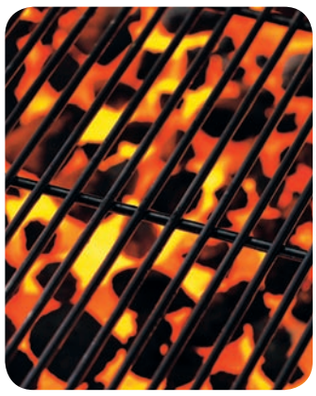
↓ acarreta

Aumento da frequência de colisões entre as moléculas de reagentes

↓ acarreta

Aumento da rapidez da reação

Quando se abana ▶ carvão em brasa em uma churrasqueira, nota-se que ele fica mais incandescente. Isso ocorre porque, ao abanar, provoca-se aumento da concentração de gás oxigênio (O_2, que é reagente na combustão), aumentando a velocidade da reação.



COLIN ERRICSON/STOCKFOOD/GETTY IMAGES



TEUBNER/STOCKFOOD/GETTY IMAGES

◀ O oxigênio (O_2) do ar é um dos responsáveis pela deterioração do suco da laranja. Dentro de uma laranja intacta a concentração de O_2 é muito baixa, e o suco dura alguns dias. No suco obtido espremendo-se a laranja, passa a haver uma concentração bem maior de O_2, e ele estraga muito mais rapidamente.

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

2.2 Nem toda colisão é eficaz!

Considere 1 mol de O_3 e 1 mol de NO colocados em um mesmo recipiente para sofrer a reação:

$$O_3\,(g) + NO\,(g) \rightarrow O_2\,(g) + NO_2\,(g)$$

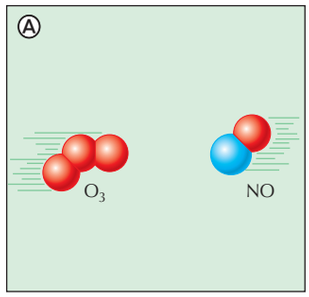
Estimativas feitas por cientistas revelam que, a 25 °C e 1 atm, cada molécula colide cerca de 10^9 vezes (1 bilhão de vezes) por segundo com outras moléculas. É, sem dúvida, um número espantosamente elevado.

Se todas essas colisões resultassem em formação de produto, a reação aconteceria em uma fração de segundo, possuindo uma rapidez assustadoramente alta. No entanto, verifica-se que essa reação não possui uma velocidade assim tão elevada. Dessa forma, somos levados a concluir que **nem todas as colisões entre as moléculas de reagentes são eficazes**!

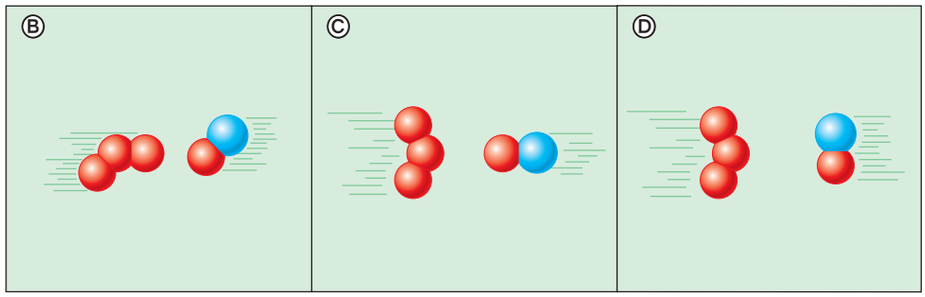
Colisão eficaz ou **efetiva** é aquela que conduz à formação de produto.

2.3 Por que nem toda colisão é eficaz?

Só são eficazes aquelas colisões que acontecem com geometria favorável (figura Ⓐ). Se as moléculas colidirem em posições desfavoráveis (figuras Ⓑ, Ⓒ e Ⓓ), não haverá possibilidade de formar o complexo ativado e, portanto, não acontecerá a formação das moléculas de produtos nessa colisão.



Ⓐ Moléculas de O_3 e NO colidindo com **geometria favorável** à formação do complexo ativado. (Átomos representados esquematicamente por esferas em cores fantasiosas.)



Ⓑ, Ⓒ e Ⓓ Moléculas de O_3 e NO colidindo com **geometrias desfavoráveis** à formação do complexo ativado.

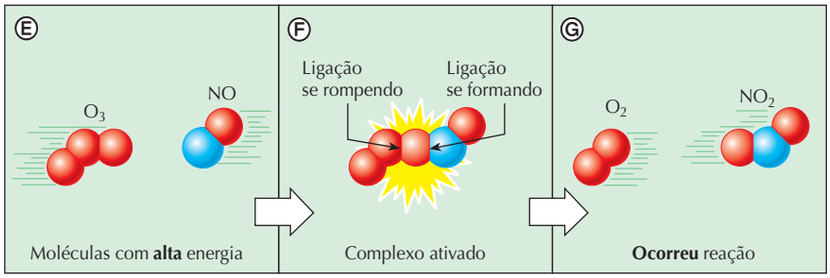
No momento da colisão há uma ruptura parcial de ligações químicas das moléculas reagentes. A energia necessária para essa ruptura provém do movimento das moléculas (a energia associada ao movimento é chamada de **energia cinética**).

Para que uma **colisão** entre moléculas de reagentes seja **eficaz**, é necessário que ela ocorra com **geometria adequada** e **energia suficiente**.

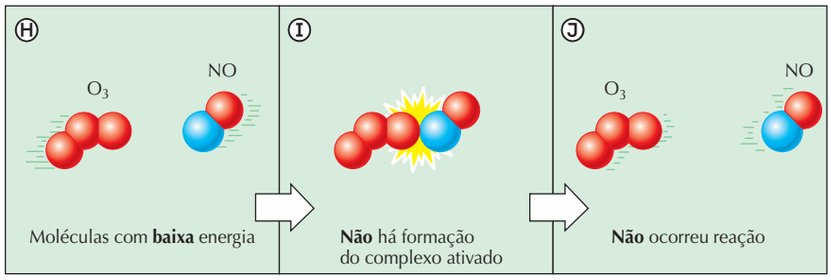
Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

A sequência de figuras Ⓔ, Ⓕ e Ⓖ ilustra a ocorrência de uma colisão eficaz (com geometria adequada e energia suficiente). A sequência Ⓗ, Ⓘ e Ⓙ, por sua vez, ilustra uma colisão não eficaz porque, apesar de ter ocorrido na geometria adequada, envolveu moléculas com energia cinética insuficiente.

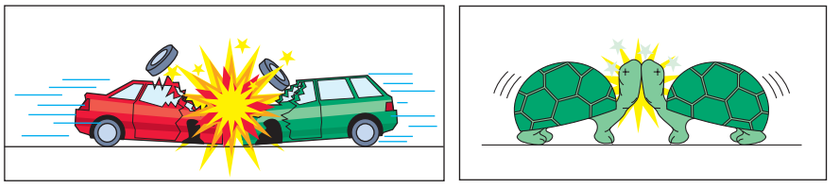


Representação de uma colisão eficaz.



Representação de uma colisão não eficaz. (Átomos representados esquematicamente por esferas em cores fantasiosas.)

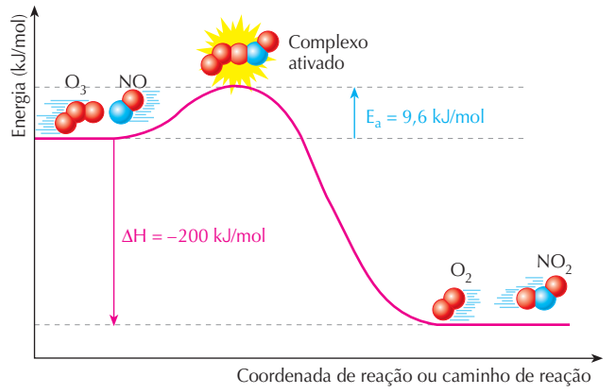
ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO



Uma analogia: a colisão de dois automóveis causa estrago bem maior do que a colisão de duas tartarugas, pois a energia envolvida no primeiro caso é muito maior. De modo similar, para que uma colisão entre moléculas reagentes seja eficaz, é necessário que as moléculas dos reagentes colidam com energia suficientemente alta.

2.4 A energia de ativação

Os químicos costumam representar graficamente uma colisão eficaz:



ADILSON SECCO

◀Nesse gráfico, E_a corresponde à energia de ativação e ΔH à variação de entalpia da reação, que é exotérmica (libera energia, $\Delta H < 0$). O gráfico **não** está desenhado em escala.

Fonte: Elaborado a partir de dados numéricos de WHITTEN, K. W. et al. *General Chemistry*: with qualitative analysis. 6. ed. Orlando: Saunders, 2000. p. 706, A-23.

Note que existe uma barreira a ser vencida para que moléculas de reagente se transformem em moléculas de produto. A energia necessária para vencer essa barreira é chamada de **energia de ativação**.

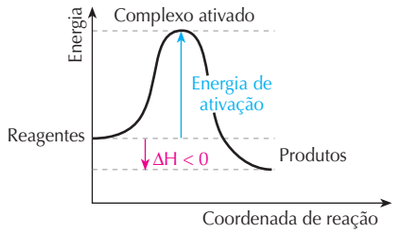
Energia de ativação (E_a) é o valor mínimo de energia que as moléculas de reagentes devem possuir para que uma colisão entre elas seja eficaz.
Quanto **maior** for a energia de ativação, **mais lenta** será a reação.

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

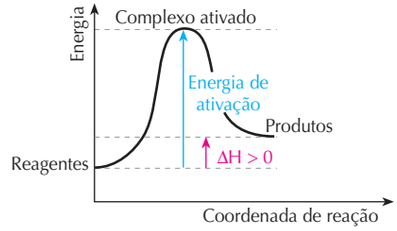
Cada reação possui um valor característico de energia de ativação. Esse valor **não depende** da temperatura nem da concentração dos reagentes.

De modo geral, os gráficos de energia *versus* coordenada de reação costumam ter um dos aspectos mostrados a seguir, dependendo de a reação ser **exotérmica** (gráfico Ⓐ) ou **endotérmica** (gráfico Ⓑ).

Ⓐ **Reação exotérmica**



Ⓑ **Reação endotérmica**



ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

Perceba que esses gráficos são semelhantes aos mostrados no capítulo de termoquímica, com a diferença que eles representam também o andamento da reação, ou seja, a formação do complexo ativado.

Fonte: FREEMANTLE, M. *Chemistry in action*. 2. ed. Londres: Macmillan, 1995. p. 274.

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

Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

12. Os incêndios nas matas se propagam com maior rapidez quando está ventando. Proponha uma explicação para isso, utilizando seus conhecimentos sobre efeito da concentração sobre a velocidade de uma reação química.

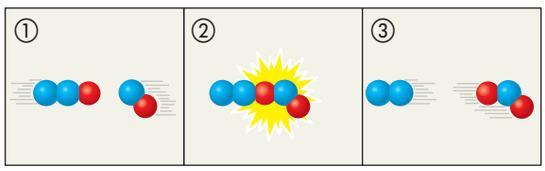
13. Considere a corrosão do zinco pelo ácido clorídrico em solução aquosa:

$$Zn\ (s) + 2\ HC\ell\ (aq) \rightarrow H_2\ (g) + ZnC\ell_2\ (aq)$$

Numa mesma temperatura, qual das seguintes soluções corroerá mais rapidamente uma amostra de zinco metálico?

a) $HC\ell$ (aq) 1,0 mol/L
b) $HC\ell$ (aq) 0,5 mol/L
c) $HC\ell$ (aq) 0,1 mol/L
d) $HC\ell$ (aq) 0,05 mol/L
e) $HC\ell$ (aq) 0,01 mol/L

14. Considere o seguinte esquema (em nível microscópico) referente a uma reação em fase gasosa. A cor vermelha foi usada para representar átomos do elemento oxigênio e a azul para átomos do elemento nitrogênio:

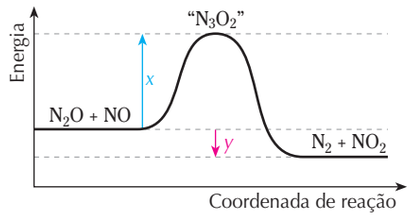


ADILSON SECCO

(Cores fantasiosas; sem escala.)

a) O esquema representa uma colisão eficaz ou não eficaz?
b) Formule a equação química que representa a reação.
c) Qual o nome do que aparece no desenho ②?

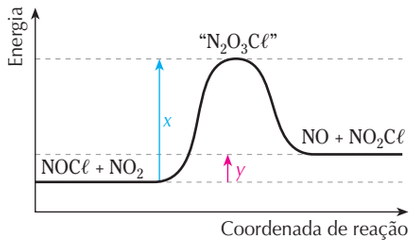
15. Analise o seguinte diagrama e responda às perguntas:



ADILSON SECCO

a) Qual é a equação da reação química envolvida?
b) Quantas e quais são as moléculas que sofrem a colisão eficaz?
c) Como se chama a situação representada por "N_3O_2"?
d) A que corresponde o trecho marcado com a letra *x*?
e) A que corresponde o trecho marcado com a letra *y*?
f) A reação em questão é endotérmica ou exotérmica?

16. Analise o seguinte diagrama e responda às perguntas:



ADILSON SECCO

a) Qual é a equação da reação química envolvida?
b) A que corresponde o trecho marcado com a letra *x*?
c) A que corresponde o trecho marcado com a letra *y*?
d) A reação em questão é endotérmica ou exotérmica?

Exercícios adicionais

Resolva em seu caderno

Seu (sua) professor(a) indicará o melhor momento para realizar os exercícios deste bloco.

17. (PUC-RS) A velocidade de uma reação química depende:

I. do número de colisões intermoleculares por unidade de tempo.

II. da energia cinética das moléculas que colidem entre si.

III. da orientação das moléculas na colisão, isto é, da geometria da colisão.

Estão corretas as alternativas:

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

18. (Unifor-CE) Para que a reação representada por

$$Ⓐ—Ⓑ + Ⓒ—Ⓓ \rightarrow Ⓐ—Ⓒ + Ⓑ—Ⓓ$$

possa ocorrer:

- as moléculas AB devem colidir com as moléculas CD;
- as moléculas que colidem devem possuir um mínimo de energia necessária à reação;
- as colisões moleculares efetivas devem ocorrer com moléculas convenientemente orientadas.

Dentre as orientações abaixo, no momento da colisão, a que deve favorecer a reação em questão é:

a) Ⓐ Ⓒ
Ⓑ Ⓓ

b) Ⓐ Ⓓ
Ⓑ Ⓒ

c) Ⓐ
Ⓑ Ⓒ—Ⓓ

d) Ⓐ—Ⓑ Ⓒ—Ⓓ

e) Ⓐ—Ⓑ Ⓓ—Ⓒ

19. (UFMG) Um palito de fósforo não se acende, espontaneamente, enquanto está guardado, mas basta ligeiro atrito com uma superfície áspera para que ele, imediatamente, entre em combustão, com emissão de luz e calor. Considerando-se essas observações, é correto afirmar que a reação:

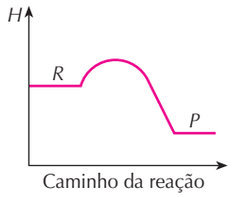
a) é endotérmica e tem energia de ativação maior que a energia fornecida pelo atrito.
b) é endotérmica e tem energia de ativação menor que a energia fornecida pelo atrito.
c) é exotérmica e tem energia de ativação maior que a energia fornecida pelo atrito.
d) é exotérmica e tem energia de ativação menor que a energia fornecida pelo atrito.

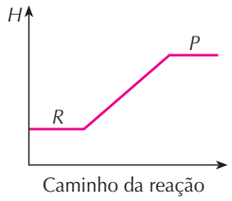
20. (UFV-MG) A queima da gasolina ou do álcool, nos motores dos carros, é que fornece a energia motriz deles. No entanto, para que haja a "explosão" no motor, faz-se necessário o uso de velas de ignição (como a da foto).

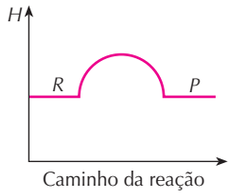


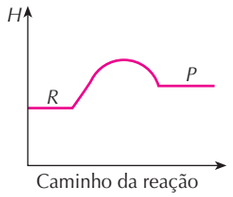
NGK-DIVULGAÇÃO/AGÊNCIA ESTADO

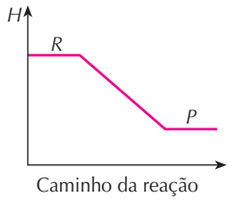
Qual dos gráficos abaixo melhor representa a variação de entalpia (calor de reação a pressão constante) da reação de combustão no motor?

a)


b)


c)


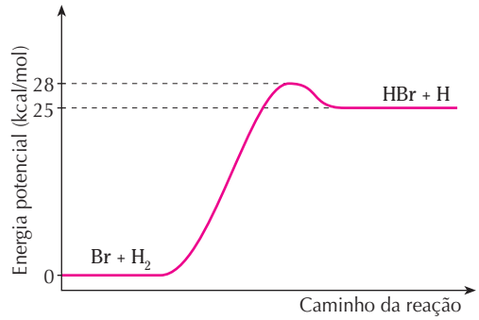
d)


e)


ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

21. (UFBA) Considere o diagrama abaixo para a seguinte reação:

$$Br + H_2 \rightarrow HBr + H$$



ADILSON SECCO

A entalpia da reação e a energia de ativação representadas são, respectivamente:

a) 3 kcal/mol e 28 kcal/mol.
b) 28 kcal/mol e 25 kcal/mol.
c) 28 kcal/mol e 3 kcal/mol.
d) 25 kcal/mol e 28 kcal/mol.
e) 25 kcal/mol e 3 kcal/mol.

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

3 Efeito da temperatura sobre a rapidez



SÉRGIO DOTTA JR./CID

▲ Experimento similar ao da abertura deste capítulo. As condições são iguais em ambos os frascos, exceto a temperatura da solução de corante, que é maior no frasco da direita, o que faz a reação ser mais veloz.

• ATENÇÃO

Não realize esse experimento por conta própria.

O hipoclorito de sódio (presente no alvejante doméstico) é tóxico, tem efeito irritante e corrosivo sobre a pele, as mucosas e os olhos, libera gás cloro (que é lesivo ao sistema respiratório) e produz manchas permanentes em roupas e materiais coloridos.

Alimentos estragam cerca de quatro vezes mais rápido à temperatura ambiente (25 °C) do que quando guardados na geladeira (5 °C). A temperaturas mais baixas, podem ser conservados ainda por mais tempo. O cozimento dos alimentos em panela de pressão (110 °C) é mais rápido do que em panela aberta (100 °C). Vinhos azedam mais rapidamente se guardados em locais aquecidos.



FERNANDO BUENO/OTHER IMAGES



PETER HOLMES/AGE FOTOSTOCK/KEYSTOCK/KEYSTONE

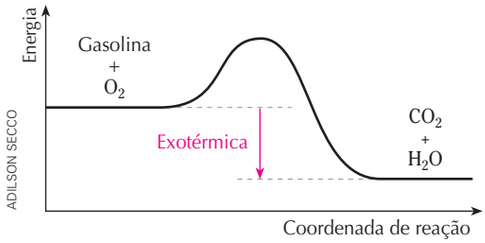
▲ Ⓐ O leite gelado estraga muito mais devagar que o leite à temperatura ambiente. Esse é um exemplo clássico do fato de as reações químicas apresentarem maior velocidade com o aumento de temperatura.

Ⓑ Alimentos no *freezer* (−18 °C) duram ainda mais tempo do que na geladeira (5 °C).

Quando elevamos a temperatura, provocamos um aumento da energia cinética das moléculas, fazendo com que haja maior quantidade de moléculas com energia suficiente para reagir, isto é, com energia superior à de ativação.

Quanto **maior** a temperatura, **maior** será a velocidade de uma reação.

Algumas reações podem ter sua velocidade violentamente aumentada pela ação de uma faísca elétrica ou pela presença de uma chama. Um exemplo é a combustão dos vapores de gasolina, que podem estar misturados com o O_2 do ar sem que nada aconteça. Contudo, uma chama ou faísca é o bastante para causar uma explosão. A faísca fornece energia para que algumas moléculas reajam, formando produtos e liberando muita energia. Essa energia permite que outras moléculas também reajam, transformando-se em produtos e liberando ainda mais energia.



ADILSON SECCO



A presença desse sinal em postos de gasolina se justifica pelo fato de os vapores de gasolina se inflamarem com facilidade.

ANA CAROLINA FERNANDES/FOLHA IMAGEM



Incêndios se alastram com relativa facilidade porque a energia liberada na reação de combustão (que é exotérmica) ajuda as moléculas que ainda não reagiram a vencer a barreira energética que separa reagentes de produtos. Rio de Janeiro, RJ, 2004.

Regra de van't Hoff

No final do século XIX, o holandês Jacobus Henricus van't Hoff formulou, com base experimental, a regra: "um aumento de 10 °C na temperatura duplica a velocidade de uma reação química". Hoje são conhecidas inúmeras exceções a essa regra. Porém, é útil para fazer previsões aproximadas. Ela é conhecida como **Regra de van't Hoff**.

Aumento da temperatura
↓ indica
Aumento da energia cinética molecular
↓ e, por isso,
Colisões entre moléculas ocorrem com maior energia
↓ que acarretam
Aumento da rapidez da reação

EXPERIMENTO

A critério do(a) professor(a), esta atividade poderá ser realizada em grupos.

Objetivo: Obter evidência da influência da temperatura na rapidez da reação.

Você vai precisar de:

- meio copo de água morna
- meio copo de água gelada
- medicamento efervescente em pó (sal de fruta)
- duas colheres de chá
- relógio que marque os segundos
- um ajudante



ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

Procedimento:

1. Coloque em ambas as colheres uma mesma quantidade de pó efervescente.
2. Adicione o conteúdo de uma colher ao copo com água morna e, simultaneamente, o conteúdo da outra ao copo com água gelada. Nesse instante, seu ajudante começa a marcar o tempo que leva para o sólido ser gasto.
3. Em qual dos copos a reação se mostra mais vigorosa? Em qual chega ao final mais rapidamente? Proponha uma explicação para as observações. Como seria possível quantificar a rapidez com que a reação ocorre em cada caso? Que medidas deveriam ser feitas? Como essas medidas poderiam ser realizadas?

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

Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

22. (Fuvest-SP) Na reação representada por $A + B \rightarrow C + D$, uma elevação de temperatura produz um aumento de velocidade da reação porque aumenta:

a) a pressão do sistema em reação.

b) o volume do sistema em reação.

c) a concentração dos reagentes.

d) a energia de ativação dos reagentes.

e) a frequência de choques efetivos dos reagentes.

23. (Furg-RS – Modificado) Considere o seguinte parágrafo:

"A rapidez com que ocorre uma reação química em fase gasosa em um recipiente rígido fechado ■ conforme aumentam a temperatura e a ■".

Selecione a alternativa que completa corretamente o parágrafo.

a) diminui – pressão.

b) permanece constante – pressão.

c) diminui – densidade.

d) permanece constante – densidade.

e) aumenta – pressão.

24. (Fuvest-SP) Para remover uma mancha de um prato de porcelana fez-se o seguinte: cobriu-se a mancha com meio copo de água fria, adicionaram-se algumas gotas de vinagre e deixou-se por uma noite. No dia seguinte a mancha havia clareado levemente.

Usando apenas água e vinagre, sugira duas alterações no procedimento, de tal modo que a remoção da mancha possa ocorrer em menor tempo. Justifique cada uma das alterações propostas.

25. Considere as afirmações:

I. Numa panela comum, a água ferve a cerca de 100 °C, e numa panela de pressão, a cerca de 110 °C.

II. O cozimento dos alimentos envolve reações químicas.

Com base nelas, explique por que os alimentos cozinham mais rápido nas panelas de pressão.



SÉRGIO DOTTA JR./CID

Como o cozimento dos alimentos é mais veloz na panela de pressão, ela permite a economia de gás combustível.

Exercícios adicionais

Resolva em seu caderno

Seu (sua) professor(a) indicará o melhor momento para realizar os exercícios deste bloco.

26. (UFPE) Você está cozinhando batatas e fazendo carne grelhada, tudo em fogo baixo, num fogão a gás. Se você passar as duas bocas do fogão para fogo alto, o que acontecerá com o tempo de preparo?

a) Diminuirá para os dois alimentos.

b) Diminuirá para a carne e aumentará para as batatas.

c) Não será afetado.

d) Diminuirá para as batatas e não será afetado para a carne.

e) Diminuirá para a carne e permanecerá o mesmo para as batatas.

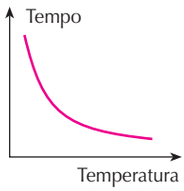
▲ **Comentário dos autores:**

Atente ao fato de que o cozimento das batatas ocorre em água fervente, mas a carne é grelhada diretamente sobre o metal.

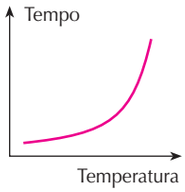
27. (Fatec-SP) O aumento da temperatura provoca o aumento da rapidez das transformações químicas.

Selecione a alternativa que mostra o gráfico obtido quando se representa o tempo necessário para que uma transformação química se complete, em função da temperatura.

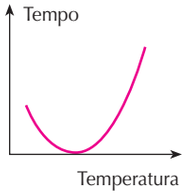
a)



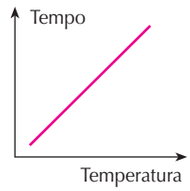
b)



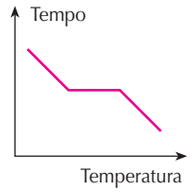
c)



d)



e)



ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

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

28. (Fuvest-SP) A vitamina C é muito utilizada como aditivo de alimentos processados. Sua propriedade antioxidante se deve à capacidade de ser oxidada pelo oxigênio do ar, protegendo da oxidação outras substâncias presentes nos alimentos. Um certo alimento processado, inicialmente embalado a vácuo, é aberto e armazenado sob duas condições diferentes:

I. em refrigerador a 4 °C;

II. em armário fechado à temperatura ambiente (25 °C).

a) Mostre em um gráfico como varia o teor de vitamina C com o tempo para cada uma dessas condições. Identifique as curvas e explique comparativamente o comportamento delas.

b) Além da capacidade de reagir com o oxigênio do ar, dê duas outras características que uma substância deve apresentar para poder ser utilizada como substituta da vitamina C em alimentos processados.

4 Efeito da superfície de contato sobre a rapidez

O ferro, na presença de oxigênio do ar e umidade, sofre um processo de corrosão, formando a ferrugem. Se submetermos um prego de aço (o aço é uma liga de ferro e carbono) e um pedaço de palha de aço às mesmas condições de umidade, temperatura e exposição ao oxigênio do ar, notaremos que **a palha de aço se enferrujará muito mais rápido que o prego**.

A reação de corrosão ocorre na superfície de contato entre o ferro e os outros reagentes. A palha de aço, devido ao seu formato, apresenta **maior superfície de contato**, o que possibilita uma reação mais rápida. De modo geral, podemos dizer que:

> Em reações das quais participam reagentes que se encontram em diferentes fases, a velocidade será tanto maior quanto maior for a **superfície de contato** entre essas fases.

Um caso comum é o das reações das quais participa um sólido, sendo os demais reagentes gasosos ou aquosos. A velocidade será tanto maior quanto maior for a superfície de contato entre o sólido e a fase gasosa ou líquida.

KAREN KASMAUSKI/CORBIS/LATINSTOCK



◀ A ferrugem se forma na reação entre ferro, água e oxigênio. Quando o ferro é adequadamente revestido com tinta, impede-se o seu contato com água e oxigênio, isto é, reduz-se a zero a superfície de contato dele com os outros reagentes. É uma forma de prevenção da ferrugem. Na foto, pintura de casco de navio. Virgínia, EUA, 2004.

• ATENÇÃO

NUNCA caia na tentação de manipular fogos de artifício.

Acidentes sérios, com queimaduras e até morte, atestam o risco que é manuseá-los.

DELFIM MARTINS/PULSAR IMAGENS



◀ A queima de fogos de artifício é um exemplo de reação entre substâncias sólidas, pulverizadas para garantir elevada superfície de contato. São Paulo, SP, 1999.

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

Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

29. (Uerj) A sabedoria popular indica que, para acender uma lareira, devemos utilizar inicialmente lascas de lenha e só depois colocarmos as toras. Em condições reacionais idênticas e utilizando massas iguais de madeira em lascas e em toras, verifica-se que madeira em lascas queima com mais velocidade.



SÉRGIO DOTTA JR./CID

O fator determinante, para essa maior velocidade de reação, é o aumento da:

a) pressão.
b) temperatura.
c) concentração.
d) superfície de contato.

30. (UFMG) Três experimentos foram realizados para investigar a velocidade da reação entre HCℓ aquoso diluído e ferro metálico. Para isso, foram contadas, durante 30 segundos, as bolhas de gás formadas imediatamente após os reagentes serem misturados. Em cada experimento, usou-se o mesmo volume de uma mesma solução de HCℓ e a mesma massa de ferro, variando-se a forma de apresentação da amostra de ferro e a temperatura. O quadro indica as condições em que cada experimento foi realizado.

Experimento	Ferro (2 g)	Temperatura
I	Prego	40 °C
II	Prego	20 °C
III	Palhinha de aço	40 °C

Determine a alternativa que apresenta os experimentos na ordem **crescente** do número de bolhas observado:

a) III, II, I.
b) I, II, III.
c) II, III, I.
d) II, I, III.

31. (Unifor-CE) Considerando os fatores que alteram a rapidez das transformações químicas, pode-se afirmar que uma fruta apodrecerá mais rapidamente se estiver:

a) sem a casca, em geladeira.
b) em pedaços, congelada.
c) inteira, exposta ao sol.
d) em pedaços, exposta ao sol.
e) com a casca, exposta ao sol.

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

Exercícios adicionais

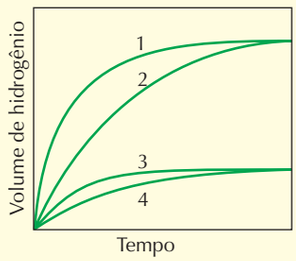
Resolva em seu caderno

Seu (sua) professor(a) indicará o melhor momento para realizar os exercícios deste bloco.

Exercício Resolvido

32. (Fuvest-SP) Foram realizados quatro experimentos. Cada um deles consistiu na adição de solução aquosa de ácido sulfúrico de concentração 1 mol/L a certa massa de ferro. A 25 °C e 1 atm, mediram-se os volumes de hidrogênio desprendido em função do tempo. No final de cada experimento, sempre sobrou ferro que não reagiu. A tabela a seguir mostra o tipo de ferro usado em cada experimento, a temperatura e o volume da solução de ácido sulfúrico usado. O gráfico mostra os resultados.

Experimento	Material	Temperatura °C	Volume da solução de H_2SO_4/mL
A	Pregos	60	50
B	Limalha	60	50
C	Limalha	60	80
D	Limalha	40	80



ADILSON SECCO

As curvas de 1 a 4 correspondem, respectivamente, aos experimentos:

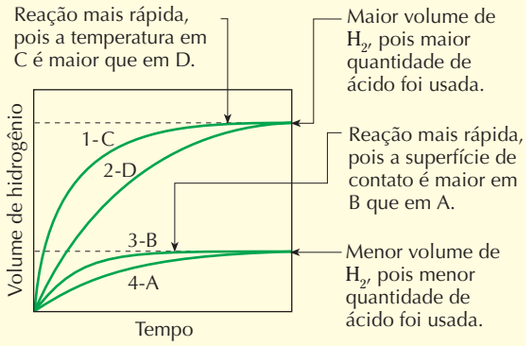
	1	2	3	4
a)	D	C	A	B
b)	D	C	B	A
c)	B	A	C	D
d)	C	D	A	B
e)	C	D	B	A

Resolução

O reagente limitante é o ácido, pois em todos os experimentos sobrou ferro. Nos experimentos **C** e **D**, há maior quantidade de ácido e, portanto, deve ser formada maior quantidade de gás. Já sabemos, então, que as curvas **1** e **2**, não necessariamente nessa ordem, correspondem aos experimentos **C** e **D**. E as curvas **3** e **4**, também não necessariamente nessa ordem, correspondem aos experimentos **A** e **B**.

Agora vamos comparar os experimentos **A** e **B**. A reação é mais rápida em **B** graças à **maior superfície de contato** entre o ferro e a solução. Assim, a correspondência é **3-B** e **4-A**.

Finalmente, vamos comparar os experimentos **C** e **D**. A reação é mais rápida em **C** porque a **temperatura é maior**. Então, a correspondência é **1-C** e **2-D**.

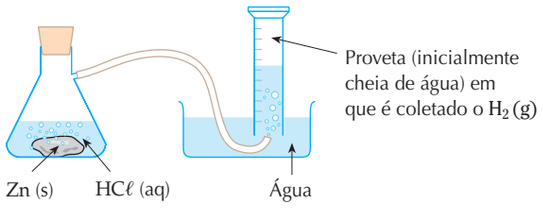


ADILSON SECCO

Alternativa **e**.

33. A aparelhagem a seguir permite realizar a reação entre uma solução de ácido clorídrico e um pedaço do metal zinco, coletando o gás produzido.

$$2\ HC\ell\ (aq) + Zn\ (s) \rightarrow ZnC\ell_2\ (aq) + H_2\ (g)$$



ADILSON SECCO

• ATENÇÃO

Não tente realizar esse experimento por conta própria. Sua eventual realização requer autorização e supervisão do(a) professor(a).

A solução de ácido clorídrico, mesmo diluída, é corrosiva e desprende vapores corrosivos, tóxicos e irritantes.

E o gás hidrogênio é altamente **explosivo**. Óculos de segurança, luvas e aventais protetores são obrigatórios.

Elabore um gráfico (esboço) representando volume de gás hidrogênio em função do tempo, do início até o fim da reação. Represente (desenhando, no mesmo par de eixos, outra curva) como seria o gráfico se a reação fosse repetida utilizando-se pó de zinco (mantendo-se constantes todas as demais condições: quantidades dos reagentes, temperatura etc.).

34. (UFPB) Um dos capítulos interessantes da química relaciona-se à cinética, que estuda a velocidade das reações e os fatores que a influenciam, como temperatura, pressão e natureza dos reagentes.

Para fixar o assunto com seus alunos, um professor, utilizando comprimidos de antiácido efervescente à base de $NaHCO_3$, realizou os seguintes experimentos:

I. Em um copo com 100 mL de água fria dissolveu um comprimido. Num segundo copo com a mesma quantidade de água, porém morna, dissolveu outro comprimido.

II. Utilizando mais uma vez dois comprimidos e copos com o mesmo volume de água, à mesma temperatura, comparou a velocidade da reação usando um comprimido inteiro e outro finamente triturado.

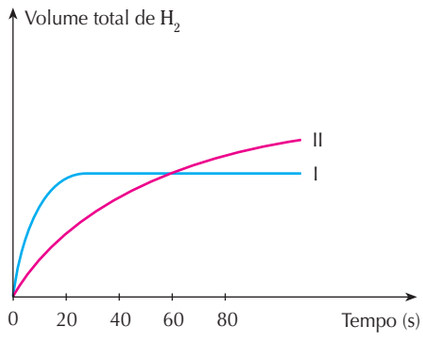
A partir das informações observadas nos testes realizados, responda:

a) No teste I, em que copo o comprimido se dissolveu mais rápido? Justifique.

b) No teste II, em que caso a reação foi mais rápida? Por que isto acontece?

35. (UFMG) Em dois experimentos, soluções de ácido clorídrico foram adicionadas a amostras idênticas de magnésio metálico. Em ambos os experimentos, o magnésio estava em excesso e a solução recobria inteiramente esse metal.

O gráfico a seguir representa, para cada experimento, o volume total de hidrogênio desprendido em função do tempo:



ADILSON SECCO

Com relação a esses experimentos, determine a afirmativa **falsa**.

a) A concentração do ácido no experimento **I** é igual a zero no tempo $t = 80$ s.

b) A concentração do ácido usado no experimento **I** é menor do que a do ácido usado no experimento **II**.

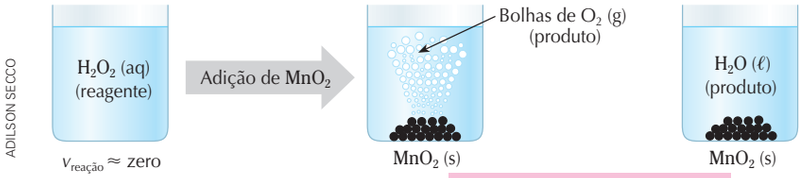
c) O volume de ácido usado no experimento **II** é maior do que o volume usado no experimento **I**.

d) O volume total produzido de hidrogênio, no final dos experimentos, é maior no experimento **II** do que no **I**.

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

5 Efeito do catalisador sobre a rapidez

Considere a decomposição da água oxigenada. Na ausência de luz e de impurezas, essa reação é bastante lenta. Se, no entanto, uma pequena quantidade de MnO_2 sólido for adicionada, a reação ocorrerá com uma velocidade bem mais alta. Ao final da reação, verifica-se que o **MnO_2 não foi efetivamente consumido**.



ADILSON SECCO

(Representação esquemática em cores fantasiosas.)

Nesse experimento, diz-se que o MnO_2 atuou como **catalisador**.

Catalisador é uma substância que aumenta a velocidade de uma reação química **sem ser efetivamente** consumida no processo. **Catálise** é o nome dado ao aumento de velocidade provocado pelo catalisador.

Um **catalisador** aumenta a velocidade de uma reação, pois **abaixa a energia de ativação** (E_a).

Nos seres vivos são encontradas **proteínas que atuam como catalisadores** em reações químicas essenciais à vida. Elas são as **enzimas**.

Enzimas são catalisadores biológicos, ou seja, substâncias que aumentam a velocidade de reações bioquímicas, sem serem efetivamente consumidas no processo.

• ATENÇÃO

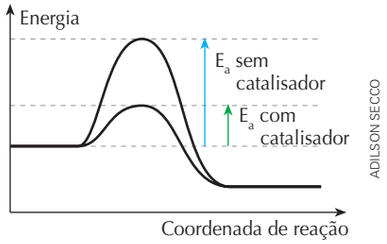
Não faça essa experiência por conta própria.

Sua realização em um laboratório requer **autorização e supervisão do(a) professor(a).**

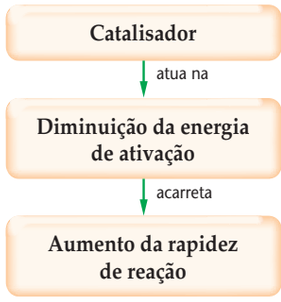
Por segurança, deve-se usar **água oxigenada a 10 volumes**.

Nenhum dos reagentes deve ter contato com pele, boca e olhos.

Óculos de segurança, luvas e aventais protetores são obrigatórios.



ADILSON SECCO



EXPERIMENTO: A ENZIMA CATALASE

Para executar o experimento que vamos descrever, você precisará de água oxigenada a 10 volumes (solução aquosa 3% de peróxido de hidrogênio, H_2O_2, adquirida em farmácias) e batata crua ou fígado cru. Coloque 5 gotas de água oxigenada sobre um pedacinho (cortado na hora) de batata crua ou de fígado cru. Você observará a formação de espuma.

Na batata e no fígado existe a enzima **catalase**, que atua como catalisador na decomposição do peróxido de hidrogênio:

$$2\ H_2O_2\ (aq) \rightarrow 2\ H_2O\ (\ell) + O_2\ (g)$$

A espuma deve-se à liberação do gás oxigênio.

Ao final, se acrescentarmos mais gotas de água oxigenada, a reação continuará, pois o catalisador não foi efetivamente consumido no processo.

Nas células do nosso organismo também existe catalase. É ela que acelera a decomposição do peróxido de hidrogênio quando é colocado em um ferimento.

Dentro das células há processos que produzem H_2O_2, que é tóxico e pode causar lesões nessas células. A catalase, presente nos seres vivos, atua decompondo o H_2O_2, evitando os danos que essa substância poderia causar. Quando colocamos uma solução diluída de H_2O_2 em um ferimento recente, a decomposição do H_2O_2 sob ação da catalase libera gás O_2, que mata alguns microrganismos que podem causar infecções. É uma maneira de desinfetar o ferimento.

No experimento proposto, se a batata ou o fígado tivessem sido cozidos por bastante tempo, não se observaria a decomposição do H_2O_2. Você consegue explicar por quê?

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

ENZIMAS NOS SABÕES EM PÓ

Algumas enzimas são muito utilizadas em processos industriais, como na produção de álcool, vinagre, queijos e iogurtes.

Uma outra aplicação interessante das enzimas está na remoção de sujeiras. Certos materiais que sujam os tecidos são difíceis de eliminar porque se unem de tal forma às suas fibras, que os sabões e detergentes comuns não são totalmente eficientes em sua remoção. Alguns sabões em pó (detergentes em pó) contêm enzimas que facilitam a remoção desse tipo de sujeira. Os principais tipos de enzimas usadas são:

- **proteases** – aceleram a hidrólise (reação de quebra pela água) de proteínas, removendo-as sob a forma de produtos solúveis em água;
- **lipases** – catalisam a hidrólise de óleos e gorduras, produzindo substâncias também solúveis em água.



SÉRGIO DOTTA JR./CID

(Marca fictícia.)

Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

36. (FIB-BA) A água oxigenada, nome comercial das soluções aquosas de peróxido de hidrogênio (H_2O_2), é uma substância pouco estável em nosso meio ambiente. Ela se decompõe de acordo com a equação química

$$2\ H_2O_2 \rightarrow O_2 + 2\ H_2O.$$

A velocidade desta decomposição aumenta por ação do calor, da luz e de alguns agentes químicos. Tendo adquirido este produto e desejando manter sua qualidade por tempo maior, o consumidor deve armazená-lo em condições:

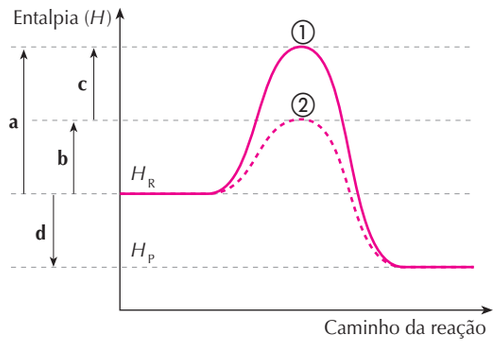
a) de temperatura alta e em frasco transparente;
b) de temperatura baixa e em frasco transparente;
c) de temperatura alta e em frasco opaco;
d) na geladeira e em frasco opaco;
e) na estufa em frasco transparente.

37. (UFPE) Explique as seguintes observações experimentais:

a) H_2O_2 puro no estado líquido pode ser estocado sem que ocorra decomposição visível. A adição de pequena quantidade de MnO_2 sólido ao H_2O_2 provoca decomposição rápida em H_2O e O_2.

b) Magnésio em pó reage com oxigênio do ar muito mais rapidamente que magnésio na forma de lâmina.

38. (Unirio) O gráfico a seguir refere-se ao diagrama energético de uma reação química (reagentes → produtos), onde se veem destacados dois caminhos de reação:



ADILSON SECCO

Caminho ① – Reação normal
Caminho ② – Reação com um catalisador
H_R – Entalpia dos reagentes
H_P – Entalpia dos produtos

Após uma análise das entalpias dos reagentes, dos produtos e dos valores **a**, **b**, **c** e **d**, podemos afirmar que a:

a) reação é endotérmica e a presença do catalisador diminui o ΔH de **a** para **b**.
b) reação é endotérmica e **a** representa o ΔH com a presença do catalisador.
c) reação é exotérmica e a energia de ativação, sem a presença do catalisador, é representada por **c**.
d) presença do catalisador diminui o ΔH da reação, representado por **c**.
e) presença do catalisador diminui a energia de ativação de **a** para **b** e mantém constante o ΔH da reação representado por **d**.

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

Exercícios adicionais

Resolva em seu caderno

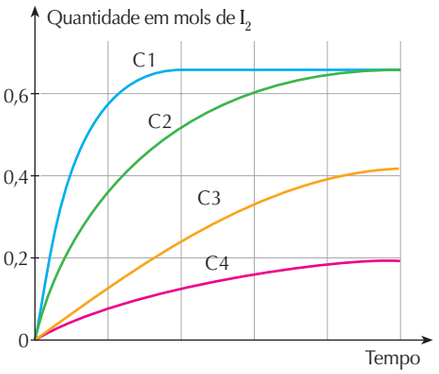
Seu (sua) professor(a) indicará o melhor momento para realizar os exercícios deste bloco.

39. (PUC-MG) A cinética da reação

$$2\ I^- + S_2O_8^{2-} \rightarrow I_2 + 2\ SO_4^{2-}$$

é estudada, com e sem catalisador, modificando-se os parâmetros concentração e temperatura. A tabela e o gráfico abaixo representam, respectivamente, as condições de experimentos dos estudos e as evoluções, com o tempo, da quantidade em mols de I_2 nessas condições.

Experimento	I	II	III	IV
Temperatura (°C)	40	60	60	40
Catalisador	sem	com	sem	sem
Concentração dos reagentes (mol/L)	0,1	0,1	0,1	0,05



ADILSON SECCO

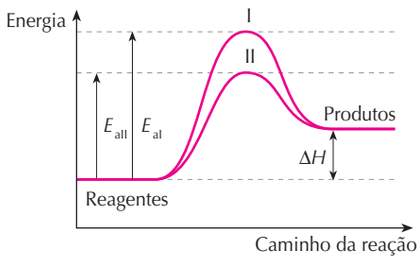
Relacione a segunda coluna com a primeira, fazendo a correspondência do número do experimento com a curva que representa a evolução da quantidade em mols de I_2, em função do tempo.

1. C1 (?) I
2. C2 (?) II
3. C3 (?) III
4. C4 (?) IV

Determine a sequência correta encontrada:

a) 2 − 3 − 4 − 1 **c)** 2 − 3 − 1 − 4
b) 3 − 1 − 2 − 4 **d)** 4 − 1 − 3 − 2

40. (UFPR) No diagrama a seguir estão representados os caminhos de uma reação na presença e na ausência de um catalisador.



ADILSON SECCO

Com base neste diagrama, é **correto** afirmar que (julgue em verdadeiro ou falso):

a) a curva **II** refere-se à reação catalisada e a curva **I** refere-se à reação não catalisada.
b) se a reação se processar pelo caminho **II**, ela será mais rápida.
c) a adição de um catalisador à reação diminui o valor de seu ΔH.
d) o complexo ativado da curva **I** apresenta a mesma energia do complexo ativado da curva **II**.
e) a adição do catalisador transforma a reação endotérmica em exotérmica.

41. (PUC-RS) Para responder a esta questão, analise as afirmativas abaixo.

I. Uma reação com energia de ativação 40 kJ é mais lenta que uma outra reação que apresenta energia de ativação igual a 130 kJ.
II. A adição de um catalisador a uma reação química proporciona um novo "caminho" de reação, no qual a energia de ativação é diminuída.
III. Um aumento de temperatura geralmente provoca um aumento na energia de ativação da reação.
IV. A associação dos reagentes com energia igual à energia de ativação constitui o complexo ativado.

Pela análise das afirmativas, conclui-se que somente estão corretas

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

42. (UFG-GO) A tabela abaixo apresenta os dados da quantidade de reagentes e produtos, ao longo do tempo, para uma reação genérica realizada em três condições, como representado:

$$A\ (s) + B\ (\ell) \longrightarrow C\ (\ell) \quad (I)$$
$$A\ (s) + B\ (\ell) \xrightarrow{\text{catalisador}} C\ (\ell) \quad (II)$$
$$A\ (\ell) + B\ (\ell) \xrightarrow{\text{catalisador}} C\ (\ell) \quad (III)$$

Quantidade de substância/(mol)			Tempo/(s)		
A	B	C	Reação (I)	Reação (II)	Reação (III)
1,00	1,00	0	0	0	0
0,75	0,75	0,25	3	2	1
0,50	0,50	0,50	6	4	2
0,25	0,25	0,75	9	6	3
0	0	1,00	12	8	4

a) Esquematize um gráfico da quantidade de produto em função do tempo, para a reação que ocorre com maior velocidade.
b) Considerando que o produto é mais estável que os reagentes, esboce, para as reações (I) e (II), um único gráfico de energia em função da coordenada de reação.

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

6 Lei cinética

6.1 A expressão da lei cinética

Para uma reação genérica cuja equação é:

$$a\,X + b\,Y \rightarrow \text{produtos}$$

denomina-se **lei de velocidade** ou **lei cinética** a seguinte expressão:

$$v = k \cdot [X]^m \cdot [Y]^n$$

em que:

v = velocidade (rapidez) da reação;

k = constante de velocidade (é uma constante de proporcionalidade, característica da reação e da temperatura);

[X] e [Y] = concentração dos reagentes X e Y, em mol/L;

m e n = expoentes **determinados experimentalmente**.

Os expoentes **m** e **n** são chamados de **ordem de reação**:

$$v = k \cdot [X]^m \cdot [Y]^n$$

m = Ordem da reação em relação a X
n = Ordem da reação em relação a Y
m + n = Ordem global da reação

6.2 Exemplos de lei cinética

Primeiro exemplo

Decomposição de N_2O_5: $2\,N_2O_5\,(g) \rightarrow 4\,NO_2\,(g) + O_2\,(g)$

A reação foi repetida algumas vezes, mudando-se a concentração inicial do reagente e mantendo-se a temperatura constante. A cada repetição, mediu-se a velocidade inicial da reação. Os valores foram tabelados:

$[N_2O_5]$ (mol/L)	Velocidade inicial (mol/L · h)
0,010	0,016
0,020	0,032
0,030	0,048

Analisando essa tabela, podemos notar que, quando a concentração de N_2O_5 duplica, a velocidade da reação também duplica. E, quando a concentração de N_2O_5 triplica, a velocidade também triplica.

$[N_2O_5]$ (mol/L)	Velocidade inicial (mol/L · h)
0,010	0,016
0,020 (· 2)	0,032 (· 2)
0,030 (· 3)	0,048 (· 3)

Concluímos, portanto, que a velocidade dessa reação é diretamente proporcional à concentração de N_2O_5, o que pode ser expresso matematicamente ou em palavras.

Em equação: $v = k \cdot [N_2O_5]$ (k é uma **constante de proporcionalidade**)

Em palavras: **A rapidez da reação de decomposição no N_2O_5, a temperatura constante, é diretamente proporcional à concentração, em mol/L, do reagente, N_2O_5.**

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

Segundo exemplo

Decomposição do NOBr: $2\ NOBr\ (g) \rightarrow 2\ NO\ (g) + Br_2\ (g)$

Aqui também a reação foi repetida algumas vezes, mudando-se a concentração do reagente e mantendo-se a temperatura constante.

[NOBr] (mol/L)	Velocidade inicial (mol/L · h)
0,010	0,085
0,020 (· 2)	0,340 (· 4)
0,030 (· 3)	0,765 (· 9)

Quando duplicamos a concentração do reagente, a velocidade fica multiplicada por 4 ($= 2^2$) e, quando a triplicamos, fica multiplicada por 9 ($= 3^2$). Assim, concluímos que, nesse caso, a velocidade varia com o quadrado da concentração do reagente.

Em equação: $v = k \cdot [NOBr]^2$

Em palavras: **A rapidez da reação de decomposição do NOBr, a temperatura constante, é diretamente proporcional ao quadrado da concentração, em mol/L, do reagente, NOBr.**

Terceiro exemplo

Reação entre os gases H_2 e NO: $2\ H_2\ (g) + 2\ NO\ (g) \rightarrow N_2\ (g) + 2\ H_2O\ (g)$

A reação foi repetida algumas vezes, alterando-se a concentração de um ou de ambos os reagentes e mantendo-se a temperatura constante.

$[H_2]$ (mol/L)	[NO] (mol/L)	Velocidade inicial (mol/L · h)
$1 \cdot 10^{-3}$ (· 2)	$1 \cdot 10^{-3}$ (Constante)	$3 \cdot 10^{-5}$ (· 2)
$2 \cdot 10^{-3}$ (Constante)	$1 \cdot 10^{-3}$ (· 2)	$6 \cdot 10^{-5}$ (· 4)
$2 \cdot 10^{-3}$	$2 \cdot 10^{-3}$	$24 \cdot 10^{-5}$

Comparando a primeira linha com a segunda, vemos que [NO] permanece constante, enquanto $[H_2]$ duplicou. A duplicação observada na velocidade certamente é consequência da duplicação da $[H_2]$. Assim, concluímos que a velocidade é diretamente proporcional à $[H_2]$.

Comparando a segunda linha com a terceira, notamos que $[H_2]$ permaneceu constante e que [NO] foi duplicada. Como consequência, a velocidade foi multiplicada por 4 ($= 2^2$). Concluímos, assim, que a velocidade é diretamente proporcional ao quadrado da [NO].

Em equação: $v = k \cdot [H_2] \cdot [NO]^2$

Em palavras: **A rapidez da reação entre o H_2 e o NO, a temperatura constante, é diretamente proporcional à primeira potência da concentração, em mol/L, do H_2 e ao quadrado da concentração, em mol/L, do NO.**

A expressão $v = k \cdot [H_2] \cdot [NO]^2$ indica que se trata de uma reação de **primeira ordem** em relação ao H_2, de **segunda ordem** em relação ao NO e de **terceira ordem** global.

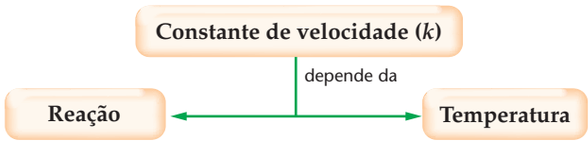
Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Temperatura e lei cinética

O efeito da temperatura se faz sentir sobre a constante da velocidade da reação (k). Para a reação genérica A + B → produtos, em que a lei cinética é $v = k \cdot [A]^m \cdot [B]^n$, verifica-se que, quanto **maior** for a temperatura, **maior** será o valor da constante de velocidade.

Energia de ativação e lei cinética

Quanto **menor** for a energia de ativação de uma reação, **maior** será a sua constante de velocidade (k), ou seja, quanto **menor** E_a, **maior** v.



Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

43. Para a reação de decomposição do N_2O_5, verificou-se que $v = k \cdot [N_2O_5]$. O que acontece com a velocidade quando:

a) duplicamos a concentração, em mol/L, de N_2O_5?

b) triplicamos a concentração, em mol/L, de N_2O_5?

44. Estudos revelaram que a decomposição do NOBr é uma reação para a qual $v = k \cdot [NOBr]^2$. O que acontece com sua velocidade se a concentração do NOBr, em mol/L, for:

a) duplicada? **b)** triplicada?

45. (UFRGS-RS) A reação "2 A + B → Produtos" apresenta uma lei de velocidade expressa por $v = k[A]^2$. Se a concentração do reagente A for mantida constante e a de B for duplicada, a velocidade de reação fica multiplicada por um fator igual a:

a) 0 **b)** 1 **c)** 2 **d)** 4 **e)** 8

46. (Cefet-PR) A reação:

$$NO_2\ (g) + CO\ (g) \rightarrow CO_2\ (g) + NO\ (g)$$

é de segunda ordem em relação ao NO_2 (g) e de ordem zero em relação ao CO (g). Em determinadas condições de pressão e temperatura, essa reação ocorre com velocidade v. Se triplicarmos a concentração de NO_2 (g) e duplicarmos a concentração de CO (g), a nova velocidade de reação v_1 será igual a:

a) $3v$. **b)** $6v$. **c)** $9v$. **d)** $12v$. **e)** $18v$.

47. (UFF-RJ) Considere a reação: M (g) + N (g) → O (g)
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)** $v = k[M][N]$

Exercícios adicionais

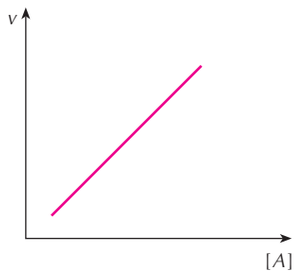
Resolva em seu caderno

Seu (sua) professor(a) indicará o melhor momento para realizar os exercícios deste bloco.

48. (UFRGS-RS) O estudo cinético para a reação $A \rightarrow B$ está representado no gráfico da velocidade de reação (v) em função da concentração do reagente A.
A partir desse gráfico, pode-se dizer que a lei de velocidade para essa reação é:

a) $v = k[A]^2$ **c)** $v = k$ **e)** $v = \frac{k}{[A]^2}$

b) $v = k[A]$ **d)** $v = \frac{k}{[A]}$



ADILSON SECCO

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

49. (UFPE) Para a reação $2\,A + B \rightarrow C + 3\,D$ foram obtidos os seguintes dados sobre velocidade inicial com respeito às concentrações iniciais dos reagentes:

[A] (mol/L)	[B] (mol/L)	$\Delta[A]/\Delta t$ (μmol/L · s)
0,127	0,346	1,5
0,254	0,346	3,0
0,254	0,692	12,0
0,254	1,038	x

Qual é o valor de x?

50. (UFMS) Considere a reação hipotética: $X + Y \rightarrow Z$. Os dados, tabelados abaixo, foram obtidos para a reação, após um estudo cinético.

Experiências	[X] (mol/L)	[Y] (mol/L)	velocidade [mol/(L · min)]
1	2,0	2,0	1,5
2	6,0	2,0	4,5
3	2,0	6,0	1,5

Baseado nos dados acima, é correto afirmar que a expressão da velocidade para a reação é:

a) $v = k[X][Y]$
b) $v = k[X]^2$
c) $v = k[Y]$
d) $v = k[X]$
e) $v = k[X]^2[Y]$

51. (Uesc-BA)

Experiência	Concentração inicial (mol/L)		Velocidade inicial de formação (mol/L · s)
	$(CH_3)_3CBr$	OH^-	$(CH_3)_3COH$
1	0,10	0,10	0,0010
2	0,20	0,10	0,0020
3	0,30	0,10	0,0030
4	0,10	0,20	0,0010
5	0,10	0,30	0,0010

Os dados da tabela foram obtidos a 55 °C, a partir da reação

$(CH_3)_3CBr\ (\ell) + OH^-\ (aq) \rightarrow$
$\rightarrow (CH_3)_3COH\ (aq) + Br^-\ (aq)$.

Com base nesses dados,

a) represente a expressão da lei da velocidade dessa reação;
b) determine o valor numérico da constante de velocidade.

52. (PUC-SP) Os dados abaixo referem-se à cinética da reação entre o monóxido de nitrogênio (NO) e o oxigênio (O_2), produzindo o dióxido de nitrogênio (NO_2).

[NO] (mol/L)	$[O_2]$ (mol/L)	Velocidade da reação (mol/L · s)	Temperatura (°C)
0,020	0,010	$1,0 \cdot 10^{-4}$	400
0,040	0,010	$4,0 \cdot 10^{-4}$	400
0,020	0,040	$4,0 \cdot 10^{-4}$	400
0,020	0,040	$16,0 \cdot 10^{-4}$	???

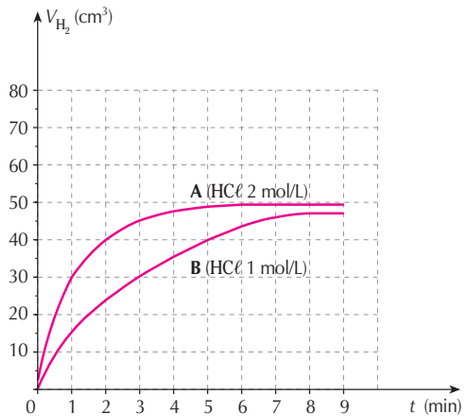
Analisando a tabela, é correto afirmar que:

a) a expressão da velocidade da reação é $v = k \cdot [NO] \cdot [O_2]$.
b) a temperatura no último experimento é maior que 400 °C.
c) a velocidade da reação independe da concentração de O_2.
d) o valor da constante de velocidade (k) a 400 °C é 1 L/mol.
e) o valor da constante de velocidade (k) é o mesmo em todos os experimentos.

53. (Unifesp-SP) Foi feito um estudo cinético da reação

$$Mg + 2\,H^+ \rightarrow Mg^{2+} + H_2,$$

medindo-se o volume de H_2 desprendido em função do tempo. O gráfico mostra os dados obtidos para duas concentrações diferentes de ácido: curva **A** para HCℓ, 2 mol/L, e **B** para HCℓ, 1 mol/L. Em ambos os casos, foi usada a mesma massa de magnésio.



ADILSON SECCO

a) Usando o gráfico, explique como varia a velocidade da reação com o tempo. Por que as duas curvas tendem a um mesmo valor?
b) Deduza a ordem da reação com relação à concentração do ácido, usando os dados de velocidade média no primeiro minuto da reação.

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

7 Teoria das colisões

7.1 Mecanismo das reações

Mediante experiências bastante elaboradas, as reações foram divididas em dois grandes grupos: as **reações elementares** e as **reações não elementares**.

> Chama-se **reação elementar** aquela em que as moléculas dos produtos se formam após uma **única** colisão eficaz entre moléculas reagentes.

Um exemplo é o processo equacionado como: $O_3 + NO \rightarrow O_2 + NO_2$, uma reação elementar que ocorre em uma **única colisão eficaz entre duas moléculas**, chamada de **colisão bimolecular**.

Outro exemplo é $2\ NO + H_2 \rightarrow N_2O + H_2O$, reação elementar que ocorre em uma **única colisão eficaz de três moléculas**, chamada de **colisão trimolecular**.

Existem, por sua vez, reações que **não** ocorrem em apenas uma única colisão de moléculas.

> Reação **não elementar** é a que ocorre por meio de **duas ou mais** etapas elementares. **Mecanismo de reação** é o conjunto de reações elementares que compõe uma reação química.

Veja exemplos de reações não elementares:

$$\begin{array}{rcl} 2\ NO & \rightarrow & N_2O_2 \\ N_2O_2 + O_2 & \rightarrow & 2\ NO_2 \\ \hline 2\ NO + O_2 & \rightarrow & 2\ NO_2 \end{array}$$

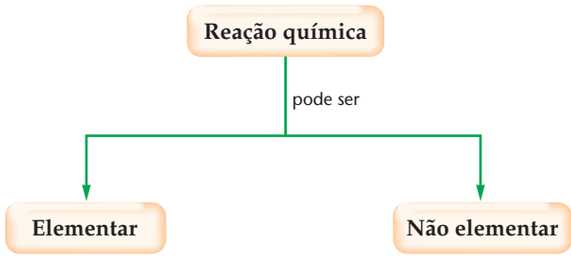
Primeira etapa
Segunda etapa
} Mecanismo de reação

Equação da reação global *não elementar*, que ocorre por meio de um mecanismo de *duas etapas*.

$$\begin{array}{rcl} C\ell_2 & \rightarrow & 2\ C\ell \\ C\ell + CO & \rightarrow & COC\ell \\ COC\ell + C\ell & \rightarrow & COC\ell_2 \\ \hline C\ell_2 + CO & \rightarrow & COC\ell_2 \end{array}$$

Primeira etapa
Segunda etapa
Terceira etapa
} Mecanismo de reação

Equação da reação global *não elementar*, que ocorre por intermédio de um mecanismo de *três etapas*.



É impossível dizer se uma reação é ou não elementar apenas olhando para a equação global. Os químicos que fazem pesquisas nessa área realizam experimentos detalhados para tentar chegar a esse tipo de conclusão. Mesmo assim, muitos casos ainda não foram completamente esclarecidos.

7.2 Lei cinética para reações elementares

É possível escrever a expressão da lei de velocidade para uma reação se conhecermos o seu mecanismo?

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

A resposta é sim. Comecemos pelas reações elementares. Considere como exemplo de **reação elementar** o processo A + B → produtos. A velocidade depende da probabilidade de ocorrer colisão simultânea de uma molécula de A com uma de B. Quanto maior for a concentração de A, maior será a probabilidade de haver as colisões necessárias. O mesmo ocorrerá quanto maior for a concentração de B. Assim, a velocidade é diretamente proporcional a ambas as concentrações.

$$A + B \rightarrow \text{produtos} \qquad v = k \cdot [A] \cdot [B]$$

No caso da reação elementar A + B + C → produtos, a velocidade da reação depende da probabilidade de ocorrer colisão simultânea de uma molécula de A, uma de B e outra de C. Assim, a velocidade da reação é proporcional à concentração de A, à de B e à de C:

$$A + B + C \rightarrow \text{produtos} \qquad v = k \cdot [A] \cdot [B] \cdot [C]$$

Imagine agora o caso A + 2 B → produtos. Devem colidir três moléculas, uma de A e duas de B, ou seja, A + B + B → produtos. Assim:

$$A + B + B \rightarrow \text{produtos} \qquad v = k \cdot [A] \cdot [B] \cdot [B] = k \cdot [A] \cdot [B]^2$$

> Para uma **reação elementar** $a\,A + b\,B \rightarrow$ produtos, a lei cinética é $v = k \cdot [A]^a \cdot [B]^b$, em que a e b são os números de moléculas de A e B que sofrem a colisão eficaz.

Assim, por exemplo, **se recebermos a informação de que as reações equacionadas a seguir são elementares**, poderemos escrever as respectivas leis de velocidade:

$$O_3 + NO \rightarrow O_2 + NO_2 \qquad v = k \cdot [O_3] \cdot [NO]$$

$$2\,NO + H_2 \rightarrow N_2O + H_2O \qquad v = k \cdot [NO]^2 \cdot [H_2]$$



PAUL SCHESLEY/STONE/GETTY IMAGES

▲ Uma analogia: quanto maior a concentração de homens e/ou de mulheres, maior a probabilidade de haver colisão entre um homem e uma mulher durante a dança. Homens e mulheres representam as moléculas de A e B na reação A + B → produtos. Flórida, EUA, 1995.



SÉRGIO DOTTA JR./CID



SÉRGIO DOTTA JR./CID

◄ Se algumas crianças brincarem nessas piscinas de bolinha, em qual das piscinas deverá ocorrer o contato entre uma bolinha vermelha e uma verde com maior frequência? Por quê? Que relação existe entre esse fenômeno e a lei cinética para reações elementares?

7.3 Lei cinética para reações não elementares

Vamos fazer uma analogia entre uma **reação não elementar** e um restaurante do tipo "bandejão". A velocidade da reação pode ser medida em mols por minuto e a do bandejão em pessoas por minuto. Suponha que cada um dos colocadores de alimento tenha habilidade para servir vinte pessoas por minuto. É óbvio que a fila do bandejão caminhará com velocidade de vinte pessoas por minuto, uma vez que cada pessoa precisa passar por todos os colocadores até poder iniciar sua refeição.

Imagine, agora, que um dos colocadores seja mais lento que os demais e consiga servir apenas cinco pessoas por minuto. A fila, nesse caso, andará com velocidade de cinco pessoas por minuto, pois não adianta os outros colocadores serem potencialmente rápidos se um deles "segura" toda a fila. O bandejão caminha com velocidade igual à do colocador mais lento.

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

Da mesma forma, **em uma reação não elementar, a etapa mais lenta controla a velocidade do processo todo**, não adiantando que as demais etapas sejam potencialmente rápidas. Portanto:

> Para uma **reação não elementar**, a velocidade da reação global é igual à velocidade da **etapa mais lenta** do mecanismo.

Para exemplificar, considere o seguinte processo:

$HBr + NO_2 \rightarrow HBrO + NO$	**Etapa lenta**
$HBr + HBrO \rightarrow H_2O + Br_2$	**Etapa rápida**
$2\,HBr + NO_2 \rightarrow H_2O + NO + Br_2$	**Equação da reação global**

$v_{\text{reação global}} = v_{\text{etapa lenta}} = k \cdot [HBr] \cdot [NO_2]$

Note que, **para escrever a lei de velocidade global, consultamos a etapa determinante da velocidade (a etapa lenta), e não a equação global**. Se assim o fizéssemos, por descuido, concluiríamos *erroneamente* que $v = k \cdot [HBr]^2 \cdot [NO_2]$.

Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

54. (UFRGS-RS) A reação

$NO\,(g) + O_3\,(g) \rightarrow NO_2\,(g) + O_2\,(g)$

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

a) será reduzida à metade.
b) permanecerá constante.
c) será duplicada.
d) será triplicada.
e) será quadruplicada.

55. Escreva a equação de velocidade (lei cinética) para as reações a seguir, considerando-as **elementares**:

a) $C_2H_4\,(g) + H_2\,(g) \rightarrow C_2H_6\,(g)$
b) $2\,C\ell O\,(g) \rightarrow C\ell_2\,(g) + O_2\,(g)$

56. (Acafe-SC) O óxido nítrico reage com hidrogênio, produzindo nitrogênio e vapor-d'água de acordo com a seguinte equação:

$2\,NO\,(g) + 2\,H_2\,(g) \rightarrow N_2\,(g) + 2\,H_2O\,(g)$

Acredita-se que essa reação ocorra em duas etapas:

$2\,NO + H_2 \rightarrow N_2O + H_2O$ (etapa lenta)
$N_2O + H_2 \rightarrow N_2 + H_2O$ (etapa rápida)

De acordo com esse mecanismo, a expressão da velocidade da reação é:

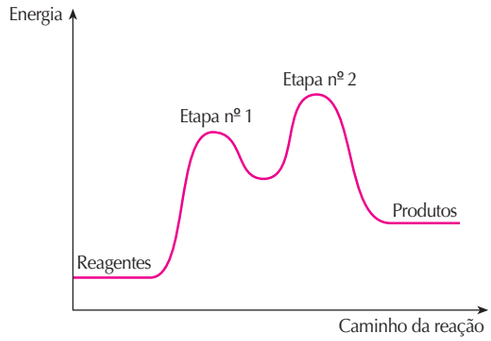
a) $v = k[NO]^2[H_2]$
b) $v = k[NO_2][H_2O]$
c) $v = k[NO][H_2]$
d) $v = k[N_2][H_2O]$
e) $v = k[N_2][H_2O]^2$

57. (UFRJ) A oxidação do brometo de hidrogênio pode ser descrita em 3 etapas:

I. $HBr\,(g) + O_2\,(g) \rightarrow HOOBr\,(g)$ (etapa lenta)
II. $HBr\,(g) + HOOBr\,(g) \rightarrow 2\,HOBr\,(g)$ (etapa rápida)
III. $HOBr\,(g) + HBr\,(g) \rightarrow Br_2\,(g) + H_2O\,(g)$ (etapa rápida)

Apresente a expressão da velocidade da reação de oxidação do brometo de hidrogênio.

58. (PUC-MG) Considere o gráfico a seguir, referente ao diagrama energético de uma reação química ocorrendo em 2 etapas:



ADILSON SECCO

Determine a afirmativa incorreta:

a) A etapa nº 1 é endotérmica.
b) A etapa nº 2 é exotérmica.
c) A reação global é endotérmica.
d) A velocidade da reação é determinada pela etapa nº 2.

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

8 Mecanismo de atuação do catalisador

8.1 Catálise homogênea e heterogênea

Compare atentamente os seguintes pares de processos catalíticos:

$$2\,H_2O_2\,(aq) \xrightarrow{I^-\,(aq)} 2\,H_2O\,(\ell) + O_2\,(g)$$ **Catalisador e reagente na fase aquosa**

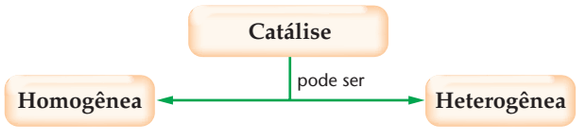
$$2\,H_2O_2\,(aq) \xrightarrow{MnO_2\,(s)} 2\,H_2O\,(\ell) + O_2\,(g)$$ **Catalisador e reagente em fases diferentes**

$$2\,N_2O\,(g) \xrightarrow{C\ell_2\,(g)} 2\,N_2\,(g) + O_2\,(g)$$ **Catalisador e reagente na fase gasosa**

$$2\,N_2O\,(g) \xrightarrow{Au\,(s)} 2\,N_2\,(g) + O_2\,(g)$$ **Catalisador e reagente em fases diferentes**

Como você pode perceber, catalisador e reagente(s) podem constituir um sistema homogêneo (uma só fase) ou heterogêneo (duas ou mais fases).

Catálise homogênea é aquela em que o catalisador e os reagentes estão em uma **mesma fase**, formando um sistema homogêneo.
Catálise heterogênea é aquela em que o catalisador e os reagentes estão em **fases diferentes**, formando um sistema heterogêneo.



8.2 O mecanismo de uma catálise homogênea

Quando o peróxido de hidrogênio (em meio aquoso) sofre decomposição na presença de íons iodeto (I^-), também aquosos, o mecanismo é o seguinte:

$$H_2O_2 + I^- \longrightarrow H_2O + IO^-$$

$$H_2O_2 + IO^- \longrightarrow H_2O + O_2 + I^-$$

O I^- é consumido na primeira etapa mas é reposto na segunda. Assim, ele pode tomar parte nesse processo várias vezes, até que a reação se complete.

$$2\,H_2O_2 \xrightarrow{I^-} 2\,H_2O + O_2$$ **Equação da reação global**

O íon iodeto permitiu que a reação ocorresse por um mecanismo que tem o íon IO^- como intermediário. Perceba que o **catalisador** (I^-) **participa do mecanismo da reação.** Ele **é consumido na primeira etapa, porém é formado na segunda**; assim **não é efetivamente consumido no processo global**.

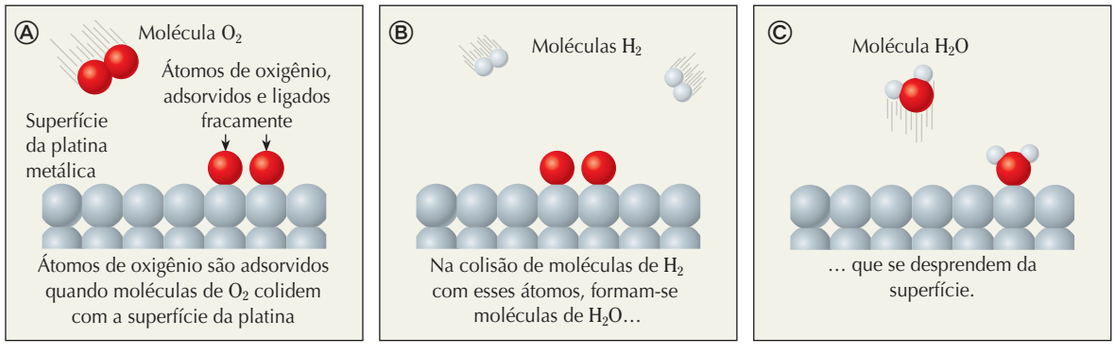
8.3 O mecanismo de uma catálise heterogênea

Quando oxigênio e hidrogênio gasosos reagem sob catálise de platina sólida para formar água, a reação ocorre mais rapidamente graças ao fato de a platina **adsorver** moléculas de gás (**adsorver** significa aderir à superfície).

Moléculas de O_2, ao serem adsorvidas, sofrem um enfraquecimento na ligação entre os átomos (veja figura Ⓐ, na próxima página). Quando uma molécula de H_2 colide com um desses átomos de oxigênio adsorvidos (figura Ⓑ), forma-se uma molécula de H_2O, que é liberada (figura Ⓒ).

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

Note que, na catálise heterogênea, tal como na homogênea, **o catalisador participa da reação, porém não é efetivamente consumido**.



ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

Mecanismo proposto para a reação entre hidrogênio e oxigênio catalisada por platina sólida. (Representação esquemática na qual os átomos aparecem como esferas em cores fantasiosas e fora de proporção.)
Fonte: Esquema elaborado a partir de PIMENTEL, G. C.; SPRATLEY, R. D. *Química*: um tratamento moderno. São Paulo: Edgard Blücher, 1981. v. 2. p. 344.

A DESTRUIÇÃO DA CAMADA DE OZÔNIO: UMA CATÁLISE HOMOGÊNEA

A sigla **CFC (clorofluorocarbono)** designa uma família de compostos formados pelos elementos cloro, flúor e carbono na sua composição, sendo também conhecidos por **freons**. Eles foram muito usados em produtos tipo *spray*. Um dos mais utilizados apresenta fórmula molecular $CF_2C\ell_2$, sendo chamado de freon-12.

Em uma altitude de 20 a 30 km (região que faz parte da chamada estratosfera), na qual existe concentração de ozônio relativamente alta, o freon origina átomos livres de cloro (aqui simbolizados por $C\ell\bullet$).

$$CF_2C\ell_2 \xrightarrow{\text{luz ultravioleta}} \bullet CF_2C\ell + C\ell\bullet$$

O átomo de cloro livre ($C\ell\bullet$) não é estável, pois possui sete elétrons na última camada. A bolinha preta (•) representa o elétron que pode ser usado para fazer uma ligação. Os átomos livres de cloro produzidos na quebra da molécula de freon catalisam a decomposição do ozônio em oxigênio.

$$O_3 + C\ell\bullet \longrightarrow O_2 + C\ell O\bullet$$
$$C\ell O\bullet + O_3 \longrightarrow 2\,O_2 + C\ell\bullet$$
$$2\,O_3 \xrightarrow{C\ell\bullet} 3\,O_2$$

Note que $C\ell\bullet$ não é efetivamente consumido.

Equação da reação global

Pela repetição dessas duas etapas, um átomo de $C\ell\bullet$ consegue tomar parte em um processo que destrói várias moléculas de O_3. (Esse mecanismo foi simplificado para facilitar a compreensão.) O ozônio existente na estratosfera é um importante filtro dos raios ultravioleta provenientes do Sol, que podem causar, entre outros efeitos, câncer de pele e destruição de algumas espécies vegetais.

O Brasil e mais de 130 outros países assinaram, em 1989, o acordo internacional para a eliminação de CFCs, denominado **Protocolo de Montreal**, comprometendo-se a eliminar progressivamente o uso desses compostos em *sprays* e outras aplicações. Em 2007, o acordo já contava com a assinatura de 191 países, que haviam eliminado 95% do uso de CFC. No Brasil, segundo dados do governo federal referentes ao Plano Nacional de Eliminação de CFCs, o pouco remanescente destina-se à manutenção de equipamentos de regrigeração e de ar condicionado e à produção dos inaladores de dose medida, como é o caso das bombinhas para asmáticos.



SÉRGIO DOTTA JR./CID

▲ Em muitos países, incluindo o Brasil, os CFCs não são mais usados nos aerossóis, tendo sido substituídos por propano (C_3H_8) e butano (C_4H_{10}).



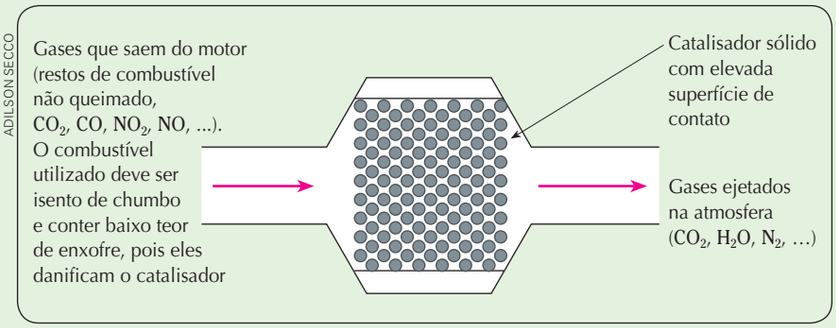
VOLKER STEGER/SCIENCE PHOTO LIBRARY/LATINSTOCK
LEE CELANO/REUTERS/LATINSTOCK
OLIVIER MORIN/STAFF/AFP/GETTY IMAGES

▲ Paul Crutzen (Ⓐ) em 2006, F. Sherwood Rowland (Ⓑ) em 1995 e Mario Molina (Ⓒ) em 2009, que receberam o Prêmio Nobel em 1995 pela descoberta do efeito destrutivo dos CFCs sobre a camada de ozônio.

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

USANDO CATALISADOR PARA COMBATER A POLUIÇÃO: UMA CATÁLISE HETEROGÊNEA

Os dispositivos antipoluição chamados de **conversores catalíticos** (popularmente conhecidos apenas como "catalisadores") são construídos de modo a forçar os gases que saem do motor do automóvel a passar por uma "colmeia" contendo um catalisador apropriado. Esse catalisador aumenta a velocidade de uma série de complexas reações que transformam gases tóxicos em outros não tóxicos, diminuindo a poluição atmosférica.



ADILSON SECCO

▲ Algumas das substâncias presentes nos conversores catalíticos que atuam como catalisadores contêm os metais ródio (Rh), platina (Pt), paládio (Pd) e irídio (Ir). Como se trata de catálise heterogênea, a reação acontece com as moléculas adsorvidas na superfície do catalisador. Justamente por isso, ele deve apresentar alta superfície de contato. (Representação esquemática, em corte e com cores fantasiosas.)



CORTESIA DA NEWTECHNOS

▲ Conversores catalíticos antipoluição, abertos para permitir visualização do interior. (Diâmetro médio: 10 cm.)

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

Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

59. Classifique os processos equacionados a seguir como **catálise homogênea** ou **catálise heterogênea**.

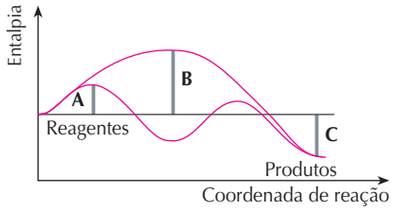
a) $C_2H_4\ (g) + H_2\ (g) \xrightarrow{Ni\ (s)} C_2H_6\ (g)$

b) $2\ H_2O_2\ (aq) \xrightarrow{Br_2\ (aq)} 2\ H_2O\ (\ell) + O_2\ (g)$

c) $2\ O_3\ (g) \xrightarrow{C\ell\ (g)} 3\ O_2\ (g)$

d) $2\ H_2\ (g) + O_2\ (g) \xrightarrow{Pt\ (s)} 2\ H_2O\ (g)$

60. (Unirio) A figura abaixo representa a ação de um catalisador na entalpia de uma reação química e, consequentemente, na velocidade da reação.



ADILSON SECCO

Dê o significado de cada uma das três variações de entalpia indicadas na figura.

61. (Vunesp) O peróxido de hidrogênio, H_2O_2, comumente chamado de água oxigenada, pode reagir com íons I^- em solução aquosa, segundo uma reação que se processa em duas etapas:

(1ª etapa, lenta)
$H_2O_2 + I^- \rightarrow H_2O + IO^-$

(2ª etapa, rápida)
$H_2O_2 + IO^- \rightarrow H_2O + O_2 + I^-$

a) Com base nessas etapas, pode-se afirmar que a reação é catalisada? Justifique sua resposta.

b) Escreva a equação química balanceada da reação global que ocorre entre peróxido de hidrogênio e íons I^- em solução.

62. A respeito do processo envolvido na questão anterior, responda às perguntas:

a) Qual é a lei cinética (equação de velocidade) da reação global?

b) O que ocorre com a velocidade do processo se a concentração de iodeto (I^-) for duplicada?

Informe-se sobre a Química

"Platina na forma de nanocubos otimiza células de hidrogênio

Em nanoescala, quase tudo é surpreendente. Enquanto a esfera é considerada a forma perfeita nas dimensões humanas e supra-humanas, cientistas descobriram que cubos — mais especificamente, nanocubos — de platina são catalisadores muito mais eficientes do que o mesmo metal em outros formatos.

Área superficial dos catalisadores

A área superficial dos catalisadores é um elemento-chave na otimização das reações químicas — quanto maior sua área, maior será o contato dos reagentes com o catalisador e, por decorrência, maior será a eficiência do processo.

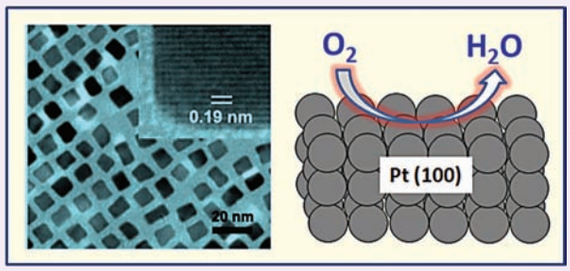
Agora, o Dr. Shouheng Sun, da Universidade de Brown, nos Estados Unidos, demonstrou que o formato das nanopartículas pode ter um papel ainda mais importante.

Células de hidrogênio

Ao tentar maximizar o potencial da platina para uso em células de hidrogênio, o Dr. Sun descobriu que construir a camada de catálise com nanocubos desse metal aumenta a eficiência da reação em até quatro vezes, em relação a outros formatos.

A platina ajuda a reduzir a barreira de energia — a quantidade de energia necessária para iniciar uma reação — na fase de oxidação da célula de hidrogênio.

O metal nobre também é útil no outro extremo da célula a combustível, conhecido como catodo. No catodo ela ajuda na redução do oxigênio, um processo no qual os elétrons arrancados dos átomos de hidrogênio juntam-se com átomos de oxigênio, formando água — o único resíduo resultante da operação de uma célula de hidrogênio.



SHOUHENG SUN/BROWN UNIVERSITY

▲ Nanocubos de platina com cerca de 7 nm de largura vistos ao microscópio eletrônico de transmissão. À direita, representação esquemática, em cores fantasiosas, da reação catalisada pelos nanocubos.

Economia

'Para esta reação, o formato é mais importante do que o tamanho', explica Sun. O próximo passo é construir uma célula de hidrogênio para testar o catalisador de nanocubos. Sun afirma que a quantidade de energia gerada pelo protótipo deverá ser significativamente superior à das células atuais.

Sendo um metal nobre, a platina é extremamente cara, e qualquer otimização do seu uso pode levar a uma redução na quantidade de metal utilizado, reduzindo significativamente o custo de toda a célula de hidrogênio."

Fonte: *Inovação Tecnológica*. 25 de abril, 2008. Disponível em: <http://www.inovacaotecnologica.com.br>. Acesso em: 16 mar. 2010.

Você entendeu a leitura? Responda em seu caderno

1. Volte à seção *Informe-se sobre a Química* do capítulo 4 e identifique, no esquema desenhado para uma célula a combustível, onde seriam aplicados os catalisadores de platina.

2. O esquema apresentado nesta leitura representa a reação catalisada pela platina em que eletrodo?

3. Pesquise aplicações da platina como catalisador ou com outras finalidades e cite que características desse metal são aproveitadas nessas aplicações.

4. Sun afirma que a quantidade de energia gerada pelo protótipo deverá ser significativamente superior à das células atuais. Discuta com seus colegas o porquê dessa afirmação de Sun.

Reavalie o que você pensa a respeito

Resolva em seu caderno

Verifique em que mudaram suas concepções prévias

Reveja sua resposta à atividade da segunda página deste capítulo, reavalie o que escreveu, discuta com seus colegas e, se julgar necessário, elabore novas justificativas ou aprimore as que tinha escrito. Apresente-as ao professor.

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

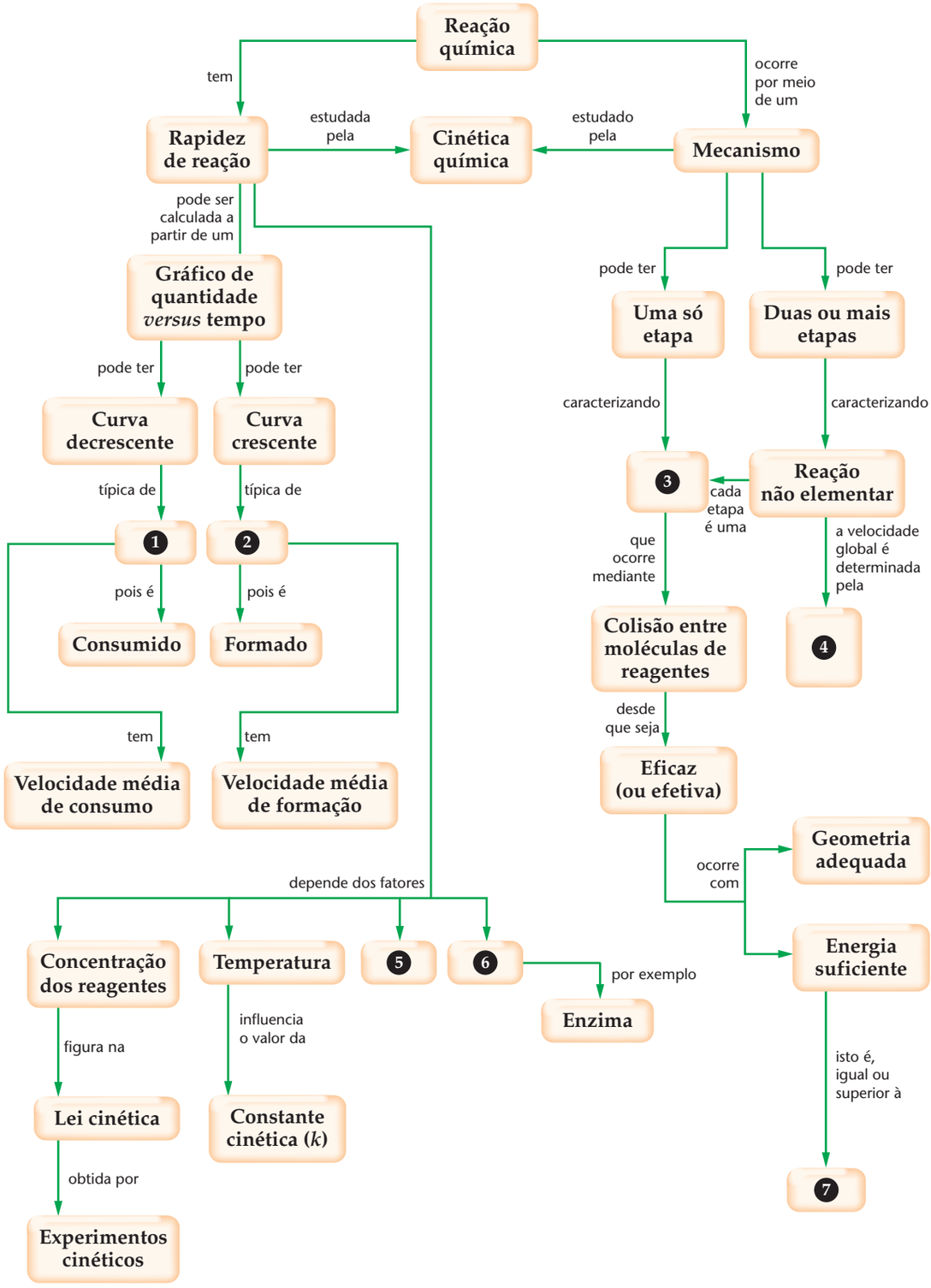
ESTABELEÇA CONEXÕES

Resolva em seu caderno

Importante:
Este mapa é apenas uma das muitas possibilidades de relacionar esses conteúdos conceituais.

MAPA CONCEITUAL – CINÉTICA QUÍMICA

Revise os conceitos estudados e decida como podem ser completados os locais em que aparecem os números.



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

CAPÍTULO 8

Equilíbrio químico: a coexistência de reagentes e produtos



SÉRGIO DOTTA JR./CID

Alguns conteúdos importantes:

- ✔ *Constante de equilíbrio químico em função das concentrações e em função das pressões parciais*
- ✔ *Equilíbrios homogêneos* versus *equilíbrios heterogêneos*
- ✔ *Grau de equilíbrio*
- ✔ *Princípio de Le Chatelier*
- ✔ *Lei de Ostwald*
- ✔ *Autoionização e produto iônico da água*
- ✔ *Escala de pH e escala de pOH*
- ✔ *Hidrólise de sais*
- ✔ *Influência da temperatura sobre a solubilidade de sólidos em água*
- ✔ *Influência da pressão e da temperatura sobre a solubilidade de gases em água*
- ✔ *Solubilidade e produto de solubilidade*

• ATENÇÃO

Experimentos envolvendo o NO_2 (dióxido de nitrogênio) NÃO devem ser feitos pelo aluno, nem sob a supervisão e orientação do professor.

O equilíbrio envolvendo esse gás e o N_2O_4 é utilizado aqui APENAS como exemplo para permitir a compreensão do tema equilíbrio químico.

O NO_2 é um gás castanho avermelhado, tóxico e de cheiro irritante, que causa desde dor de cabeça até edema pulmonar, arritmia cardíaca e convulsões.

◄ Partindo de uma situação inicial em que há apenas reagentes, um sistema pode convergir para uma situação em que há reagentes e produtos coexistindo (existindo simultaneamente) com concentrações invariáveis ao longo do tempo. Estudar essa situação em que a reação aparentemente "parou" de acontecer, denominada **equilíbrio químico**, é a meta deste capítulo.
Na foto, frasco em que há o equilíbrio $N_2O_4\,(g) \rightleftharpoons 2\,NO_2\,(g)$.

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

O que você pensa a respeito?

Resolva em seu caderno

Sondagem de concepções prévias

Na lista abaixo estão relacionados alguns termos e conceitos. Indique no seu caderno aqueles que você julga que estejam relacionados à imagem e justifique sua escolha. Discuta com seus colegas e apresente as conclusões ao professor.

- equilíbrio homogêneo
- equilíbrio heterogêneo
- solubilidade de gás em líquido
- Princípio de Le Chatelier
- Lei de Henry
- hidrólise salina



CHARLES D. WINTERS/PHOTO RESEARCHERS/LATINSTOCK

Pare e situe-se!

Texto introdutório ao capítulo

Um dos grandes progressos da história da Química foi a compreensão de que as reações químicas nem sempre se completam, isto é, nem sempre apresentam rendimento 100%. Os químicos observaram que, em muitos casos, mesmo após tempo suficientemente prolongado (após a mistura dos reagentes) para que a reação termine, ainda restam reagentes no sistema.

Partindo de uma situação inicial em que há apenas reagentes, um sistema pode convergir para uma situação em que há reagentes e produtos coexistindo (existindo simultaneamente) com concentrações invariáveis ao longo do tempo. Estudar essa situação em que a reação aparentemente "parou" de acontecer, denominada **equilíbrio químico**, é a meta deste capítulo. O conceito de equilíbrio químico é um dos mais importantes da Química e é fundamental que você o domine.

Os itens 1 a 4 introduzem o conceito de equilíbrio químico, quantificam (colocam em números) a situação de equilíbrio por meio dos conceitos de **constante de equilíbrio** e **grau de equilíbrio** e apresentam o **Princípio de Le Chatelier**, que permite prever o efeito de perturbações externas sobre um sistema em equilíbrio.

Os itens 5 a 8 aplicam o conceito de equilíbrio às reações que envolvem íons em solução aquosa. O grande destaque aqui é a **escala de pH** (potencial hidrogeniônico), usada para expressar o quanto ácido ou o quanto básico é um meio aquoso.

Os itens 9 a 12 abordam os **equilíbrios heterogêneos**, aqueles que envolvem participantes em mais de uma fase. Essa abordagem permite a compreensão de acontecimentos relacionados à solubilidade de gases ou de sólidos em água, que têm muitos desdobramentos práticos.

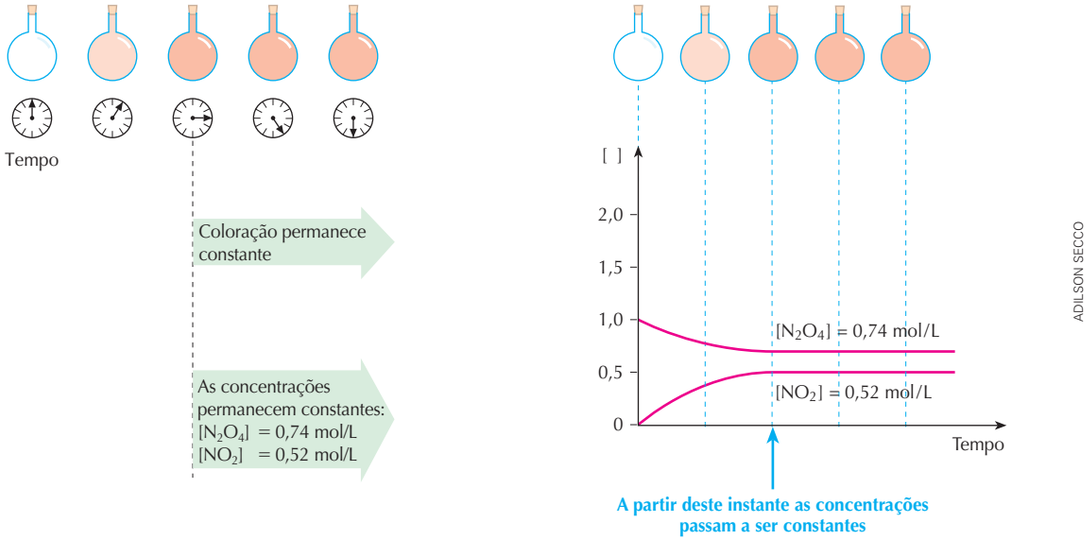
Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

1 Conceito de equilíbrio químico

Considere o seguinte relato de resultado experimental. Colocou-se 1 mol de N_2O_4 em um recipiente de 1 L, mantido à temperatura constante de 100 °C. O interesse é investigar a transformação do N_2O_4 (gás incolor) em NO_2 (gás castanho):

$$\underset{\textbf{Incolor}}{N_2O_4\,(g)} \quad \rightarrow \quad \underset{\textbf{Castanho}}{2\,NO_2\,(g)}$$

Observa-se que, com o passar do tempo, a coloração castanha vai se tornando cada vez mais intensa até atingir um momento a partir do qual permanece constante. Nesse momento, uma análise revela que, além do NO_2 produzido, ainda resta N_2O_4 dentro do recipiente.



ADILSON SECCO

O fato de muitas reações químicas não chegarem a se completar totalmente está relacionado ao conceito de *equilíbrio químico*.

Nem a reação direta, $N_2O_4 \rightarrow 2\,NO_2$, nem a inversa, $2\,NO_2 \rightarrow N_2O_4$, se processam completamente. Ambas parecem parar em um ponto intermediário, que é denominado situação de *equilíbrio químico*.

> **Equilíbrio químico** é a situação na qual as concentrações dos participantes da reação não se alteram, pois as reações direta e inversa estão se processando com velocidades iguais. É uma situação de **equilíbrio dinâmico**.

Os químicos utilizam as seguintes representações* para mostrar que uma reação é reversível, isto é, pode ocorrer em ambos os sentidos, tendendo a atingir a situação de equilíbrio:

$$N_2O_4\,(g) \rightleftarrows 2\,NO_2\,(g) \qquad \text{ou} \qquad N_2O_4\,(g) \rightleftharpoons 2\,NO_2\,(g)$$

* De acordo com o *Compendium of Chemical Terminology – IUPAC Recommendations* (conhecido como *Golden Book*), publicação que contém as recomendações da União Internacional de Química Pura e Aplicada (IUPAC) referentes ao uso da terminologia química, em uma equação química "diferentes símbolos são usados para conectar os reagentes e produtos, com os seguintes significados: = para uma relação estequiométrica; → para uma reação completa no sentido direto; ⇄ para uma reação que ocorra em ambos os sentidos; ⇌ para uma reação em equilíbrio". Assim, embora seja mais recomendável empregar o sinal ⇌ para indicar que uma reação está em equilíbrio químico, o sinal ⇄ e, às vezes, o = também são usados com essa intenção.

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

1.1 Equilíbrios homogêneos e heterogêneos

Equilíbrios homogêneos são aqueles em que todos os participantes estão em uma mesma fase, constituindo, portanto, um sistema homogêneo. Exemplos:

$N_2O_4\,(g) \rightleftharpoons 2\,NO_2\,(g)$ — **Reagentes e produtos na fase gasosa**

$CH_3COOH\,(aq) \rightleftharpoons H^+\,(aq) + CH_3COO^-\,(aq)$ — **Reagentes e produtos na fase aquosa**

Equilíbrios heterogêneos são aqueles em que os participantes estão em mais de uma fase, constituindo, portanto, um sistema heterogêneo. Exemplos:

$NH_4C\ell\,(s) \rightleftharpoons NH_3\,(g) + HC\ell\,(g)$ — **Há mais de uma fase no sistema em equilíbrio (uma sólida e uma gasosa)**

$Mg(OH)_2\,(s) \rightleftharpoons Mg^{2+}\,(aq) + 2\,OH^-\,(aq)$ — **Há mais de uma fase no sistema em equilíbrio (uma sólida e uma aquosa)**

Os equilíbrios heterogêneos são um pouco mais complexos e, por esse motivo, vamos deixá-los para a parte final deste capítulo.



EDUARDO SANTALIESTRA/CID

▲ No vinagre existe um equilíbrio homogêneo envolvendo o ácido acético: $CH_3COOH\,(aq) \rightleftharpoons H^+\,(aq) + CH_3COO^-\,(aq)$
No leite de magnésia existe um equilíbrio heterogêneo envolvendo o hidróxido de magnésio (que se apresenta como um sólido finamente dividido): $Mg(OH)_2\,(s) \rightleftharpoons Mg^{2+}\,(aq) + 2\,OH^-\,(aq)$

2 Constanted ee quilíbrioe mf unção dasc oncentrações

2.1 Equacionando matematicamente o equilíbrio

Suponhamos que, no equilíbrio $N_2O_4\,(g) \rightleftharpoons 2\,NO_2\,(g)$, tanto a reação direta quanto a inversa sejam elementares, isto é, ocorram em uma só etapa. Desse modo, podemos escrever a equação de velocidade para cada uma delas:

Reação direta: $N_2O_4\,(g) \rightarrow 2\,NO_2\,(g)$ $\qquad v_1 = k_1 \cdot [N_2O_4]$

Reação inversa: $N_2O_4\,(g) \leftarrow 2\,NO_2\,(g)$ $\qquad v_2 = k_2 \cdot [NO_2]^2$

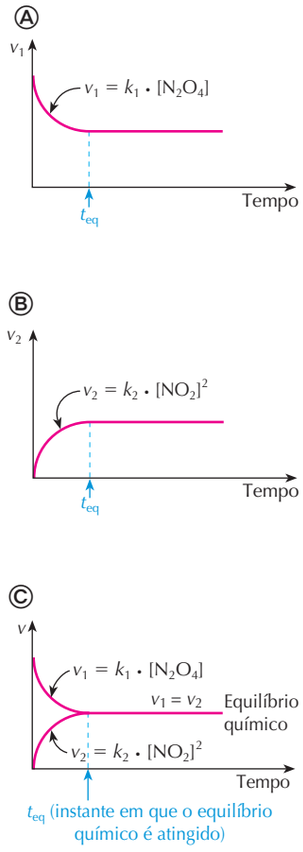
No início da experiência, $[N_2O_4] = 1$ mol/L. À medida que o tempo passa, o N_2O_4 vai sendo consumido e, portanto, sua concentração vai diminuindo, acarretando diminuição de v_1. Quando o equilíbrio químico é atingido, a $[N_2O_4]$ passa a ficar constante e, consequentemente, v_1 também passa a ser constante (gráfico Ⓐ).

A velocidade da reação inversa (v_2) é nula no início da experiência, pois inicialmente não existe produto ($[NO_2] = 0$). Com o passar do tempo, o NO_2 vai sendo formado e a $[NO_2]$ vai aumentando, o que faz v_2 também aumentar até o momento em que o equilíbrio é alcançado e v_2 passa a permanecer constante, pois $[NO_2]$ não varia mais (gráfico Ⓑ).

Podemos construir um único gráfico no qual mostramos a variação de v_1 e v_2 até atingir o equilíbrio, quando v_1 e v_2 se igualam (gráfico Ⓒ).

A partir do momento em que o equilíbrio é alcançado, podemos igualar v_1 e v_2 dadas pelas expressões vistas anteriormente e deduzir a seguinte expressão:

$$v_1 = v_2 \Rightarrow k_1 \cdot [N_2O_4] = k_2 \cdot [NO_2]^2 \Rightarrow \frac{k_1}{k_2} = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]} = \text{constante}$$



ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

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

Como k_1 e k_2 são constantes, então k_1/k_2 é constante. Essa nova constante é chamada de **constante de equilíbrio em função das concentrações**, e é simbolizada por K_C. Para o equilíbrio em questão, temos:

$$N_2O_4\,(g) \rightleftharpoons 2\,NO_2\,(g) \qquad K_C = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]}$$

O significado dessa expressão é que, **a uma certa temperatura fixa**, quando a reação estiver em equilíbrio químico, as concentrações de N_2O_4 e NO_2 obedecem à relação que diz que o resultado do cálculo $[NO_2]^2/[N_2O_4]$ é igual a um valor numérico fixo, representado por K_C. Para a reação em questão, realizada a 100 °C, esse valor é 0,36. Para entender melhor esse conceito, analise cuidadosamente a tabela 1.

TABELA 1 **Dados para o equilíbrio $N_2O_4\,(g) \rightleftharpoons 2\,NO_2\,(g)$, a 100 °C**

Início		No equilíbrio		$\frac{[NO_2]^2_{eq}}{[N_2O_4]_{eq}}$
$[N_2O_4]_i$ (mol/L)	$[NO_2]_i$ (mol/L)	$[N_2O_4]_{eq}$ (mol/L)	$[NO_2]_{eq}$ (mol/L)	
1,0	0,0	0,74	0,52	0,36
2,0	0,0	1,62	0,76	0,36
3,0	0,0	2,52	0,96	0,36

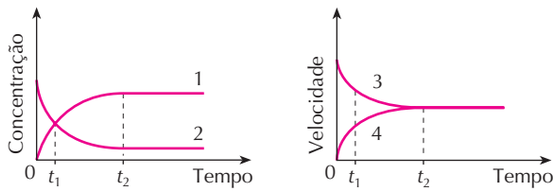
Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

1. (UFG-GO) Os seguintes gráficos representam variáveis de uma reação química.

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO



Os gráficos indicam que

a) no instante t_1, a velocidade da reação direta é igual a 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.

2. (UFRGS-RS) Uma reação química atinge o equilíbrio químico quando:

a) ocorre simultaneamente nos sentidos direto e inverso.

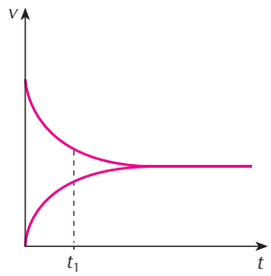
b) as velocidades das reações direta e inversa são iguais.

c) os reagentes são totalmente consumidos.

d) a temperatura do sistema é igual à do ambiente.

e) a razão entre as concentrações de reagentes e produtos é unitária.

3. (UFRGS-RS) O gráfico a seguir representa a evolução de um sistema onde uma reação reversível ocorre até atingir o equilíbrio.



ADILSON SECCO

Sobre o ponto t_1, neste gráfico, pode-se afirmar que indica:

a) uma situação anterior ao equilíbrio, pois as velocidades das reações direta e inversa são iguais.

b) um instante no qual o sistema já alcançou o equilíbrio.

c) uma situação na qual as concentrações de reagentes e produtos são necessariamente iguais.

d) uma situação anterior ao equilíbrio, pois a velocidade da reação direta está diminuindo e a velocidade da reação inversa está aumentando.

e) um instante no qual o produto das concentrações dos reagentes é igual ao produto das concentrações dos produtos.

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

2.2 Generalizando o conceito de K_C

Vimos que, para o equilíbrio $N_2O_4 \rightleftharpoons 2\ NO_2$, a constante de equilíbrio (K_C) a 100 °C, é igual a 0,36.

O valor da **constante de equilíbrio** para uma reação, em uma certa temperatura, **não depende das concentrações iniciais** de reagentes e de produtos.

Vamos, agora, generalizar o conceito de constante de equilíbrio. Considere a representação a seguir referente a um equilíbrio homogêneo:

$$a\ A + b\ B \rightleftharpoons c\ C + d\ D$$

Supondo elementares as reações direta e inversa:

Reação direta: $v_1 = k_1 \cdot [A]^a \cdot [B]^b$

Reaçãoi nversa: $v_2 = k_2 \cdot [C]^c \cdot [D]^d$

Igualando v_1 e v_2, temos:

$$k_1 \cdot [A]^a \cdot [B]^b = k_2 \cdot [C]^c \cdot [D]^d \Rightarrow \frac{k_1}{k_2} = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b} = \text{c onstante}$$

A **expressão da constante de equilíbrio em função das concentrações** é definida como a multiplicação das concentrações (no equilíbrio) em mol/L dos produtos dividida pela dos reagentes, todas elevadas aos respectivos coeficientes estequiométricos.

$$\underset{\textbf{Reagentes}}{a\ A + b\ B} \rightleftharpoons \underset{\textbf{Produtos}}{c\ C + d\ D} \qquad K_C = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

Cada reação possui sua própria expressão para a constante de equilíbrio. O valor numérico dessa constante também é característico de cada reação, a uma certa temperatura. Para uma mesma reação, variações de temperatura afetam o valor de K_C.

Na química de nível superior, é possível fazer uma demonstração geral de que o resultado do cálculo $[C]^c[D]^d/[A]^a[B]^b$, envolvendo as concentrações no equilíbrio, permanecec onstantem esmoe ms et ratandod er eaçõesd iretae i nversan ãoe lementares.

As concentrações que aparecem em K_C possuem unidade mol/L. Assim, dependendo de sua expressão matemática, a constante K_C possuirá diferentes unidades como por exemplo $(mol/L)^2$, $(mol/L)^1$, $(mol/L)^{-1}$, $(mol/L)^{-2}$, ou mesmo $(mol/L)^0$, o que equivale à ausência de unidade*.

Esteja atento

Em exercícios de vestibular, K_C é, às vezes, tratado como um número adimensional e, outras vezes, como número provido de unidade.

2.3 Espontaneidade de uma reação

Vamos considerar dois exemplos de equilíbrio químico e suas constantes de equilíbrio a 25 °C:

$2\ SO_2\ (g) + O_2\ (g) \rightleftharpoons 2\ SO_3\ (g)$ $\quad K_C = 9{,}9 \cdot 10^{+25}$ **Valor relativamente alto**

$N_2\ (g) + O_2\ (g) \rightleftharpoons 2\ NO\ (g)$ $\quad K_C = 1{,}0 \cdot 10^{-30}$ **Valor relativamente baixo**

* Na Química universitária, costuma-se trabalhar com K_C como sendo um **número adimensional** (sem unidade) e, por essa razão, é frequente encontrarmos autores que não colocam unidades em K_C. Nesse caso em particular não se trata de um erro, pois para isso existem razões científicas, as quais, entretanto, estão além dos objetivos deste livro. (Cf. ATKINS, P.; JONES L. *Chemical principles, the quest for insight*. 4. ed. Nova York: Freeman, 2008. p. 360, ou LEVINE, I. *Physical Chemistry*. 6. ed. Nova York: McGraw-Hill, 2009. p. 177-179, ou MOORE, W. J. *Físico-química*. 4. ed. São Paulo: Edgard Blücher, 1988. p. 263.)

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

O primeiro equilíbrio possui um **valor relativamente alto** para K_C, o que revela que na situação de equilíbrio químico teremos muito **mais produto do que reagente**. Em outras palavras, podemos dizer que esta é uma reação muito favorecida. Já no segundo exemplo a constante de equilíbrio é **relativamente pequena**, o que revela que a reação é muito pouco favorecida, ou seja, no equilíbrio temos muito **maisr eagented oq uepr oduto**.

O numerador é $9{,}9 \cdot 10^{25}$ vezes maior que o denominador. No equilíbrio há mais produto do que reagente.

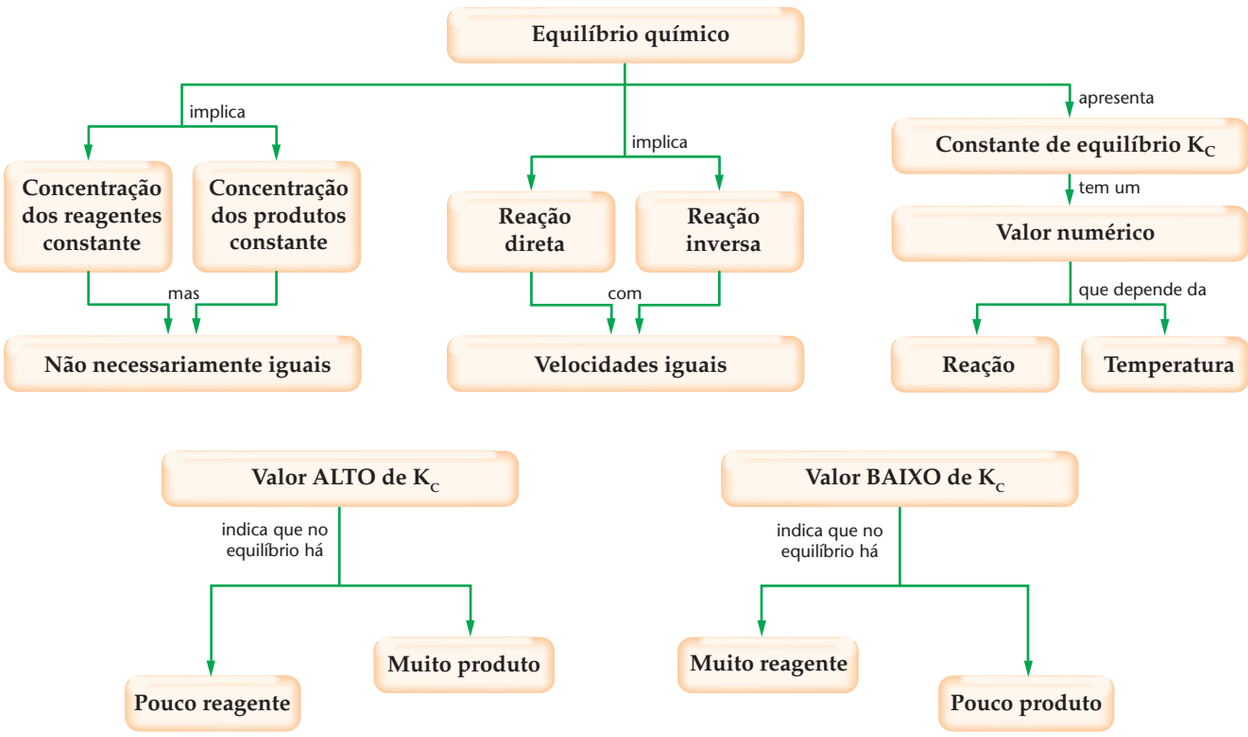
$$\frac{[SO_3]^2}{[SO_2]^2 \cdot [O_2]} = 9{,}9 \cdot 10^{+25}$$

$$\frac{[NO]^2}{[N_2] \cdot [O_2]} = 1{,}0 \cdot 10^{-30}$$

O denominador é $1{,}0 \cdot 10^{30}$ vezes maior que o numerador. No equilíbrio há mais reagente do que produto.

Podemos concluir que o valor da constante de equilíbrio nos permite avaliar a tendência que determinadat ransformaçãoq uímicat emp araa contecer.

Uma reação é tanto **mais favorecida** (mais espontânea), ou seja, **tende a formar maior quantidade de produto** a uma certa temperatura **quanto maior for o valor da sua constante de equilíbrio** nessa temperatura.



2.4 Grau de equilíbrio

Voltemos ao caso do resultado experimental referente ao equilíbrio $N_2O_4\ (g) \rightleftharpoons 2\ NO_2\ (g)$, descrito no início do capítulo. Note que a quantidade de N_2O_4 que reagiu (0,26 mol) representa 26% da quantidade inicial (1 mol). Os químicos costumam utilizar, além da constante de equilíbrio, uma outra grandeza chamada **grau de equilíbrio**, simbolizada por α:

$$\alpha = \frac{\text{quantidade, em mols, que reagiu até atingir o equilíbrio}}{\text{quantidade, em mols, inicial de reagente}}$$

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



ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

No exemplo em questão:

$$\alpha = \frac{0{,}26\ \text{mol}}{1{,}00\ \text{mol}} = 0{,}26 \qquad \text{ou} \qquad \alpha = 26\%$$

O **grau de equilíbrio** será sempre um **número entre 0 e 1** (ou seja, **entre 0% e 100%**), que **expressa o rendimento da reação**. Assim, por exemplo, dizer que uma reação apresenta $\alpha = 26\%$ equivale a dizer que seu rendimento é 26%.

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

Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

Exercício Resolvido

4. Escreva a expressão da constante de equilíbrio em função das concentrações (K_C) para a reação assim equacionada:

$4\ NH_3\ (g) + 5\ O_2\ (g) \rightleftharpoons 4\ NO\ (g) + 6\ H_2O\ (g)$

Resolução

$$K_C = \frac{[NO]^4 \cdot [H_2O]^6}{[NH_3]^4 \cdot [O_2]^5}$$

5. (UFF-RJ) Determine a opção que apresenta a expressão da constante de equilíbrio, em termos de concentração de reagentes e produtos, para a reação

$$H_2\ (g) + I_2\ (g) \rightleftharpoons 2\ HI\ (g)$$

a) $\dfrac{[HI]^2}{[H_2]\ [I_2]}$ **c)** $\dfrac{[HI]^2}{[H_2] + [I_2]}$ **e)** $\dfrac{2[HI]}{[H_2]\ [I_2]}$

b) $\dfrac{[H_2]\ [I_2]}{[HI]^2}$ **d)** $\dfrac{[H_2]\ [I_2]}{2\ [HI]}$

6. Escreva a expressão de K_C para os seguintes equilíbrios:

a) $CO\ (g) + C\ell_2\ (g) \rightleftharpoons COC\ell_2\ (g)$

b) $2\ NO_2\ (g) \rightleftharpoons 2\ NO\ (g) + O_2\ (g)$

c) $2\ SO_2\ (g) + O_2\ (g) \rightleftharpoons 2\ SO_3\ (g)$

7. (PUC-RS) Dada a expressão da constante de equilíbrio em termos de concentração de produtos e reagentes:

$$K_C = \frac{[NO]^2 \cdot [O_2]}{[NO_2]^2}$$

a equação química que pode ser representada por essa expressão é:

a) $2\ NO_2\ (g) \rightleftharpoons 2\ NO\ (g) + O_2\ (g)$

b) $2\ NO\ (g) + O_2\ (g) \rightleftharpoons 2\ NO_2\ (g)$

c) $NO_2\ (g) \rightleftharpoons 2\ NO\ (g) + O_2\ (g)$

d) $2\ NO_2\ (g) \rightleftharpoons NO\ (g) + O\ (g)$

e) $NO\ (g) + O_2\ (g) \rightleftharpoons 2\ NO_2\ (g)$

Exercício Resolvido

8. (PUC-SP) Em determinadas condições de temperatura e pressão, existe 0,5 mol/L de N_2O_4 em equilíbrio com 2 mol/L de NO_2, segundo a equação $N_2O_4\ (g) \rightleftharpoons 2\ NO_2\ (g)$. Qual o valor da constante (K_C) desse equilíbrio nas condições da experiência?

Resolução

Como o problema forneceu as **concentrações presentes no equilíbrio**, basta introduzi-las na expressão de K_C:

$$N_2O_4\ (g) \rightleftharpoons 2\ NO_2\ (g)$$

$$K_C = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]} = \frac{(2)^2}{(0{,}5)} = 8$$

9. (Fuvest-SP) A altas temperaturas, N_2 reage com O_2 produzindo NO, um poluente atmosférico:

$$N_2\ (g) + O_2\ (g) \rightleftharpoons 2\ NO\ (g)$$

À temperatura de 2.000 kelvin, 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)** $4 \cdot 10^{-5}$ mol/L

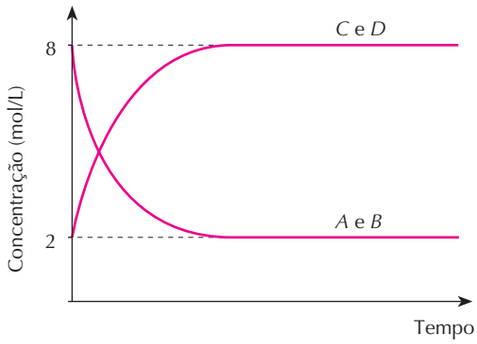
b) $4{,}0 \cdot 10^{-9}$ mol/L **e)** $1{,}6 \cdot 10^{-4}$ mol/L

c) $1{,}0 \cdot 10^{-5}$ mol/L

10. (UFV-MG) Considere uma reação hipotética:

$$A + B \rightleftharpoons C + D$$

O gráfico da variação da concentração dos reagentes e produtos, em função do tempo, a uma dada temperatura, é mostrado abaixo.



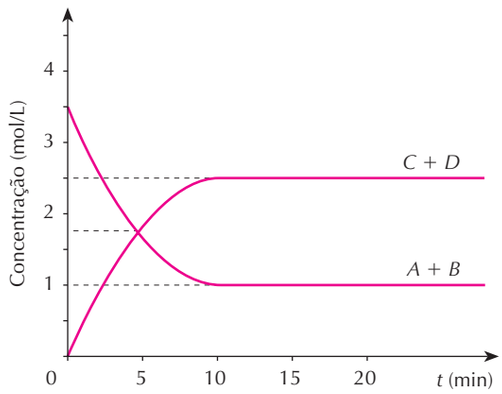
ADILSON SECCO

A constante de equilíbrio para a reação é:

a) 4 **c)** $\frac{1}{4}$ **e)** 16

b) $\frac{1}{16}$ **d)** 6

11. (UFSM-RS) O gráfico a seguir mostra a variação, em função do tempo, da concentração de *A*, *B*, *C* e *D* durante a reação de 3,5 mol/L de *A* com 3,5 mol/L de *B*, a 25 °C. Observe que as concentrações de *A*, *B*, *C* e *D* para o cálculo de Ke estão indicadas no gráfico.



ADILSON SECCO

Considerando a reação $A + B \rightleftharpoons C + D$, o equilíbrio químico foi alcançado aos ■ minutos, e o valor de Ke, quanto à concentração, é ■.

Determine a alternativa que completa corretamente as lacunas.

a) 5; 1,75 **d)** 20; 1,75

b) 10; 2,25 **e)** 10; 6,25

c) 5; 6,25

▲ **COMENTÁRIO DOS AUTORES:**

Esse enunciado usou "Ke" para representar K_C.

12. (Fuvest-SP) O equilíbrio de dissociação do H_2S gasoso é representado pela equação

$$2\ H_2S\ (g) = 2\ H_2\ (g) + S_2\ (g)$$

Em um recipiente de 2,0 dm^3 estão em equilíbrio 1,0 mol de H_2S, 0,20 mol de H_2 e 0,80 mol de S_2. Qual o valor da constante de equilíbrio K_C?

a) 0,016 **d)** 12,5

b) 0,032 **e)** 62,5

c) 0,080

▲ **COMENTÁRIO DOS AUTORES:**

Lembre-se de que 1 dm^3 = 1 L.

13. (Uema) Na equação $aA + bB \overset{1}{\underset{2}{\rightleftharpoons}} cC + dD$, após atingir o equilíbrio químico, podemos concluir a constante de equilíbrio $K_C = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$, a respeito da qual é correto afirmar que:

a) quanto maior for o valor de K_C, menor será o rendimento da reação direta.

b) K_C independe da temperatura.

c) se as velocidades das reações direta e inversa forem iguais, então $K_C = 0$.

d) K_C depende das molaridades iniciais dos reagentes.

e) quanto maior for o valor de K_C, maior será a concentração dos produtos.

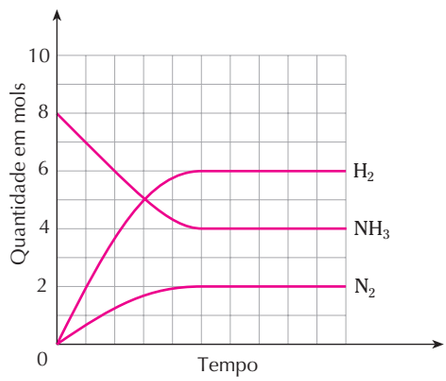
14. (Unifor-CE) São colocados 8,0 mol de amônia num recipiente fechado de 5,0 L de capacidade. Acima de 450 °C, estabelece-se, após algum tempo, o equilíbrio:

$$2\ NH_3\ (g) \rightleftharpoons 3\ H_2\ (g) + N_2\ (g)$$

Sabendo que a variação da quantidade em mols dos participantes está registrada no gráfico a seguir, podemos afirmar que, nessas condições, a constante de equilíbrio, K_C, é igual a:

a) 27,00 **c)** 1,08

b) 5,40 **d)** 2,16



ADILSON SECCO

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

Exercícios adicionais

Resolva em seu caderno

Seu (sua) professor(a) indicará o melhor momento para realizar os exercícios deste bloco.

Exercício Resolvido

15. Em um recipiente de 1 L são introduzidos 5,0 mol de N_2O_4 que se transformam em NO_2: N_2O_4 (g) $\rightleftharpoons$ $\rightleftharpoons$ 2 NO_2 (g).Uma vez atingido o equilíbrio, resta no sistema 1,3 mol de reagente. Calcule K_C na temperatura desse experimento.

Resolução

Esse problema difere dos anteriores por não fornecer diretamente todas as concentrações presentes no equilíbrio. No entanto, podemos descobrir a $[NO_2]$ no equilíbrio montando uma tabela, na qual vamos fazer a contabilidade das quantidades que participam do processo. Uma tabela como essa pode ser preenchida com valores de concentração, em mol/L, ou quantidade, em mol. No caso, vamos preenchê-la com concentrações; temos dois dados para começar.

Concentração inicial do reagente — **Os locais em cinza não serão usados**

	N_2O_4 (g) $\rightleftharpoons$	2 NO_2 (g)
Início	5,0	—
Reagiu	3,7	—
Formou	—	7,4
No equilíbrio	1,3	7,4

Chegamos a esse valor assim: 5,0 − 1,3 = 3,7

Concentrações que colocamos na expressão de K_C

Os locais em rosa guardam a proporção dos coeficientes: 1 : 2 — 3,7 : 7,4

$$K_C = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]} = \frac{(7,4)^2}{(1,3)} \Rightarrow \boxed{K_C = 42}$$

Neste capítulo veremos outras situações cuja análise é facilitada por essa tabela. É importante que você adquira familiaridade com sua utilização.

16. Calcule o grau de equilíbrio para a reação do exercício anterior.

17. Ainda sobre o mesmo exercício, esboce um gráfico das concentrações de N_2O_4 e NO_2 em função do tempo.

Exercício Resolvido

18. (UFRGS-RS) Num vaso de reação a 45 °C e 10 atm foram colocados 1,0 mol de N_2 e 3,0 mol de H_2. O equilíbrio que se estabeleceu pode ser representado pela equação abaixo.

$$N_2\ (g) + 3\ H_2\ (g) \rightleftharpoons 2\ NH_3\ (g)$$

Qual a composição da mistura no estado de equilíbrio se nessa condição são obtidos 0,08 mol de NH_3?

	N_2	H_2	NH_3
a)	1,0 mol	3,0 mol	0,08 mol
b)	0,96 mol	2,92 mol	0,16 mol
c)	0,84 mol	2,84 mol	0,16 mol
d)	0,84 mol	2,92 mol	0,08 mol
e)	0,96 mol	2,88 mol	0,08 mol

Resolução

Os números em **negrito** são dados no enunciado.

$$N_2\ (g) + 3\ H_2\ (g) \rightleftharpoons 2\ NH_3\ (g)$$

Início	**1,00**	**3,00**	—
Reagiu	0,04	0,12	
Formou			0,08
No equilíbrio	0,96	2,88	**0,08**

Proporção dos coeficientes 1 : 3 : 2

Alternativa **e**.

19. (UFMG) 0,80 mol/L de A é misturado com 0,80 mol/L de B. Esses dois compostos reagem lentamente, produzindo C e D, de acordo com a reação A + B $\rightleftharpoons$ C + D. Quando o equilíbrio é atingido, a concentração de C é medida, encontrando-se o valor 0,60 mol/L. Qual o valor da constante de equilíbrio K_C dessa reação?

20. (PUC-MG) Um mol de H_2 e um mol de Br_2 são colocados em um recipiente de 10 L de capacidade, a 575 °C. Atingindo-se o equilíbrio, a análise do sistema mostrou que 0,20 mol de HBr está presente. Calcule o valor de K_C, a 575 °C, para a reação

$$H_2\ (g) + Br_2\ (g) \rightleftharpoons 2\ HBr\ (g)$$

21. (Unicamp-SP) Em um recipiente de 1,0 dm^3, introduziu-se 0,10 mol de butano gasoso que, em presença de um catalisador, isomerizou-se em isobutano:

$$\text{butano (g)} \rightleftharpoons \text{isobutano (g)}$$

A constante desse equilíbrio é 2,5 nas condições do experimento. Qual a concentração em mol/dm^3 do isobutano no equilíbrio?

▲ **Comentário dos autores:**

Não há necessidade de você saber as fórmulas moleculares do butano e do isobutano para resolver essa questão. Basta perceber que os coeficientes estequiométricos são 1 e 1.

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

22. Calcule o grau de equilíbrio para o exercício anterior.

23. Ainda sobre o mesmo exercício, construa um gráfico mostrando a variação das concentrações de butano e isobutano com o passar do tempo.

24. 64,0 g de HI gasoso sofrem decomposição a temperatura constante em recipiente fechado:

$$2\ HI\ (g) \rightleftharpoons H_2\ (g) + I_2\ (g)$$

Estabelecido o equilíbrio, verifica-se a presença de 12,8 g de HI no sistema. Pede-se:

a) o grau de equilíbrio;

b) o valor da constante de equilíbrio;

c) um gráfico de quantidade, em mols, *versus* tempo para cada participante.

▲ **COMENTÁRIO DOS AUTORES:**

Consulte a tabela periódica para obter as massas atômicas e, a partir delas, as massas molares.

25. (Fuvest-SP) Um recipiente fechado de 1 litro contendo inicialmente, à temperatura ambiente, 1 mol de I_2 e 1 mol de H_2 é aquecido a 300 °C. Com isto estabelece-se o equilíbrio

$$H_2\ (g) + I_2\ (g) \rightleftharpoons 2\ HI\ (g)$$

cuja constante é igual a $1{,}0 \cdot 10^2$. Qual a concentração, em mol/L, de cada uma das espécies H_2 (g), I_2 (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) $\frac{1}{11}, \frac{1}{11}, \frac{10}{11}$

26. (Uespi) Se 1 mol de H_2 e 1 mol de I_2 em recipiente de 1 L atingirem a condição de equilíbrio a 500 °C, a concentração de HI no equilíbrio será ($K_C = 64$):

a) 1,60 **c)** 3,60 **e)** 0,80

b) 1,80 **d)** 2,54

27. (Furg-RS) Responda a partir da análise da tabela apresentada:

	Ácido acético (mol/L)	Etanol (mol/L)	Acetato de etila (mol/L)	Água (mol/L)
Início	0,10	1,00	zero	zero
Equilíbrio	???	???	0,097	???

Considerando a reação de esterificação do ácido acético com o etanol, de acordo com a tabela acima, é correto afirmar que:

a) todo o ácido reagiu.

b) todo o álcool reagiu.

c) há produto em excesso no equilíbrio.

d) há álcool em excesso no início da reação.

e) a concentração de água no equilíbrio é o dobro da concentração de éster.

▲ **COMENTÁRIO DOS AUTORES:**

A reação envolvida, estudada na Química Orgânica, pode ser assim representada:

ácido acético + etanol ⇌ acetato de etila + água

com todos os **coeficientes unitários**.

28. (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 **AB** (g) ⇌ 2 **CD** (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, o único que se encontra em equilíbrio é o sistema:

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

29. (Fuvest-SP) A produção industrial de metanol envolve o equilíbrio representado por:

$$CO\ (g) + 2\ H_2\ (g) \rightleftharpoons CH_3OH\ (g)$$

Numa experiência de laboratório colocaram-se 2 mol de CO e 2 mol de CH_3OH num recipiente vazio de 1 L. Em condições semelhantes às do processo industrial foi alcançado o equilíbrio. Quando a concentração de equilíbrio de H_2 for x mol/L, a de CH_3OH será:

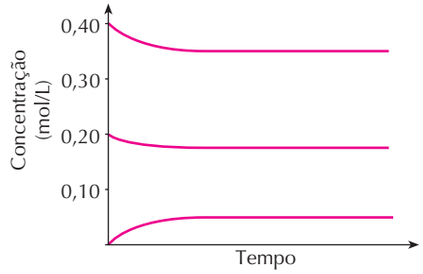
a) $2 - x$ **c)** $\frac{x}{2}$ **e)** $2 + \frac{x}{2}$

b) $2 - \frac{x}{2}$ **d)** $2 + x$

30. (Fuvest-SP) Em uma experiência, aqueceu-se, a uma determinada temperatura, uma mistura de 0,40 mol de dióxido de enxofre e 0,20 mol de oxigênio, contidos em um recipiente de 1 L e na presença de um catalisador. A equação química, representando a reação reversível que ocorre entre esses dois reagentes gasosos, é

$$2\ SO_2\ (g) + O_2\ (g) \rightleftharpoons 2\ SO_3\ (g)$$

As concentrações dos reagentes e do produto foram determinadas em vários tempos, após o início da reação, obtendo-se o gráfico:



ADILSON SECCO

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

Em uma nova experiência, 0,40 mol de trióxido de enxofre, contido em um recipiente de 1 L, foi aquecido à mesma temperatura da experiência anterior e na presença do mesmo catalisador. Acompanhando-se a reação ao longo do tempo, deve-se ter, ao atingir o equilíbrio, uma concentração de SO_3 de aproximadamente:

a) 0,05 mol/L. **c)** 0,20 mol/L. **e)** 0,40 mol/L.
b) 0,18 mol/L. **d)** 0,35 mol/L.

31. (Ufes) A constante de equilíbrio K_C é igual a 10,50 para a seguinte reação, a 227 °C:

$$CO\ (g) + 2\ H_2\ (g) \rightleftharpoons CH_3OH\ (g)$$

O valor de K_C para a reação abaixo, na mesma temperatura, é

$$2\ CO\ (g) + 4\ H_2\ (g) \rightleftharpoons 2\ CH_3OH\ (g)$$

a) 3,25 **c)** 10,50 **e)** 110,25
b) 5,25 **d)** 21,00

32. (UFMS) Supõe-se que a 2.000 °C a reação

$$H_2\ (g) + CO_2\ (g) \rightleftharpoons H_2O\ (g) + CO\ (g)$$

apresenta $K_C = 4{,}00$. Injetando-se 1,00 mol de cada componente (H_2, CO_2, H_2O, CO), simultaneamente, num recipiente de 10,0 litros, e deixando-os entrar em equilíbrio à temperatura citada, é correto afirmar que, no equilíbrio (julgue os itens como verdadeiros ou falsos, e dê como resposta a soma dos números das afirmações corretas):

(01) as concentrações dos componentes são iguais a 0,10 mol/L.
(02) as concentrações dos produtos são menores que as concentrações dos reagentes.
(04) em relação às concentrações iniciais, as concentrações dos reagentes diminuíram na mesma proporção em que as dos produtos aumentaram, respectivamente.
(08) as concentrações de H_2 (g) e de CO_2 (g) são aproximadamente iguais a $6{,}67 \cdot 10^{-2}$ mol/L.
(16) as concentrações de H_2O (g) e de CO (g) são aproximadamente iguais a $1{,}33 \cdot 10^{-2}$ mol/L.

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

3 Constanted ee quilíbrioe mf unção das pressões parciais

A constante de equilíbrio K_C de que temos tratado até agora deve, na verdade, ser chamada de **constante de equilíbrio em função das concentrações**.

Existe uma outra constante denominada **constante de equilíbrio em função das pressões parciais** que se aplica a equilíbrios envolvendo gases. Ela é simbolizada por K_P, e sua **expressão matemática** é definida como segue:

A **expressão da constante de equilíbrio em função das pressões parciais (K_P)** é definida como a multiplicação das pressões parciais (no equilíbrio), em atm, dos produtos dividida pela dos reagentes, com todas as pressões elevadas aos respectivos coeficientes estequiométricos.

$$a\ A\ (g) + b\ B\ (g) \rightleftharpoons c\ C\ (g) + d\ D\ (g) \qquad K_P = \frac{(P_C)^c \cdot (P_D)^d}{(P_A)^a \cdot (P_B)^b}$$

Reagentes **Produtos**

Alguns exemplos de expressão de K_P são:

$$N_2O_4\ (g) \rightleftharpoons 2\ NO_2\ (g) \qquad K_P = \frac{(P_{NO_2})^2}{P_{N_2O_4}}$$

$$N_2\ (g) + 3\ H_2\ (g) \rightleftharpoons 2\ NH_3\ (g) \qquad K_P = \frac{(P_{NH_3})^2}{(P_{N_2}) \cdot (P_{H_2})^3}$$

A constante K_P possui significado análogo a K_C, porém **só se aplica a equilíbrios em que haja participação de gases**. Para entender melhor, analise atentamente a tabela 2. Ela se refere a uma série de experiências (cada linha corresponde a uma delas) em que se coloca N_2O_4 em um recipiente fechado de volume constante, à temperatura fixa de 100 °C.

TABELA 2 Dados para o equilíbrio $N_2O_4\ (g) \rightleftharpoons 2\ NO_2\ (g)$, a 100 °C

Início		No equilíbrio		
$(P_{N_2O_4})_i$ (atm)	$(P_{NO_2})_i$ (atm)	$(P_{N_2O_4})_{eq}$ (atm)	$(P_{NO_2})_{eq}$ (atm)	$\frac{(P_{NO_2})^2_{eq}}{(P_{N_2O_4})_{eq}}$
1,0	0,0	0,221	1,558	11
2,0	0,0	0,656	2,688	11
3,0	0,0	1,190	3,620	11

Reflita sobre esta pergunta

O valor numérico de K_P pode ser igual ao de K_C? Em caso negativo, por que não? Em caso afirmativo, em quais situações?

Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

Exercício Resolvido

33. Escreva a expressão da constante de equilíbrio em função das pressões parciais (K_P) para a reação assim equacionada:

$4\ NH_3\ (g) + 5\ O_2\ (g) \rightleftharpoons 4\ NO\ (g) + 6\ H_2O\ (g)$

Resolução

A expressão é: $K_P = \dfrac{P_{NO}^4 \cdot P_{H_2O}^6}{P_{NH_3}^4 \cdot P_{O_2}^5}$

34. Escreva a expressão de K_P para os seguintes equilíbrios:

a) $CO\ (g) + C\ell_2\ (g) \rightleftharpoons COC\ell_2\ (g)$

b) $2\ NO_2\ (g) \rightleftharpoons 2\ NO\ (g) + O_2\ (g)$

c) $N_2\ (g) + 3\ H_2\ (g) \rightleftharpoons 2\ NH_3\ (g)$

d) $2\ N_2O_5\ (g) \rightleftharpoons 4\ NO_2\ (g) + O_2\ (g)$

35. (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:

$N_2\ (g) + O_2\ (g) \rightleftharpoons 2\ NO\ (g); \quad \Delta H = +180{,}8\ kJ$

Supondo o sistema em equilíbrio e que numa determinada temperatura as pressões parciais dos gases em equilíbrio são iguais a: $P_{NO} = 0{,}1$ atm; $P_{N_2} = 0{,}2$ atm; $P_{O_2} = 0{,}01$ atm, determine o valor correto da constante de equilíbrio (K_P).

a) 0,2 **b)** 4 **c)** 5 **d)** 40 **e)** 50

36. (Vunesp) O hidrogênio pode ser obtido do metano, de acordo com a equação química em equilíbrio:

$CH_4\ (g) + H_2O\ (g) \rightleftharpoons CO\ (g) + 3\ H_2\ (g)$

A constante de equilíbrio dessa reação é igual a 0,20 a 900 K. Numa mistura dos gases em equilíbrio a 900 K, as pressões parciais de CH_4 (g) e de H_2O (g) são ambas iguais a 0,40 atm e a pressão parcial de H_2 (g) é de 0,30 atm.

a) Dê a expressão da constante de equilíbrio.

b) Calcule a pressão parcial de CO (g) no equilíbrio.

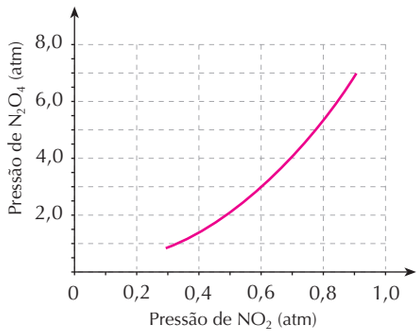
Exercícios adicionais

Resolva em seu caderno

Seu (sua) professor(a) indicará o melhor momento para realizar os exercícios deste bloco.

37. (Fuvest-SP) No gráfico, 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:

$2\ NO_2\ (g) \rightleftharpoons N_2O_4\ (g)$



ADILSON SECCO

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 **b)** 2 **c)** 4 **d)** 8 **e)** 12

38. (UCS-RS) Em um recipiente fechado sob pressão de 6 atm, é mantido o sistema gasoso:

$2\ SO_2\ (g) + O_2\ (g) \rightleftharpoons 2\ SO_3\ (g)$

constituído por 0,40 mol de dióxido de enxofre, 1,60 mol de oxigênio e 2,00 mol de trióxido de enxofre. O valor da constante de equilíbrio do sistema, em termos de pressões parciais, é aproximadamente:

a) 8,4 **b)** 9,4 **c)** 10,4 **d)** 11,4 **e)** 12,4

▲ **Comentário dos autores:**

Lembre-se, do estudo dos gases, de que a pressão parcial de um gás A (P_A) é dada por: $P_A = x_A \cdot P_{total}$ em que x_A é a fração em mols, assim calculada:

$$x_A = \frac{n_A}{n_{total}}$$

39. (Fuvest-SP) O Brasil produz, anualmente, cerca de $6 \cdot 10^6$ toneladas de ácido sulfúrico pelo processo de contacto. Em uma das etapas do processo há, em fase gasosa, o equilíbrio

$2\ SO_2\ (g) + O_2\ (g) \rightleftharpoons 2\ SO_3\ (g) \qquad K_P = 4{,}0 \cdot 10^4$

que se estabelece à pressão total de P atm e temperatura constante. Nessa temperatura, para que o valor da relação $\dfrac{x_{SO_3}^2}{x_{SO_2}^2 x_{O_2}}$ seja igual a $6{,}0 \cdot 10^4$, o valor de P deve ser:

a) 1,5
b) 3,0
c) 15
d) 30
e) 50

x = fração em quantidade de matéria (fração molar) de cada constituinte na mistura gasosa
K_P = constante de equilíbrio

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

4 Deslocamento de equilíbrio

É possível alterar um equilíbrio químico por meio de algumas ações externas. Tal tipo de ação é chamado **perturbação do equilíbrio**, e a sua consequência é denominada **deslocamento do equilíbrio**.

Existe um importantíssimo princípio químico que permite prever qual será o efeito de uma perturbação sobre um equilíbrio. Ele é denominado **Princípio de Le Chatelier**, e entendê-lo é a meta das próximas páginas. Ele será enunciado no item 4.5, como desfecho da discussão a seguir.


BOYER/ROGER VIOLLET/GETTY IMAGES

▲ O químico francês Henri Le Chatelier (1850-1936), em foto de 1930.

4.1 Efeito da concentração

Imagine que em um balão de 1 L de capacidade mantido a 100 °C coloquemos 1 mol de N_2O_4. Esse sistema (veja a situação Ⓐ, ao lado) não está em equilíbrio, pois o resultado de $[NO_2]^2/[N_2O_4]$ é diferente do valor de K_C para a reação $N_2O_4\,(g) \rightleftharpoons 2\,NO_2\,(g)$ a essa temperatura, que é 0,36.

Esperando algum tempo, o N_2O_4 vai se transformando em NO_2 até o equilíbrio ser atingido, numa situação em que o resultado do cálculo $[NO_2]^2/[N_2O_4]$ seja igual a K_C. Essa situação de equilíbrio químico ocorre com as concentrações mostradas em Ⓑ.

Suponha agora que, nesse sistema em equilíbrio, seja adicionado 1 mol de N_2O_4. Imediatamente após essa adição, a concentração de N_2O_4 terá aumentado para 1,74 mol/L e a de NO_2 ainda será 0,52 mol/L, conforme mostrado em Ⓒ.

Perceba que a adição do N_2O_4 faz com que o sistema saia da condição de equilíbrio, pois agora o resultado do cálculo $[NO_2]^2/[N_2O_4]$ é 0,16, o que é diferente de 0,36. Dizemos que o equilíbrio foi **perturbado**.

No entanto, nos instantes seguintes notaremos que haverá consumo de N_2O_4 e produção de NO_2 até que o sistema chegue a uma nova situação, na qual as concentrações serão 1,62 mol/L para o N_2O_4 e 0,76 mol/L para o NO_2, conforme mostrado em Ⓓ. Nessa nova situação, os valores das concentrações voltaram a obedecer à lei do equilíbrio, $[NO_2]^2/[N_2O_4] = 0{,}36$.

Dessa forma, concluímos que, ao aumentar a concentração de N_2O_4, o equilíbrio se **deslocou** para a direita, ou seja, a reação avançou um pouco no sentido de consumir N_2O_4 e formar NO_2 até que os valores das concentrações voltassem a obedecer à expressão $[NO_2]^2/[N_2O_4] = 0{,}36$. O gráfico Ⓔ representa a sequência de eventos que acabamos de discutir.

Ⓐ

N_2O_4	$\rightleftharpoons$	$2\,NO_2$
1 mol/L		0 mol/L

Ⓑ

N_2O_4	$\rightleftharpoons$	$2\,NO_2$
0,74 mol/L		0,52 mol/L

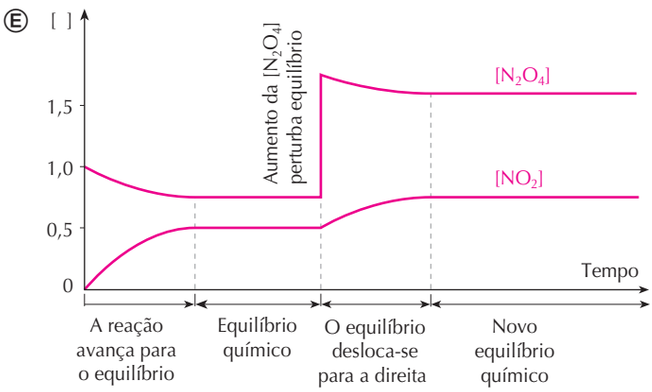
Ⓒ

N_2O_4	$\rightleftharpoons$	$2\,NO_2$
1,74 mol/L		0,52 mol/L

Ⓓ

N_2O_4	$\rightleftharpoons$	$2\,NO_2$
1,62 mol/L		0,76 mol/L

Ⓔ



ADILSON SECCO

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

Se, em vez de aumentar a concentração de N_2O_4, tivéssemos aumentado a concentração de NO_2, seguindo um raciocínio análogo, o equilíbrio teria se deslocado para a esquerda. Raciocinando de modo similar, é possível concluir o que ocorreria se retirássemos, de alguma maneira, N_2O_4 ou NO_2 do sistema.

$$N_2O_4\,(g) \rightleftharpoons 2\,NO_2\,(g)$$

O aumento da $[N_2O_4]$ desloca o equilíbrio para a direita

O aumento da $[NO_2]$ desloca o equilíbrio para a esquerda

A diminuição da $[NO_2]$ desloca o equilíbrio para a direita

A diminuição da $[N_2O_4]$ desloca o equilíbrio para a esquerda

Aumentando a concentração de um participante, o equilíbrio desloca-se no sentido do seu **consumo**.
Diminuindo a concentração de um participante, o equilíbrio desloca-se no sentido da sua **formação**.

UM EXEMPLO COM EQUILÍBRIO EM SOLUÇÃO AQUOSA

A foto Ⓐ mostra uma solução na qual há o equilíbrio:

$$[Co(H_2O)_6]^{2+}\,(aq) + 4\,C\ell^-\,(aq) \rightleftharpoons [CoC\ell_4]^{2-}\,(aq) + 6\,H_2O\,(\ell)$$

rosa — azul

com predominância dos reagentes, o que confere cor rosa à solução. A adição de uma solução concentrada de $NaC\ell$ (foto Ⓑ) eleva a concentração de $C\ell^-$ e **desloca** o equilíbrio para a direita, fazendo a cor da solução mudar para azul.



SÉRGIO DOTTA JR./CID



SÉRGIO DOTTA JR./CID

• ATENÇÃO

Os experimentos **ILUSTRADOS** a seguir têm como finalidade abordar o tema *deslocamento de equilíbrios químicos*. **Nenhum** experimento deve ser realizado por conta própria, **por mais simples que pareça**. A eventual realização deve ter **autorização** e **supervisão** do(a) professor(a).

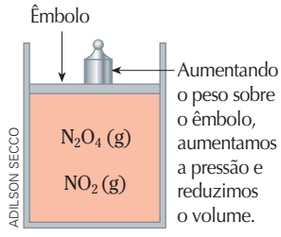
4.2 Efeito da pressão

Utilizando um recipiente como o ilustrado ao lado, que contém os gases N_2O_4 e NO_2, em equilíbrio, e alterando a pressão do sistema (aumentando ou diminuindo o peso sobre o êmbolo), verifica-se que:

$$N_2O_4\,(g) \rightleftharpoons 2\,NO_2\,(g)$$

Aumento da pressão (redução de volume) desloca o equilíbrio para a esquerda

Diminuição da pressão (aumento do volume) desloca o equilíbrio para a direita



ADILSON SECCO

O recipiente contém uma mistura gasosa que participa do equilíbrio $N_2O_4 \rightleftharpoons 2\,NO_2$.

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

Um raciocínio possível para prever deslocamento por variação da pressão baseia-se na seguinte observação: o aumento de pressão desloca para o lado que ocupa menos espaço (isto é, com menor volume gasoso) e a diminuição de pressão desloca para o lado que ocupa mais espaço (isto é, com maior volume gasoso).

$$\underset{\text{1 volume}}{1\ N_2O_4\ (g)} \rightleftharpoons \underset{\text{2 volumes}}{2\ NO_2\ (g)}$$

Aumento da pressão desloca o equilíbrio para o lado de menor volume gasoso

Diminuição da pressão desloca o equilíbrio para o lado de maior volume gasoso

Um **aumento de pressão** desloca um equilíbrio para o lado em que há **menor** volume gasoso.
Uma **diminuição de pressão** desloca um equilíbrio para o lado em que há **maior** volume gasoso.

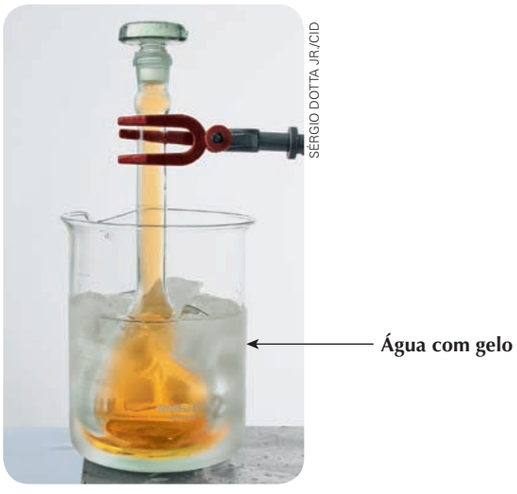
Há equilíbrios químicos que não são afetados pela pressão: trata-se daqueles em que o volume gasoso é igual em ambos os lados da equação, como, por exemplo:

$$\underset{\text{2 volumes}}{1\ H_2\ (g) + 1\ I_2\ (g)} \rightleftharpoons \underset{\text{2 volumes}}{2\ HI\ (g)}$$

Essas conclusões sobre efeito da pressão são válidas para todos os **equilíbrios dos quais participem gases**. Como será comentado no item 10.2, **sólidos e líquidos devem ser ignorados nesse tipo de análise.**

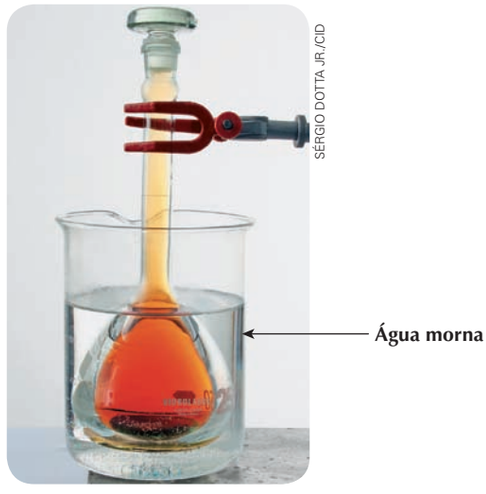
4.3 Efeito da temperatura

Variações de temperatura podem deslocar um equilíbrio:



$N_2O_4\ (g) \rightleftharpoons 2\ NO_2\ (g)$

▲ Aqui o equilíbrio se desloca no sentido do N_2O_4 (incolor).



$N_2O_4\ (g) \rightleftharpoons 2\ NO_2\ (g)$

▲ Aqui o equilíbrio se desloca no sentido do NO_2 (castanho).

Após estudar muitos casos, os químicos concluíram que:

Um **aumento de temperatura** desloca um equilíbrio no sentido **endo**térmico (sentido que absorve o calor).
Uma **diminuição de temperatura** desloca um equilíbrio no sentido **exo**térmico (sentido que libera o calor).

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

No exemplo em questão, temos:

$$\text{calor} + N_2O_4\,(g) \underset{\text{exotérmico}}{\overset{\text{endotérmico}}{\rightleftharpoons}} 2\,NO_2\,(g) \qquad \Delta H^\circ = +57{,}2\ \text{kJ}$$

↑ **ΔH positivo: reação direta é endotérmica**

Aumento da temperatura desloca o equilíbrio no sentido endotérmico

Diminuição da temperatura desloca o equilíbrio no sentido exotérmico

Esse é um exemplo de reação com ΔH positivo, ou seja, o sentido direto é endotérmico. Ao contrário, quando o ΔH da reação é negativo, a reação direta é exotérmica. Nesse caso, continua valendo que o aquecimento desloca o equilíbrio no sentido endotérmico, e o resfriamento o desloca no sentido exotérmico. A única diferença é que, sendo o ΔH negativo, o sentido exotérmico é o direto e o sentido endotérmico é o inverso. Acompanhe o seguinte exemplo:

$$N_2\,(g) + 3\,H_2\,(g) \underset{\text{exotérmico}}{\overset{\text{endotérmico}}{\rightleftharpoons}} 2\,NH_3\,(g) + \text{calor} \qquad \Delta H^\circ = -91{,}8\ \text{kJ}$$

↑ **ΔH negativo: reação direta é exotérmica**

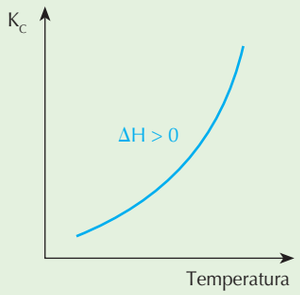
Aumento da temperatura desloca o equilíbrio no sentido endotérmico

Diminuição da temperatura desloca o equilíbrio no sentido exotérmico

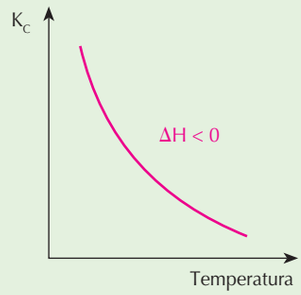
VARIAÇÃO DE K_C COM A TEMPERATURA

Por meio de investigações experimentais, verificou-se que o aquecimento pode aumentar ou diminuir o valor da constante de equilíbrio e que isso depende do valor do ΔH da reação.

O **aumento da temperatura** provoca **aumento** da constante de equilíbrio para reações **endotérmicas** ($\Delta H > 0$) e **diminuição** para **exotérmicas** ($\Delta H < 0$).



Para uma reação endotérmica ($\Delta H > 0$), K_C aumenta com o aquecimento



Para uma reação exotérmica ($\Delta H < 0$), K_C diminui com o aquecimento

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO



SÉRGIO DOTTA JR./CID

▲ Na água morna, K_C é maior e o equilíbrio está deslocado para a direita.



SÉRGIO DOTTA JR./CID

▲ Na água gelada, K_C é menor e o equilíbrio está deslocado para a esquerda.

Vejamos um exemplo. A reação equacionada abaixo é **endotérmica no sentido direto**. Assim, um **aquecimento** provoca **aumento de K_C** e **desloca** o equilíbrio **para a direita**, fazendo predominar a cor azul na solução (foto Ⓐ). Por sua vez, um **resfriamento** acarreta **diminuição de K_C** e **desloca** o equilíbrio **para a esquerda**, situação em que passa a predominar a cor rosa (foto Ⓑ).

$$[Co(H_2O)_6]^{2+}\,(aq) + 4\,C\ell^-\,(aq) \rightleftharpoons [CoC\ell_4]^{2-}\,(aq) + 6\,H_2O\,(\ell)$$

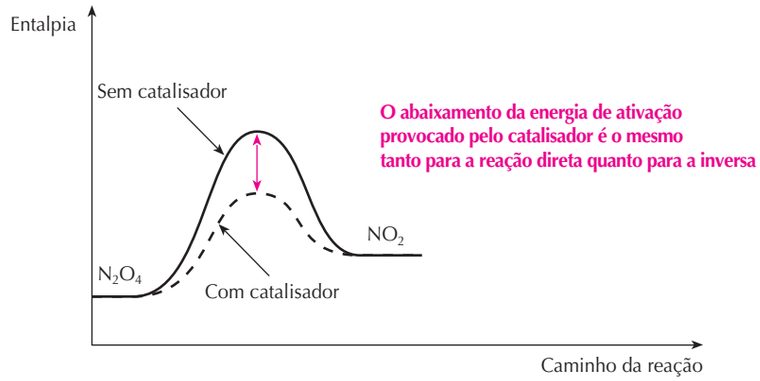
rosa **azul**

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

4.4 Efeito do catalisador

Catalisador não desloca equilíbrio. Um catalisador faz com que um processo **chegue mais rapidamente** à situação de equilíbrio químico.

O catalisador atua abaixando a energia de ativação. Acontece que o abaixamento na energia de ativação é o mesmo, tanto para a reação direta quanto para a inversa (gráfico abaixo). Assim, se ambas as reações têm suas velocidades igualmente aumentadas, o equilíbrio não se deslocará no sentido direto nem no inverso.



ADILSON SECCO

4.5 Enunciado do Princípio de Le Chatelier

O que apresentamos sobre deslocamento de equilíbrio é resumido no chamado **Princípio de Le Chatelier**. (*Princípio* é um enunciado que expressa uma regularidade da natureza. Os princípios são enunciados depois de muitas observações experimentais.) O Princípio de Le Chatelier pode ser assim enunciado:

Se uma perturbação é aplicada a um sistema em equilíbrio, o equilíbrio irá se alterar para reduzir o efeito da perturbação.

Visão geral do deslocamento de equilíbrio

Perturbação externa	Desloca no sentido de	Altera o valor de K_C?
Aumento da concentração de reagente ou de produto	Consumo desse participante	Não
Diminuição da concentração de reagente ou de produto	Formação desse participante	Não
Aumento da pressão	Menor volume gasoso	Não
Diminuição da pressão	Maior volume gasoso	Não
Aumento da temperatura	Absorção de calor (endotérmico)	**Sim**
Diminuição da temperatura	Liberação de calor (exotérmico)	**Sim**
Presença de catalisador	Não desloca	Não

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

O PRINCÍPIO DE LE CHATELIER BEM NA FRENTE DE SEUS OLHOS!

As lentes fotocromáticas possuem cristais de cloreto de prata ($AgC\ell$) incorporados diretamente ao vidro. Quando a radiação ultravioleta atinge os cristais de cloreto de prata, eles escurecem. Isso ocorre quando os íons prata (Ag^+) são reduzidos a prata metálica (Ag) pelos íons cloreto ($C\ell^-$), que se transformam em átomos de cloro elementar ($C\ell$):

$$\underbrace{AgC\ell}_{\textbf{incolor}} + \text{energia luminosa} \rightleftharpoons \underbrace{Ag}_{\textbf{escuro}} + C\ell$$

[...]

Quanto maior a incidência de luz, maior o número de átomos de prata formados. O aumento da incidência de luz desloca o equilíbrio para a direita, fazendo a lente escurecer. Ao entrar em um local escuro, a diminuição da incidência de luz desloca o equilíbrio para a esquerda, clareando a lente.



FERNANDO FAVORETTO/CRIAR IMAGEM

▲ O funcionamento das lentes fotocromáticas baseia-se no Princípio de Le Chatelier.

Fonte do texto: BLOOMFIELD, M. M.; STEPHENS L. J. *Chemistry and the living organism*. 6. ed. Nova York: Wiley, 1996. p. 202. (*Tradução dos autores.*)

O PROCESSO HABER-BOSCH

O chamado **processo Haber-Bosch** para a síntese industrial da amônia utiliza a reação equacionada a seguir, realizada em três condições: uso de catalisador, alta temperatura e alta pressão.

$$N_2\,(g) + 3\,H_2\,(g) \rightleftharpoons 2\,NH_3\,(g) \quad \Delta H° = -91{,}8\ kJ$$

O **catalisador** não desloca equilíbrio, mas aumenta a rapidez da reação, fazendo com que o equilíbrio seja atingido mais rapidamente.

A **alta temperatura** também serve para aumentar a velocidade da reação.

A variação de entalpia para a reação de síntese da amônia é negativa. Decorre que um aumento de temperatura desloca esse equilíbrio para a esquerda (isto é, no sentido endotérmico), o que diminui o rendimento da produção de amônia. Porém, o aquecimento é necessário para aumentar a velocidade da reação, já que a baixas temperaturas a reação é tão lenta que o tempo que se perderia na produção seria proibitivamente elevado.

Para tentar compensar o fato de o aquecimento diminuir o rendimento da produção de NH_3, utiliza-se **alta pressão**, que favorece a reação para a direita (isto é, no sentido do menor volume gasoso).



PETER HENDRIE/GETTY IMAGES

▲ Fábrica de amônia (Austrália, 2008), que produz essa substância a partir dos gases nitrogênio e hidrogênio.



GÁS TÓXICO
CHEIRO IRRITANTE

ADILSON SECCO

• ATENÇÃO

A amônia é um gás **tóxico e corrosivo, de odor forte e irritante**. Causa lesões oculares, queimaduras na pele e nas mucosas, salivação, náusea, vômitos e edema pulmonar.

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

Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

40. Qual é o efeito produzido sobre o equilíbrio

$$2\ NO\ (g) + O_2\ (g) \rightleftharpoons 2\ NO_2\ (g)$$

quando se provoca:

a) aumento da [NO]?
b) diminuição da [NO]?
c) aumento da $[O_2]$?
d) diminuição da $[O_2]$?
e) aumento da $[NO_2]$?
f) diminuição da $[NO_2]$?

41. Preveja o que deve acontecer com o seguinte equilíbrio

$$N_2\ (g) + 3\ H_2\ (g) \rightleftharpoons 2\ NH_3\ (g)$$

se for submetido a:

a) um aumento de pressão.
b) uma diminuição de pressão.

42. Considere o equilíbrio:

$$Br_2\ (g) + C\ell_2\ (g) \rightleftharpoons 2\ BrC\ell\ (g)$$

Que efeito sobre ele terá um aumento de pressão?

43. O que deve acontecer com o equilíbrio químico

$$2\ NO\ (g) + O_2\ (g) \rightleftharpoons 2\ NO_2\ (g) \qquad \Delta H = -113\ kJ$$

a) quando a temperatura aumenta?
b) quando a temperatura diminui?

44. Qual o efeito de variações de temperatura sobre o seguinte equilíbrio químico?

$$PC\ell_5\ (g) \rightleftharpoons PC\ell_3\ (g) + C\ell_2\ (g) \qquad \Delta H > 0$$

45. Um frasco bem fechado, de vidro incolor e resistente, contém, em fase gasosa, HI (incolor) em equilíbrio com H_2 (incolor) e I_2 (violeta):

$$2\ HI\ (g) \rightleftharpoons H_2\ (g) + I_2\ (g) \qquad \Delta H° = -53\ kJ$$

O que se pode prever sobre a intensidade da cor violeta se esse frasco for colocado em um ambiente mais:

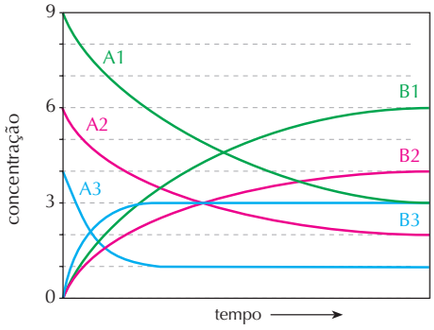
a) quente? **b)** frio?

Exercícios adicionais

Resolva em seu caderno

Seu (sua) professor(a) indicará o melhor momento para realizar os exercícios deste bloco.

46. (Fuvest-SP) A transformação de um composto A em um composto B, até atingir o equilíbrio (A $\rightleftharpoons$ B), foi estudada em três experimentos. De um experimento para o outro, variou-se a concentração inicial do reagente A ou a temperatura ou ambas. Registraram-se as concentrações de reagente e produto em função do tempo.



ADILSON SECCO

Com esses dados, afirma-se:

I. Os experimentos 1 e 2 foram realizados à mesma temperatura, pois as constantes de equilíbrio correspondentes são iguais.
II. O experimento 3 foi realizado numa temperatura mais elevada que o experimento 1, pois no experimento 3 o equilíbrio foi atingido em um tempo menor.
III. A reação é endotérmica no sentido da formação do produto B.

Dessas afirmações,

a) todas são corretas.
b) apenas I e III são corretas.
c) apenas II e III são corretas.
d) apenas I é correta.
e) apenas II é correta.

47. (Ceeteps-SP) Para o seguinte equilíbrio gasoso

$$CO\ (g) + 3\ H_2\ (g) \rightleftharpoons CH_4\ (g) + H_2O\ (g)$$

foram determinadas as constantes de equilíbrio (K_C) em diferentes temperaturas. Os dados obtidos estão na tabela abaixo:

Temperatura (K)	K_C
300	$5 \cdot 10^{27}$
1.000	$3 \cdot 10^{2}$
1.200	4

Sobre esse equilíbrio, foram feitas as seguintes afirmações:

I. A reação, considerada no sentido da formação do metano (CH_4), é endotérmica.
II. O aumento da temperatura do sistema favorece a formação de gás hidrogênio (H_2).
III. O aumento da pressão sobre o sistema não provoca o deslocamento desse equilíbrio.

Dessas afirmações, somente

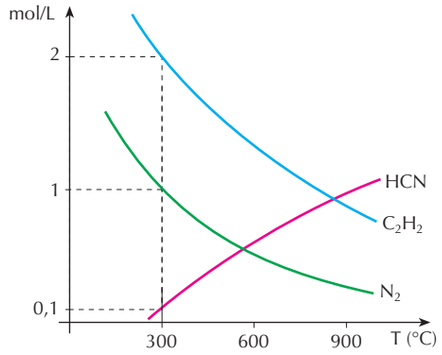
a) I é correta.
b) II é correta.
c) III é correta.
d) I e II são corretas.
e) I e III são corretas.

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

48. (UFRJ) Um método de produção de cianeto de hidrogênio é a nitrogenação do acetileno em fase gasosa, de acordo com a equação:

$$N_2\ (g) + C_2H_2\ (g) \rightleftharpoons 2\ HCN\ (g)$$

O diagrama a seguir indica os valores das concentrações (em mol/L) dos compostos N_2, C_2H_2 e HCN em equilíbrio, a várias temperaturas diferentes, e mostra que a temperaturas distintas correspondem diferentes condições de equilíbrio.



ADILSON SECCO

a) Determine a constante de reação K_C da equação de formação de HCN, à temperatura de 300 °C.

b) Explique por que a reação de produção de HCN é endotérmica.

49. (Unicap-PE) Julgue as afirmações como verdadeiras ou falsas.

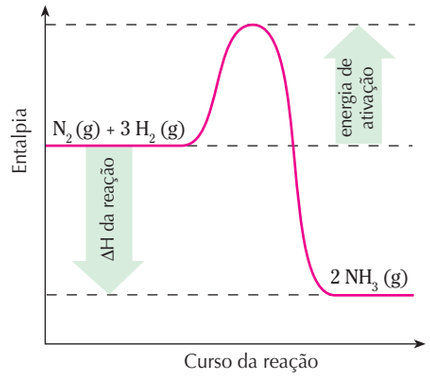
0. Sempre que uma reação atinge o equilíbrio, toda a reação para.
1. Se mais reagente é utilizado em uma reação em equilíbrio, a sua constante terá um valor maior.
2. A reação inversa não se inicia até que todos os reagentes tenham se transformado em produtos.
3. Um catalisador não afeta a composição no equilíbrio de uma mistura reacional.
4. Aumentando a temperatura de uma reação exotérmica em equilíbrio, haverá favorecimento da formação de reagentes.

50. (UnB-DF) Uma revolução na agricultura do século XX, que aumentou consideravelmente a produção agrícola, consistiu na utilização em larga escala de fertilizantes artificiais, em especial a amônia, para suprir carências de solos. Praticamente toda a produção mundial de amônia baseia-se na utilização de ferro metálico como catalisador da reação entre os gases hidrogênio (H_2) e nitrogênio (N_2) em temperaturas próximas a 500 °C e pressões entre 200 atm e 600 atm. Esse processo pode ser representado pela equação abaixo.

$$N_2\ (g) + 3\ H_2\ (g) \rightleftharpoons 2\ NH_3\ (g), \quad \Delta H = -92\ kJ/mol$$

Acerca do processo descrito no texto, julgue os itens a seguir em certos ou errados.

1. O aumento da temperatura e a diminuição da pressão favorecem a formação da amônia.
2. Com base na equação apresentada no texto, constata-se corretamente que essa reação não cessa no estado de equilíbrio.
3. De acordo com a equação termoquímica apresentada no texto, para cada mol de moléculas de gás nitrogênio é necessária a absorção de 92 kJ de energia para que a reação aconteça.
4. O gráfico abaixo pode representar adequadamente a variação de entalpia da reação mostrada no texto.



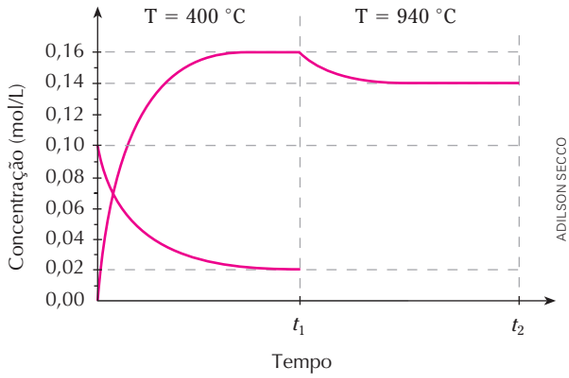
ADILSON SECCO

51. (UFMG) Um mol de hidrogênio gasoso e um mol de iodo gasoso foram misturados em um frasco fechado com volume de 10 litros.

Esses gases reagem entre si, conforme representado na equação que se segue, e, após algum tempo, o sistema atinge o equilíbrio:

$$H_2\ (g) + I_2\ (g) \rightleftharpoons 2\ HI\ (g)$$

Neste gráfico, está representada a variação da concentração de H_2 e de HI, em função do tempo:



ADILSON SECCO

Do instante em que os gases foram misturados até o tempo t_1, foi mantida a temperatura de 400 °C. No tempo t_1, a temperatura foi aumentada para 940 °C. Entre os tempos t_1 e t_2, apenas a concentração de HI está representada.

1. **INDIQUE** se a reação de formação de HI é endotérmica ou exotérmica. **JUSTIFIQUE** sua resposta.
2. **CALCULE** o valor da constante de equilíbrio a 400 °C.
3. **INDIQUE** se a constante de equilíbrio dessa reação, à temperatura de 940 °C, é menor, igual ou maior que a constante de equilíbrio a 400 °C. **JUSTIFIQUE** sua resposta, **sem fazer cálculos**.

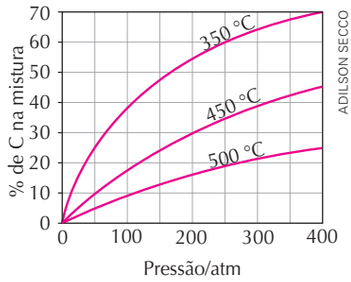
Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

52. (Fuvest-SP) Em determinado processo industrial, ocorre uma transformação química, que pode ser representada pela equação genérica

$$xA\,(g) + yB\,(g) \rightleftharpoons zC\,(g)$$

em que x, y e z são, respectivamente, os coeficientes estequiométricos das substâncias A, B e C.

O gráfico representa a porcentagem, em mols, de C na mistura, sob várias condições de pressão e temperatura. Com base nesses dados, pode-se afirmar que essa reação é



a) exotérmica, sendo x + y = z
b) endotérmica, sendo x + y < z
c) exotérmica, sendo x + y > z
d) endotérmica, sendo x + y = z
e) endotérmica, sendo x + y > z

5 Equilíbrioq uímicoe ms oluçõesd ee letrólitos

5.1 Constante de ionização

Considere os seguintes equilíbrios que ocorrem em solução aquosa:

$$HC\ell O_4\,(aq) \rightleftharpoons H^+\,(aq) + C\ell O_4^-\,(aq) \qquad K_C = 10^{+10}$$

$$HCN\,(aq) \rightleftharpoons H^+\,(aq) + CN^-\,(aq) \qquad K_C = 4{,}9 \cdot 10^{-10}$$

Como você pode perceber, os valores de K_C expressam as diferentes tendências que as reações têm para acontecer. O ácido perclórico possui uma tendência muito maior de liberar íon H^+ do que o ácido cianídrico.

$$K_C = 10^{+10} = \frac{[H^+] \cdot [C\ell O_4^-]}{[HC\ell O_4]}$$

O numerador é da ordem de 10^{10} vezes o denominador. Alta tendência para liberar H^+.

$$K_C = 4{,}9 \cdot 10^{-10} = \frac{[H^+] \cdot [CN^-]}{[HCN]}$$

O numerador é igual a $4{,}9 \cdot 10^{-10}$ vezes o denominador. Baixa tendência para liberar H^+.

Em outras palavras, o $HC\ell O_4$ é um **ácido mais forte** do que o HCN, pois um ácido é tanto mais forte quanto maior é a sua tendência para liberar íons H^+.

As constantes de equilíbrio que acabamos de mostrar são conhecidas como **constantes de ionização**, também chamadas de **constantesd ed issociaçãoá cida** e simbolizadas por K_a.

> Quanto maior for o valor da constante de ionização de um ácido (K_a), maior será a força desse ácido.

Muitos valores de K_a já foram medidos experimentalmente e tabelados. Consultando uma tabela com esses valores, é possível comparar a força de diversos ácidos. Alguns deles aparecem na tabela 3.

TABELA 3 **Alguns valores de constante de ionização ácida (K_a), a 25 °C**

Ácido mais forte dentre os da tabela

Aumenta a força do ácido

$HC\ell O_4$	⇌	H^+	+	$C\ell O_4^-$	$\sim 10^{+10}$
HBr	⇌	H^+	+	Br^-	$\sim 10^{+9}$
$HC\ell$	⇌	H^+	+	$C\ell^-$	$\sim 10^{+7}$
H_2SO_4	⇌	H^+	+	HSO_4^-	$\sim 10^{+3}$
H_2SO_3	⇌	H^+	+	HSO_3^-	$1{,}5 \cdot 10^{-2}$
H_3PO_4	⇌	H^+	+	$H_2PO_4^-$	$7{,}6 \cdot 10^{-3}$
HNO_2	⇌	H^+	+	NO_2^-	$4{,}3 \cdot 10^{-4}$
HF	⇌	H^+	+	F^-	$3{,}5 \cdot 10^{-4}$
CH_3COOH	⇌	H^+	+	CH_3COO^-	$1{,}8 \cdot 10^{-5}$
H_2CO_3	⇌	H^+	+	HCO_3^-	$4{,}3 \cdot 10^{-7}$
H_2S	⇌	H^+	+	HS^-	$1{,}3 \cdot 10^{-7}$
HCN	⇌	H^+	+	CN^-	$4{,}9 \cdot 10^{-10}$

K_a aumenta

Ácido mais fraco dentre os relacionados

Valores de K_a da ordem de 10^{-5} ou menor correspondem a ácidos fracos.

Fonte: ATKINS, P.; JONES, L. *Chemical principles, the quest for insight*. 4. ed. Nova York: Freeman, 2008. p. 407, 424 e LEVINE, I. *Physical Chemistry*. 6. ed. Nova York: McGraw-Hill, 2009. p. 333.

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

Quando um ácido apresenta mais de 1 hidrogênio ionizável, podemos escrever uma constante de acidez para cada etapa da ionização (tabela 4). Assim, por exemplo, para o ácido sulfúrico:

1ª etapa: $H_2SO_4\,(aq) \rightleftharpoons H^+\,(aq) + HSO_4^-\,(aq)$ $\qquad K_1 = \dfrac{[H^+] \cdot [HSO_4^-]}{[H_2SO_4]}$

2ª etapa: $HSO_4^-\,(aq) \rightleftharpoons H^+\,(aq) + SO_4^{2-}\,(aq)$ $\qquad K_2 = \dfrac{[H^+] \cdot [SO_4^{2-}]}{[HSO_4^-]}$

TABELA 4 **Valores de constante de ionização para alguns diácidos e um triácido (25 °C), em meio aquoso**

Ácido	K_a	
H_2SO_4	K_1	$\sim 10^{+3}$
	K_2	$1{,}2 \cdot 10^{-2}$
H_2SO_3	K_1	$1{,}5 \cdot 10^{-2}$
	K_2	$1{,}2 \cdot 10^{-7}$
H_2S	K_1	$1{,}3 \cdot 10^{-7}$
	K_2	$7{,}1 \cdot 10^{-15}$
H_2CO_3	K_1	$4{,}3 \cdot 10^{-7}$
	K_2	$5{,}6 \cdot 10^{-11}$
H_3PO_4	K_1	$7{,}6 \cdot 10^{-3}$
	K_2	$6{,}2 \cdot 10^{-8}$
	K_3	$2{,}1 \cdot 10^{-13}$

Fonte da tabela: ATKINS, P.; JONES, L. *Chemical principles, the quest for insight*. 4. ed. Nova York: Freeman, 2008. p. 424; LEVINE, I. *Physical Chemistry*. 6. ed. Nova York: McGrawHill, 2009. p. 333.

A tabela 4 apresenta alguns valores para essas constantes de ionização em etapas e expõe a seguinte generalização:

Para poliácidos:

$K_1 > K_2 > \ldots$



ANDREW LAMBERT PHOTOGRAPHY/SCIENCE PHOTO LIBRARY/LATINSTOCK



ANDREW LAMBERT PHOTOGRAPHY/SCIENCE PHOTO LIBRARY/LATINSTOCK

Um pouco de solução do indicador ácido-base tornassol é adicionado a uma solução ácida Ⓐ e também a outra básica Ⓑ. A primeira contém H^+ proveniente da ionização do ácido, cuja força é expressa por seu K_a. A segunda contém OH^-, proveniente da base cuja força é expressa por seu K_b.

• ATENÇÃO

A eventual realização desse experimento deve ter **autorização** e **supervisão** do(a) professor(a).

Nenhum dos reagentes deve ter contato com pele, boca e olhos. Óculos de segurança, luvas e aventais protetores são obrigatórios.

Da mesma maneira como definimos constante de ionização para ácidos, podemos fazê-lo para bases. A **constante de basicidade** é simbolizada por K_b, e para ela valem conclusões análogas às que tiramos para K_a. Para o hidróxido de amônio (amônia aquosa), por exemplo, a expressão é:

$$NH_4OH\,(aq) \rightleftharpoons NH_4^+\,(aq) + OH^-\,(aq) \qquad K_b = \frac{[NH_4^+] \cdot [OH^-]}{[NH_4OH]}$$

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

Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

53. Escreva a expressão da constante de ionização do:
a) ácido fluorídrico (HF)
b) ácido cianídrico (HCN)
c) ácido hipocloroso (HCℓO)

Exercício Resolvido

54. (UFSM-RS) Considere as constantes de ionização dos ácidos I, II e III:
$K_I = 7{,}0 \cdot 10^{-5}$ $K_{II} = 1{,}0 \cdot 10^{-7}$ $K_{III} = 2{,}0 \cdot 10^{-9}$
Colocando-os em ordem **crescente** de acidez, tem-se:
a) I, II e III **c)** II, III e I **e)** III, II e I
b) I, III e II **d)** III, I e II

Resolução

A ordem **crescente** das constantes de ionização é:
$2{,}0 \cdot 10^{-9} < 1{,}0 \cdot 10^{-7} < 7{,}0 \cdot 10^{-5}$
Portanto, a ordem **crescente** de acidez (força dos ácidos) é: III < II < I
Alternativa **e**.

55. (FUC-MT) Considere soluções aquosas de mesma molaridade dos ácidos relacionados na tabela.

Ácido	K_a (25 °C)
Ácido nitroso (HNO_2)	$5{,}0 \cdot 10^{-4}$
Ácido acético ($H_3C—COOH$)	$1{,}8 \cdot 10^{-5}$
Ácido hipocloroso (HCℓO)	$3{,}2 \cdot 10^{-8}$
Ácido cianídrico (HCN)	$4{,}0 \cdot 10^{-10}$

Podemos concluir que:
a) o ácido que apresenta maior acidez é o ácido cianídrico.
b) o ácido que apresenta menor acidez é o ácido acético.
c) o ácido que apresenta menor acidez é o ácido hipocloroso.
d) o ácido que apresenta maior acidez é o ácido nitroso.
e) todos os ácidos apresentam a mesma acidez.

56. (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, HF, HI e 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)
$HF\ (\ell) \rightleftharpoons H_3O^+\ (aq) + F^-\ (aq)$	$6{,}0 \cdot 10^{-4}$
$HC\ell\ (g) \rightleftharpoons H_3O^+\ (aq) + C\ell^-\ (aq)$	$\simeq 1{,}0 \cdot 10^{7}$
$HBr\ (\ell) \rightleftharpoons H_3O^+\ (aq) + Br^-\ (aq)$	$\simeq 1{,}0 \cdot 10^{9}$
$HI\ (\ell) \rightleftharpoons H_3O^+\ (aq) + I^-\ (aq)$	$\simeq 3{,}0 \cdot 10^{9}$

É correto afirmar que:
a) O ácido iodídrico é o que apresenta menor ionização.
b) A ordem de acidez apresentada para essas substâncias é HCℓ > HF > HI > 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.

57. (UFSC) Soluções ácidas e soluções alcalinas exibem propriedades importantes, algumas delas ligadas à força do ácido ou da base. Uma solução aquosa de um ácido genérico HA poderá ser classificada como *solução de um ácido fraco* quando (dê como resposta a soma dos números das afirmações corretas):
(01) não se alterar na presença de uma base.
(02) apresentar coloração avermelhada na presença do indicador fenolftaleína.
(04) apresentar uma concentração de íons H^+ maior que a concentração de íons A^-.
(08) mantiver uma concentração de HA muito maior que a concentração dos íons H^+.
(16) a solução for altamente condutora de corrente elétrica.

5.2 A Lei da Diluição de Ostwald

Vamos agora deduzir uma expressão matemática que relaciona a constante de ionização (K) com o grau de ionização (α) e a concentração em mol/L ($\mathcal{M}$) de uma solução de um ácido ou base. Considere um monoácido HA sendo dissolvido em água para formar uma solução na qual haja $\mathcal{M}$ mols de ácido por litro de solução. Ele se ioniza de acordo com a equação:
$HA\ (aq) \rightleftharpoons H^+\ (aq) + A^-\ (aq)$

O **grau de ionização** de um ácido é igual à divisão da quantidade, em mols, ionizada pela quantidade, em mols, dissolvida.

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

Dividindo numerador e denominador dessa fração pelo volume, chegamos a uma expressão bastante útil:

$$\alpha = \frac{\text{quantidade, em mols, ionizada / V}}{\text{quantidade, em mols, dissolvida / V}} = \frac{[H^+]}{\mathcal{M}} \Rightarrow [H^+] = \alpha \cdot \mathcal{M}$$

Fórmula válida para solução aquosa de monoácido

Essa expressão permite calcular a concentração de H^+ em uma solução de **monoácido**, desde que os valores de α e $\mathcal{M}$ sejam conhecidos. (Caso se tratasse de uma **monobase**, por um raciocínio análogo concluiríamos que $[OH^-] = \alpha \cdot \mathcal{M}$.)

Vamos, agora, preencher a tabela a seguir em função de α e $\mathcal{M}$:

$$HA\ (aq) \rightleftharpoons H^+\ (aq) + A^-\ (aq)$$

Início	$\mathcal{M}$	—	—
Reagiu	$\alpha \cdot \mathcal{M}$	—	—
Formou	—	$\alpha \cdot \mathcal{M}$	$\alpha \cdot \mathcal{M}$
No equilíbrio	$\mathcal{M} \cdot (1 - \alpha)$	$\alpha \cdot \mathcal{M}$	$\alpha \cdot \mathcal{M}$

Substituindo os valores das concentrações no equilíbrio na constante de ionização, temos:

$$K_a = \frac{[H^+] \cdot [A^-]}{[HA]} = \frac{\alpha \cdot \cancel{\mathcal{M}} \cdot \alpha \cdot \mathcal{M}}{\cancel{\mathcal{M}} \cdot (1 - \alpha)} \Rightarrow K_a = \frac{\alpha^2 \cdot \mathcal{M}}{1 - \alpha}$$

Essa expressão, chamada por alguns de **Lei da Diluição de Ostwald**, foi deduzida primeiramente pelo físico-químico alemão Friedrich Wilhelm Ostwald, em 1888. É válida para monoácidos (liberam 1 H^+) e monobases (liberam 1 OH^-) **em geral**:

$K_a = \frac{\alpha^2 \cdot \mathcal{M}}{1 - \alpha}$ **Lei da Diluição de Ostwald para monoácidos**

$K_b = \frac{\alpha^2 \cdot \mathcal{M}}{1 - \alpha}$ **Lei da Diluição de Ostwald para monobases**

Na prática, essa expressão é de grande utilidade quando trabalhamos com ácidos e bases **fracos**. Nesse caso, α é menor que (ou igual a) 5% (isto é, 0,05), sendo numericamente muito pequeno se comparado a 1. Portanto, o **denominador** da expressão $(1 - \alpha)$ pode ser considerado **aproximadamente igual a 1**.

Assim, a Lei da Diluição de Ostwald pode ser escrita simplificadamente:

$K_a = \alpha^2 \cdot \mathcal{M}$ **Simplificação para monoácidos fracos**

$K_b = \alpha^2 \cdot \mathcal{M}$ **Simplificação para monobases fracas**

Você deve estar se perguntando a razão do nome "Lei da Diluição". Ele se deve ao fato de a fórmula permitir prever o que acontece quando diluímos uma solução de ácido fraco ou de base fraca. A constante de equilíbrio possui um valor constante a uma temperatura fixa e, dessa forma, o produto $\alpha^2 \cdot \mathcal{M}$ deve permanecer constante. Quando diluímos uma solução de ácido ou base fracos, o valor de $\mathcal{M}$ diminui e, em consequência, α deve aumentar para que o produto $\alpha^2 \cdot \mathcal{M}$ permaneça constante.

Constante (desde que a temperatura seja fixa) $K = \uparrow\alpha^2 \cdot \downarrow\mathcal{M}$

O grau de ionização aumenta… **… quando a solução é diluída.**



▲ Friedrich Wilhelm Ostwald (1853-1932), químico alemão, recebeu o Prêmio Nobel em 1909 por seu trabalho sobre catálise. Foi o primeiro a desenvolver um processo para oxidar a amônia. Esse processo, que hoje leva seu nome, é utilizado na obtenção do ácido nítrico. Outra de suas contribuições é a dedução da expressão conhecida como Lei de Ostwald. Gravura de 1905.

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

5.3 Demonstração de uma fórmula útil

Para um monoácido fraco:

$$K_a = \alpha^2 \cdot \mathcal{M} \quad \Rightarrow \quad \alpha = \sqrt{\frac{K_a}{\mathcal{M}}}$$

Substituindo em $[H^+] = \alpha \cdot \mathcal{M}$, temos:

$$[H^+] = \alpha \cdot \mathcal{M} = \sqrt{\frac{K_a}{\mathcal{M}}} \cdot \mathcal{M} = \sqrt{\frac{K_a}{\mathcal{M}} \cdot \mathcal{M}^2} = \sqrt{K_a \cdot \mathcal{M}}$$

$$[H^+] = \sqrt{K_a \cdot \mathcal{M}}$$ Para monoácidos fracos

Analogamente, no caso de uma monobase fraca, temos:

$$[OH^-] = \sqrt{K_b \cdot \mathcal{M}}$$ Para monobases fracas

É útil lembrar

Um **ácido fraco** apresenta:
- $\alpha \leqslant 5\%$;
- K_a da ordem de 10^{-5} ou menor.

Uma **base fraca** apresenta:
- $\alpha \leqslant 5\%$;
- K_b da ordem de 10^{-5} ou menor.

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

Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

Exercício Resolvido

58. Uma solução aquosa 0,020 mol/L de ácido acético (ou ácido etanoico), CH_3COOH, apresenta o ácido 3% dissociado em CH_3COO^- e H^+. Determine a concentração, em mol/L, de cada um desses íons na solução.

Resolução

O enunciado forneceu α e $\mathcal{M}$ e, assim, podemos aplicar a fórmula:

$$[H^+] = \alpha \cdot \mathcal{M} = \frac{3}{100} \cdot 0{,}020 = 6{,}0 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

Como os coeficientes do H^+ e do CH_3COO^- são iguais na equação de ionização:

$$CH_3COOH\ (aq) \rightleftharpoons CH_3COO^-\ (aq) + H^+\ (aq)$$

podemos afirmar que:

$$[H^+] = [CH_3COO^-] = 6{,}0 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

Perceba que a fórmula $[H^+] = \alpha \cdot \mathcal{M}$ possui um significado bastante fácil de entender. No caso deste problema:

$[H^+]$ = $\frac{3}{100}$ · 0,020

A concentração de H^+ é 3% da concentração do ácido dissolvido

Exercício Resolvido

59. Utilizando os dados da questão anterior, calcule o valor da constante de ionização do ácido acético.

Resolução

Podemos resolver montando a tabela ou, de modo equivalente, aplicando a Lei de Ostwald. Como $\alpha \leqslant 5\%$, a fórmula é:

$$K_a = \alpha^2 \cdot \mathcal{M} \Rightarrow K_a = \left(\frac{3}{100}\right)^2 \cdot 0{,}020 \Rightarrow K_a = 1{,}8 \cdot 10^{-5}$$

Caso α fosse maior que 5%, utilizaríamos a expressão da Lei de Ostwald sem a simplificação.

60. (UFS-SE) Uma solução aquosa 0,045 mol/L de ácido acético, CH_3COOH, apresenta o ácido 2% dissociado em H^+ e CH_3COO^-. A concentração de cada um desses íons na solução é:

a) $9 \cdot 10^{-6}$ mol/L.
b) $9 \cdot 10^{-4}$ mol/L.
c) $9 \cdot 10^{-3}$ mol/L.
d) $9 \cdot 10^{-2}$ mol/L.
e) $9 \cdot 10^{-1}$ mol/L.

61. (ITA-SP) Numa solução aquosa 0,100 mol/L de um monoácido, a 25 °C, o ácido está 3,7% dissociado após o equilíbrio ter sido atingido. Determine a opção que contém o valor correto da constante de dissociação desse ácido nesta temperatura:

a) 1,4
b) $1{,}4 \cdot 10^{-3}$
c) $1{,}4 \cdot 10^{-4}$
d) $3{,}7 \cdot 10^{-2}$
e) $3{,}7 \cdot 10^{-4}$

62. (UFPA) A partir da constante de ionização do ácido acético, que é igual a $1{,}8 \cdot 10^{-5}$, o grau de ionização de uma solução 0,045 mol/L do referido ácido é:

a) 2%
b) 4%
c) 8%
d) 20%
e) 50%

63. (UFPE) Ácido perclórico ($HC\ell O_4$) é um ácido forte. Quais as espécies químicas presentes, em maior concentração, em uma solução aquosa desse ácido?

a) H^+ e $C\ell O_4^-$
b) $HC\ell O_4$ e H^+
c) $HC\ell O_4$ e OH^-
d) H^+, $C\ell^-$ e O_2
e) OH, $C\ell^-$ e O_2

64. (UEL-PR) A constante de ionização do ácido nítrico é muito grande, tendendo ao ∞ (infinito). Assim, as concentrações de moléculas HNO_3 (aq), de íons H^+ (aq) e de íons NO_3^- (aq) em uma solução aquosa 1 mol/L desse ácido são próximas, respectivamente, de:

a) ∞, 1 e 1
b) 1, ∞ e ∞
c) 1, 1 e ∞
d) 0, 1 e 1
e) ∞, ∞ e ∞

Exercícios adicionais

Resolva em seu caderno

Seu (sua) professor(a) indicará o melhor momento para realizar os exercícios deste bloco.

65. (UFSM-RS) *X*, *Y* e *Z* representam três ácidos que, quando dissolvidos em um mesmo volume de água, à temperatura constante, comportam-se de acordo com a tabela abaixo.

	Quantidade em mols dissolvida	Quantidade em mols ionizada
X	20	2
Y	10	7
Z	5	1

Analise as afirmações, considerando os três ácidos.

I. *X* representa o mais forte.
II. *Z* representa o mais fraco.
III. *Y* apresenta o maior grau de ionização.

Está(ão) correta(s):

a) apenas I.
b) apenas II.
c) apenas III.
d) apenas I e II.
e) I, II e III.

66. (UFPI) Qual o grau de dissociação de uma solução 1 mol/L de ácido acético? Dado: a constante de ionização do ácido acético é $1{,}8 \cdot 10^{-5}$.

a) $\alpha < 0{,}5\%$
b) $0{,}5\% < \alpha < 1\%$
c) $1\% < \alpha < 5\%$
d) $5\% < \alpha < 20\%$
e) $\alpha > 20\%$

67. (Mackenzie-SP) A reação de ionização do ácido nitroso, um ácido fraco, apresenta uma constante de ionização igual a $2{,}5 \cdot 10^{-4}$. Calcular a concentração hidrogeniônica, no equilíbrio, para uma solução 0,1 mol/L do ácido.

a) $2{,}5 \cdot 10^{-4}$ mol/L
b) $25 \cdot 10^{-6}$ mol/L
c) $2{,}5 \cdot 10^{-6}$ mol/L
d) $25 \cdot 10^{-3}$ mol/L
e) $5 \cdot 10^{-3}$ mol/L

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

6 Equilíbrio iônico da água: pH e pOH

6.1 A concentração do solvente é praticamente constante

Considere 1 L de água pura. A massa de água nele presente é 1.000 g, pois a densidade da água é 1 g/mL. Sabendo que a massa molar da água é 18 g/mol, podemos calcular a sua concentração em quantidade de matéria:

$$[\text{Água}] = \frac{n}{V} = \frac{m}{M \cdot V} = \frac{1.000\ \text{g}}{18\ \text{g/mol} \cdot 1{,}0\ \text{L}} \quad \Rightarrow \quad [\text{Água}] = 55{,}56\ \text{mol/L}$$

Suponha agora que dissolvamos na água uma substância X que reage com ela estabelecendo um equilíbrio: $X\ (aq) + H_2O\ (\ell) \rightleftharpoons$ produtos (aq).

Em um processo como esse, que ocorre em solução aquosa, e do qual a água participa como reagente, sua quantidade consumida no processo não é, em geral, superior a 0,5 mol. Assim, após ser estabelecido o equilíbrio, a concentração da água será igual a $55{,}56 - 0{,}50 = 55{,}06$ mol/L. A variação da concentração em quantidade de matéria da água da situação inicial (55,56 mol/L) para a final (55,06 mol/L) é de 0,9%, o que representa uma variação desprezível.

A **concentração de um solvente** permanece praticamente **constante**, mesmo que ele participe de uma reação química que ocorra entre espécies nele dissolvidas.

6.2 Produto iônico da água

Na água líquida ocorre o seguinte processo, conhecido como **equilíbrio de autoionização da água**:

$$H_2O\,(\ell) \rightleftharpoons H^+\,(aq) + OH^-\,(aq) \qquad K_C = \frac{[H^+]\cdot[OH^-]}{[H_2O]}$$

Perceba que não faz sentido colocar $[H_2O]$ na expressão de K_C, pois, já que ela é constante a uma determinada temperatura, em todos os problemas apresentará o mesmo valor ($[H_2O] = 55{,}56$ mol/L). Assim, para facilitar, os químicos resolveram incorporar esse valor invariável da concentração do solvente na constante de equilíbrio:

$$K_C = \frac{[H^+]\cdot[OH^-]}{[H_2O]} \Rightarrow \text{Constante } (K_w)\quad K_C\cdot[H_2O] = [H^+]\cdot[OH^-]$$

Essa constante é chamada de **produto iônico da água** e simbolizada por K_w:

$H_2O\,(\ell) \rightleftharpoons H^+\,(aq) + OH^-\,(aq)$ — **Equilíbrio de autoionização da água***

$K_w = [H^+]\cdot[OH^-]$ — **Expressão do produto iônico da água**

Assim, podemos dizer que, quanto maior for $[H^+]$ em uma solução, menor será $[OH^-]$ e vice-versa.

Constante (desde que a temperatura seja fixa): $K_w = \uparrow[H^+]\cdot\downarrow[OH^-]$

Altas concentrações de H^+... ... correspondem a baixas concentrações de OH^-. E vice-versa.

Dentro desse contexto, definem-se:

Meio aquoso neutro: $[H^+] = [OH^-]$
Meio aquoso ácido: $[H^+] > [OH^-]$
Meio aquoso básico (ou alcalino): $[H^+] < [OH^-]$

O valor de K_w, assim como de toda constante de equilíbrio, varia com a temperatura, como você pode perceber pelos dados da tabela 5.

TABELA 5 Valor do produto iônico da água (K_w) em algumas diferentes temperaturas

Temperatura (°C)	K_w
10	$0{,}3\cdot10^{-14}$
20	$0{,}7\cdot10^{-14}$
25*	$1{,}0\cdot10^{-14}$
30	$1{,}5\cdot10^{-14}$
40	$2{,}9\cdot10^{-14}$

*Temperatura em que trabalharemos os conceitos de pH e de pOH.

Fonte: LIDE, D. R. (Ed.) *CRC Handbook of Chemistry and Physics*. 84. ed. Boca Raton: CRC Press, 2003. p. 8-87.

6.3 As escalas de pH e pOH

A partir de agora sempre nos referiremos ao equilíbrio de autoionização da água a 25 °C, salvo menção em contrário. Nessa temperatura (veja tabela 5), o produto de $[H^+]$ e $[OH^-]$ vale $1{,}0\cdot10^{-14}$.

$$[H^+]\cdot[OH^-] = 1{,}0\cdot10^{-14} \quad \text{(a 25 °C)}$$

* O equilíbrio de autoionização da água é escrito com mais rigor científico da seguinte forma: $H_2O\,(\ell) + H_2O\,(\ell) \rightleftharpoons H_3O^+\,(aq) + OH^-\,(aq)$, e o produto iônico da água: $K_w = [H_3O^+]\cdot[OH^-]$.

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

Para ilustrar, considere os seguintes exemplos, todos a 25 °C:

Ⓐ

Na água pura, $[H^+] = 1{,}0 \cdot 10^{-7}$ mol/L



SÉRGIO DOTTA JR./CID

Água pura

Já que $[H^+] = 1{,}0 \cdot 10^{-7}$ mol/L
então $[OH^-] = 1{,}0 \cdot 10^{-7}$ mol/L
pois assim:
$10^{-7} \cdot 10^{-7} = 10^{-14}$

Meio neutro: $[H^+] = [OH^-]$

Ⓑ

No vinagre, $[H^+] = 1{,}0 \cdot 10^{-3}$ mol/L



ISA CODINA DE PEDRO/CID

Vinagre

Já que $[H^+] = 1{,}0 \cdot 10^{-3}$ mol/L
então $[OH^-] = 1{,}0 \cdot 10^{-11}$ mol/L
pois assim:
$10^{-3} \cdot 10^{-11} = 10^{-14}$

Meio ácido: $[H^+] > [OH^-]$

Ⓒ

Na água sanitária, $[OH^-] = 1{,}0 \cdot 10^{-3}$ mol/L



SÉRGIO DOTTA JR./CID

Água sanitária

Já que $[OH^-] = 1{,}0 \cdot 10^{-3}$ mol/L
então $[H^+] = 1{,}0 \cdot 10^{-11}$ mol/L
pois assim:
$10^{-11} \cdot 10^{-3} = 10^{-14}$

Meio básico: $[H^+] < [OH^-]$

Para acompanhar e entender os assuntos seguintes, são indispensáveis o conceito e as propriedades dos logaritmos decimais (logaritmos de base 10). Esta definição é muito importante:

$$\log x = y \quad \Leftrightarrow \quad 10^y = x$$

Durante sua pesquisa, que visava melhorar os métodos de controle de qualidade em indústrias de fermentação, o químico dinamarquês Sorensen criou o conceito de pH. Na verdade, a ideia que ele tinha em mente era a seguinte: por que expressar a acidez de um meio aquoso por meio da $[H^+]$, já que seus valores são, geralmente, potências negativas de 10? Não seria muito mais prático trabalhar apenas com o expoente de 10, e de preferência com valor positivo? Assim, ele definiu:

Potencial hidrogeniônico (pH) de uma solução: $pH = -\log[H^+]$
Potencial hidroxiliônico (pOH) de uma solução: $pOH = -\log[OH^-]$

Na expressão do produto iônico da água, aplicando log a ambos os membros:

$$[H^+] \cdot [OH^-] = 1{,}0 \cdot 10^{-14} \quad \Rightarrow \quad \log [H^+] + \log [OH^-] = -14$$

Multiplicando tudo por −1:

$$\underbrace{-\log [H^+]}_{pH} + \underbrace{-\log [OH^-]}_{pOH} = 14 \quad \Rightarrow \quad pH + pOH = 14$$

Pelo que dissemos até aqui, podemos também concluir que, a 25 °C:

Meio neutro: $[H^+] = 1{,}0 \cdot 10^{-7}$ mol/L $\Rightarrow$ $pH = 7$
$[OH^-] = 1{,}0 \cdot 10^{-7}$ mol/L $\Rightarrow$ $pOH = 7$

Meio ácido: $[H^+] > 1{,}0 \cdot 10^{-7}$ mol/L $\Rightarrow$ $pH < 7$
$[OH^-] < 1{,}0 \cdot 10^{-7}$ mol/L $\Rightarrow$ $pOH > 7$

Meio básico (ou alcalino): $[H^+] < 1{,}0 \cdot 10^{-7}$ mol/L $\Rightarrow$ $pH > 7$
$[OH^-] > 1{,}0 \cdot 10^{-7}$ mol/L $\Rightarrow$ $pOH < 7$

Importante:

O Apêndice D, ao final deste livro, apresenta uma visão geral sobre logaritmos. Se houver necessidade, consulte-o.



SCIENCE PHOTO LIBRARY/LATINSTOCK

▲ O químico dinamarquês Soren Peter Lauritz Sorensen (1868-1939), que criou o conceito de pH em 1909, ficou famoso por suas pesquisas sobre propriedades das proteínas. Ele e sua esposa foram os primeiros a cristalizar a albumina, uma proteína presente no ovo.

Ⓐ



SÉRGIO DOTTA JR./CID

$[H^+] = 1{,}0 \cdot 10^{-7}$ mol/L
pH = 7
$[OH^-] = 1{,}0 \cdot 10^{-7}$ mol/L
pOH = 7

Meio neutro: $[H^+] = [OH^-]$

Ⓑ



ISA CODINA DE PEDRO/CID

$[H^+] = 1{,}0 \cdot 10^{-3}$ mol/L
pH = 3
$[OH^-] = 1{,}0 \cdot 10^{-11}$ mol/L
pOH = 11

Meio ácido: $[H^+] > [OH^-]$

Ⓒ



SÉRGIO DOTTA JR./CID

$[H^+] = 1{,}0 \cdot 10^{-11}$ mol/L
pH = 11
$[OH^-] = 1{,}0 \cdot 10^{-3}$ mol/L
pOH = 3

Meio básico: $[H^+] < [OH^-]$

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



MARISTELA COLUCCI/OLHAR IMAGEM

▲ Uma piscina bem tratada deve ter, entre outras coisas, um pH razoavelmente estável, na faixa de 7,2 a 7,8.

Como consequência da definição $pH = -\log [H^+]$, decorre que a concentração hidrogeniônica (isto é, concentração de íons hidrogênio, $[H^+]$) é igual a 10^{-pH} mol/L. Para entender, acompanhe os exemplos:

- Água pura possui pH = 7. Tem, portanto, $[H^+] = 10^{-7}$ mol/L.
- Um vinagre com pH = 3 apresenta $[H^+] = 10^{-3}$ mol/L.
- Um produto de limpeza com pH = 12 tem $[H^+] = 10^{-12}$ mol/L.
- Um suco de limão de pH = 2,2 possui $[H^+] = 10^{-2,2}$ mol/L.

Conclusão análoga vale para pOH. Já que $pOH = -\log [OH^-]$, então a concentração hidroxiliônica (concentração de íons hidroxila, $[OH^-]$) é 10^{-pOH} mol/L.



EDUARDO SANTALIESTRA/CID

▲ *Kit* para a medida de pH de piscinas, usando o líquido vermelho e a escala à direita. O *kit* também permite medir a concentração de cloro na água, em partes por milhão (ppm), utilizando a solução e a escala à esquerda.

TABELA 6 **Valor aproximado de pH para alguns materiais**

HCℓ 1 mol/L	0
Suco gástrico	1,0 - 3,0
Suco de limão	2,2 - 2,4
Vinagre	2,4 - 3,4
Vinho	2,8 - 3,8
Suco de laranja	3,0 - 4,0
Água com gás	3,9
Tomate	4,0 - 4,4
Cerveja	4,0 - 5,0
Queijo	4,8 - 6,4
Leite de vaca	6,3 - 6,6
Saliva humana	6,5 - 7,5
Água do mar	7,0 - 8,3
Sangue humano	7,35 - 7,45
Clara de ovo	7,6 - 8,0
Leite de magnésia	10,5
Limpador com amônia	11,9
NaOH 1 mol/L	14

Acidez crescente

Basicidade crescente

Fontes: LIDE, D. R. (Ed.) *CRC Handbook of Chemistry and Physics*. 84. ed. Boca Raton: CRC Press, 2003. p. 8-16; EBBING, D. D.; GAMMON S. D. *General Chemistry*. 8. ed. Boston: Houghton Mifflin, 2005. p. 678.



MICHAEL POLE/CORBIS/LATINSTOCK

▲ Ao criar peixes em aquário, é essencial que se mantenha o pH da água num valor adequado, que depende das espécies criadas.

Na simbologia pH, a letra "p" vem da palavra **potencial**. Da mesma maneira como pH significa $-\log [H^+]$, encontramos outras grandezas em Química que utilizam o símbolo "p" para indicar $-\log$. São exemplos:

$pK_a = -\log K_a$ (para ácidos)
$pK_b = -\log K_b$ (para bases)
$pK_w = -\log K_w$ (para a água)

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

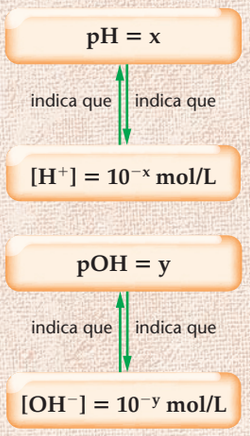
As linhas gerais das escalas de pH e pOH

A 25 °C:

- Meio aquoso neutro tem pH = 7.
- Meio aquoso ácido tem pH < 7.
- Meio aquoso básico tem pH > 7.

Além disso:

- pH + pOH = 14 para um certo meio aquoso, a 25 °C.
- Se o pH diminui, o pOH aumenta e vice-versa.
- **Quando cresce a acidez** de um meio:
  ↓pH ↑$[H^+]$ ↓$[OH^-]$ ↑pOH
- **Quando cresce a basicidade** (alcalinidade) de um meio:
  ↑pH ↓$[H^+]$ ↑$[OH^-]$ ↓pOH



7 Indicadores ácido-base

Em Química Geral, é comum comentar que indicadores ácido-base são substâncias que apresentam diferentes colorações em meio ácido e em meio básico. No entanto, agora você possui conhecimento suficiente para entender que, na verdade, cada indicador muda de cor dependendo do pH do meio em que se encontra.

Faixa de viragem ou **zona de viragem** é o nome dado à faixa de pH na qual um indicador ácido-base sofre a mudança de coloração.

O funcionamento dos indicadores baseia-se no fato de serem eles ácidos fracos (HA) que existem em equilíbrio em meio aquoso, sendo que HA e A^- possuem diferentes colorações. Quando o pH diminui (aumenta $[H^+]$), o equilíbrio equacionado a seguir se desloca para a esquerda, prevalecendo a cor 1. Quando o pH aumenta (aumenta $[OH^-]$), os íons OH^- reagem com H^+, diminuindo sua concentração. Isso desloca o equilíbrio para a direita e prevalece a cor 2.

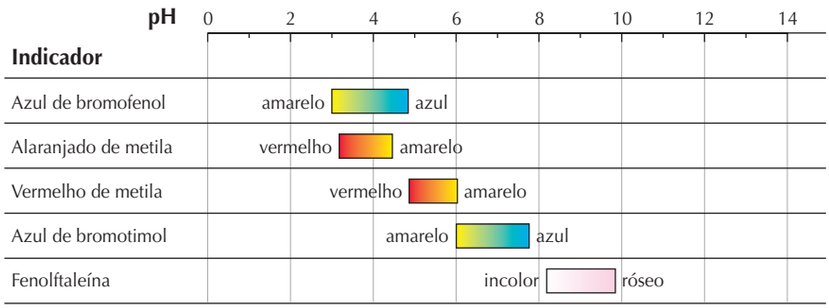
$$HA\ (aq) \rightleftharpoons H^+\ (aq) + A^-\ (aq)$$

Cor 1 — Cor 2

O aumento de $[H^+]$ desloca para a esquerda e a solução adquire a cor 1

O aumento de $[OH^-]$ desloca para a direita e a solução adquire a cor 2

TABELA 7 **Faixa de viragem de alguns indicadores ácido-base**



ADILSON SECCO

Fonte: Tabela elaborada a partir de MENDHAM, J. et al. (*Vogel*) *Análise química quantitativa*. 6. ed. Rio de Janeiro: LTC, 2002. p. 190.

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



CHARLES D. WINTERS/PHOTORESEARCHERS-LATINSTOCK

▲ Um **medidor eletrônico de pH** (**peagâmetro digital**) em uso para medir o pH de uma solução aquosa de ácido metanoico (HCOOH).



EDUARDO SANTALIESTRA/CID

▲ Existem papéis indicadores que adquirem não apenas duas cores possíveis, mas sim várias delas, que, por comparação com uma escala colorida, permitem estimar o pH de um meio. São chamados de **indicadores universais** e são obtidos por meio da mistura apropriada de vários indicadores ácido-base.



ANDREW LAMBERT PHOTOGRAPHY/ SCIENCE PHOTO LIBRARY/LATINSTOCK

◀ Solução aquosa de indicador universal adicionada a quinze soluções aquosas. A primeira, à esquerda, tem pH = zero. A segunda, pH = 1, e assim por diante, até a décima quinta, que tem pH = 14.

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

• ATENÇÃO

Os experimentos retratados acima e os exercícios listados a seguir têm como finalidade facilitar o entendimento do assunto abordado. **Nenhum** experimento deve ser realizado por conta própria, **por mais simples que pareça**. A eventual realização deve ter **autorização** e **supervisão** do(a) professor(a).

Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

68. (Mackenzie-SP) Determine, das misturas citadas, aquela que apresenta maior caráter básico.

a) Leite de magnésia, pH = 10
b) Suco de laranja, pH = 3,0
c) Água do mar, pH = 8,0
d) Leite de vaca, pH = 6,3
e) Cafezinho, pH = 5,0

69. (Unifor-CE) Qual das amostras seguintes apresenta maior pH?

a) suco de limão.
b) vinagre.
c) água destilada.
d) solução aquosa de NaCℓ.
e) solução aquosa de NaOH.

70. (Ufac) A notação pH indica:

a) $[H^+]$ **c)** $\frac{1}{[H^+]}$ **e)** $-\log [H^+]$
b) $1 - [H^+]$ **d)** $\log [H^+]$

71. (Unirio-RJ) Considerando que a concentração de íons H_3O^+ em um ovo fresco é 0,00000001 mol/L, o valor do pH será igual a:

a) 2 **c)** 6 **e)** 10
b) 4 **d)** 8

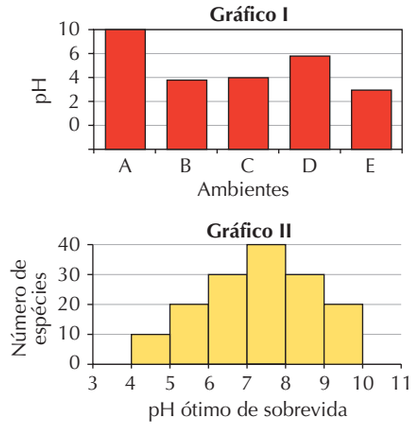
72. (Ufac) Qual o pH e o pOH de uma solução aquosa que apresenta uma concentração em mol/L de OH^- igual a $1{,}0 \cdot 10^{-10}$?

a) pH = 1 e pOH = 4 **d)** pH = 1 e pOH = 13
b) pH = 4 e pOH = 10 **e)** pH = 0 e pOH = 14
c) pH = 10 e pOH = 4

73. (UFF-RJ) As vinícolas do Vale do São Franscisco têm-se destacado como produtoras de vinho de alta 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^-:
a) maior ou igual a $1{,}0 \cdot 10^{7}$ mol/L.
b) igual a $1{,}0 \cdot 10^{-7}$ mol/L.
c) maior do que $1{,}0 \cdot 10^{-7}$ mol/L.
d) menor do que $1{,}0 \cdot 10^{-7}$ mol/L.
e) maior ou igual a $1{,}0 \cdot 10^{-7}$ mol/L.

74. (Ufam) A água do rio Negro, no Amazonas, tem caráter ácido, com pH em torno de 5,0. A concentração de H^+ por litro de água e seu pOH é, aproximadamente:
a) 10^{-3} mol/litro e 8,0
b) 10^{-5} mol/litro e 9,0
c) 10^{-5} mol/litro e 7,0
d) $10^{-2,5}$ mol/litro e 7,0
e) 10^{-3} mol/litro e 8,0

75. (Enem-MEC) Um estudo caracterizou 5 ambientes aquáticos, nomeados de A a E, em uma região, medindo parâmetros físico-químicos de cada um deles, incluindo o pH nos ambientes. O gráfico I representa os valores de pH dos 5 ambientes. Utilizando o gráfico II, que representa a distribuição estatística de espécies em diferentes faixas de pH, pode-se esperar um maior número de espécies no ambiente:



ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

a) A. **b)** B. **c)** C. **d)** D. **e)** E.

Exercício Resolvido

76. Determinada variedade de suco de limão tem pH = 2,3 e determinada variedade de suco de laranja tem pH = 4,3. Determine a relação $[H^+]_{\text{suco de limão}}/[H^+]_{\text{suco de laranja}}$.

Resolução

O suco de limão tem pH = 2,3 $\Rightarrow$ $[H^+] = 10^{-2,3}$ mol/L.
O suco de laranja tem pH = 4,3 $\Rightarrow$ $[H^+] = 10^{-4,3}$ mol/L.
Assim:

$$\frac{[H^+]_{\text{suco de limão}}}{[H^+]_{\text{suco de laranja}}} = \frac{10^{-2,3}}{10^{-4,3}} = 10^{-2,3-(-4,3)} = \boxed{10^2}$$

O apêndice B, no final do livro, resume propriedades das potências de dez. Estude-o se julgar necessário.

77. A chuva apresenta normalmente pH = 5,6. Um técnico analisou duas amostras de chuva ácida. A amostra **A** apresentou pH = 3,6 e a amostra **B,** pH = 2,6.
a) Qual das amostras é mais ácida?
b) Quantas vezes a $[H^+]$ da amostra **A** é maior que na chuva "normal"?

78. Os efluentes de uma certa indústria apresentavam pH = 3,7, sendo muito ácidos para serem despejados no rio. Após tratamento adequado, esses efluentes passaram a pH = 6,7.
O tratamento provocou que alteração numérica em $[H^+]$?

79. (UFMG) A água da chuva em uma região poluída tem pH igual a 3,0. Considere estas duas misturas e seu respectivo 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.

80. (PUC-RS) Considere os dados da tabela abaixo.

Solução	pH
I - suco de laranja	4,0
II - café	5,0
III - água do mar	8,0

Pela análise da tabela, é correto afirmar que a solução:
a) III é mais ácida.
b) I é a mais básica.
c) II é uma vez mais ácida que a solução I.
d) III é três vezes mais básica que a solução II.
e) I é dez vezes mais ácida que a solução II.

Exercício Resolvido

81. Determine o pH de uma solução 0,001 mol/L de HCℓ.

Resolução

Como o HCℓ é monoácido, vale a expressão $[H^+] = \alpha \cdot \mathcal{M}$. E como é um ácido forte, seu grau de ionização (α) pode ser considerado 100%, ou seja, 100/100 ou 1. Assim:

$[H^+] = \alpha \cdot \mathcal{M} = 1 \cdot 0{,}001 = 1 \cdot 10^{-3}$ mol/L $\Rightarrow$ $\boxed{\text{pH} = 3}$

82. Calcule o pH de uma solução 0,1 mol/L de HCℓ e de uma solução 0,01 mol/L de HCℓ. Qual delas é a mais ácida?

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

83. Determine o pH de uma solução 0,001 mol/L de KOH.

▲ **Comentário dos autores:**
Como se trata de uma monobase, empregue a expressão $[OH^-] = \alpha \cdot \mathcal{M}$. Como se trata de uma base forte, considere α como 100%.

84. Calcule o pH de uma solução 0,1 mol/L de NaOH e de uma solução 0,01 mol/L de NaOH. Qual é a mais básica?

85. Em uma solução aquosa 0,05 mol/L, o ácido acético apresenta-se 2% ionizado. Determine o pH dessa solução.

▲ **Comentário dos autores:**
Como se trata de um monoácido, você pode calcular a $[H^+]$ usando a expressão $[H^+] = \alpha \cdot \mathcal{M}$. Porém, como é um ácido fraco, não podemos considerar $\alpha = 100\%$.

86. Qual o pH de uma solução 0,01 mol/L de um monoácido que apresenta $K_a = 1 \cdot 10^{-6}$?

87. Qual o pH de uma solução 0,001 mol/L de um monoácido que apresenta $K_a = 1 \cdot 10^{-6}$?

88. (PUC-Campinas-SP) Para não prejudicar a saúde dos atletas, a água das piscinas para a prática da *natação* deve ter as seguintes condições:
- pH entre 7,2 e 7,6
- cloro livre entre 1 e 3 mg/L

Estes parâmetros mostram que a água das piscinas:
I. são ligeiramente alcalinas.
II. contém de 1 a 3 mg de íons $C\ell^-$ dissolvidos por litro.
III. apresenta $[H^+]$ menor do que a da água pura.
Está correto o que se afirma SOMENTE em:
a) I. **c)** III. **e)** II e III.
b) II. **d)** I e III.

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

Exercícios adicionais

Resolva em seu caderno

Seu (sua) professor(a) indicará o melhor momento para realizar os exercícios deste bloco.

89. (UFRGS-RS) A seguir estão listados alguns ácidos e suas respectivas constantes de ionização.

	Nome da substância	Fórmula molecular	Constante de ionização
I	ácido acético	$C_2H_4O_2$	$1{,}8 \cdot 10^{-5}$
II	ácido iódico	HIO_3	$1{,}7 \cdot 10^{-1}$
III	ácido bórico	H_3BO_3	$5{,}8 \cdot 10^{-10}$
IV	ácido fluorídrico	HF	$6{,}8 \cdot 10^{-4}$
V	ácido hipocloroso	$HC\ell O$	$3{,}0 \cdot 10^{-8}$

Supondo que os ácidos apresentam a mesma concentração em meio aquoso, a solução com maior condutividade elétrica e a de mais elevado pH são, respectivamente:
a) I e II. **c)** II e III. **e)** IV e IV.
b) I e IV. **d)** III e IV.

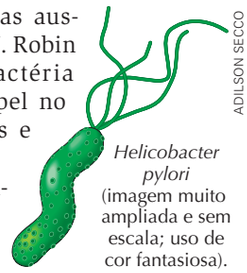
90. (UFRJ) Os ácidos carboxílicos são considerados ácidos fracos. A tabela a seguir apresenta as constantes de ionização, em valores aproximados, do ácido fórmico e do ácido acético.

Ácido	Fórmula molecular	K_a
Fórmico	HCOOH	10^{-4}
Acético	CH_3COOH	10^{-5}

a) Em uma experiência foram preparadas duas soluções aquosas de mesma concentração em mol/L, uma contendo ácido fórmico e outra ácido acético.
Determine qual das soluções apresenta menor pH. Justifique sua escolha.
b) Uma solução aquosa de vinagre contém 0,1 mol/L de CH_3COOH.
Determine a concentração em mol/L de íons acetato nesta solução.

91. (UFG-GO) As queimadas que ocorrem, principalmente, na época seca do ano deixam no solo uma grande quantidade de óxidos metálicos. Com a dissolução desses óxidos, o pH do solo:
a) aumenta. **d)** torna-se alcalino.
b) diminui. **e)** torna-se ácido.
c) fica neutro.

92. (UFRJ) Em 1982, os cientistas australianos Barry 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.


ADILSON SECCO

Helicobacter pylori (imagem muito ampliada e sem escala; uso de cor fantasiosa).

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.
Escreva 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. (UFC-CE) Pequenas variações na concentração hidrogeniônica do organismo humano podem causar efeitos drásticos no funcionamento celular. Por exemplo, se o pH do sangue, que é normalmente 7,45, for alterado para valores menores do que 6,80 ou maiores do que 8,00, pode resultar na morte do indivíduo. Determine a alternativa que contém o intervalo dos valores de concentração hidrogeniônica, no sangue, suportável ao organismo humano:

a) 0,10 mol/L $\leqslant [H^+] \leqslant$ 0,30 mol/L.

b) $10^{-8,00}$ mol/L $\leqslant [H^+] \leqslant 10^{-6,80}$ mol/L.

c) $10^{-7,20}$ mol/L $\leqslant [H^+] \leqslant 10^{-6,00}$ mol/L.

d) 6,80 mol/L $\leqslant [H^+] \leqslant$ 8,00 mol/L.

e) $10^{-14,00}$ mol/L $\leqslant [H^+] \leqslant 10^{-7,00}$ mol/L.

Exercício Resolvido

94. Um suco de limão apresenta $[H^+] = 5 \cdot 10^{-3}$ mol/L. Qual o seu pH? (Dado: log 5 = 0,7)

Resolução

Utilizando a definição de logaritmo, podemos afirmar que, se log 5 = 0,7, então $10^{0,7} = 5$. Com isso, podemos transformar o valor $5 \cdot 10^{-3}$ em uma simples potência de dez.

$$[H^+] = 5 \cdot 10^{-3} = \underbrace{10^{0,7} \cdot 10^{-3}}_{\text{Somam-se os expoentes}} = 10^{-2,3} \text{ mol/L}$$

Como $[H^+] = 10^{-2,3}$ mol/L $\Rightarrow$ $\boxed{\text{pH} = 2,3}$

95. A análise de um suco revelou que sua concentração hidrogeniônica (isto é, $[H^+]$) é igual a $6,3 \cdot 10^{-5}$ mol/L. Determine o pH desse líquido. (Dado: log 6,3 = 0,8)

96. Um medicamento antiácido estomacal apresenta concentração hidroxiliônica, $[OH^-]$, igual a $3,2 \cdot 10^{-4}$ mol/L.
Determine o pH desse material. (Dado: log 3,2 = 0,5)

▲ **Comentário dos autores:**
Calcule primeiramente o pOH.

97. (UnB-DF) Considere que o azul de bromotimol (HA) seja um ácido fraco e que apresente a característica seguinte.

$$\underset{\text{amarelo}}{HA} \rightleftharpoons \underset{\text{azul}}{H^+ + A^-}$$

Decida se a afirmação é certa ou errada:
Uma solução de azul de bromotimol tende a ficar azul com a adição de ácido fosfórico.

98. (UFRGS-RS) O ácido acético é um ácido fraco que se ioniza em água de acordo com a reação

$$CH_3COOH\ (aq) \rightleftharpoons CH_3COO^-\ (aq) + H^+\ (aq).$$

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.

Exercício Resolvido

99. Adiciona-se água destilada a 5 mL de uma solução de HCℓ de pH = 1,7 até o volume de 500 mL. Qual o novo pH?

Resolução

Aplicando a fórmula da diluição de soluções e sabendo que no início $[H^+] = 10^{-1,7}$ mol/L:

$\mathcal{M}_i \cdot V_i = \mathcal{M}_f \cdot V_f$

$10^{-1,7} \cdot 5 = [H^+]_f \cdot 500$

$[H^+]_f = 10^{-3,7}$ mol/L

$\boxed{\text{pH} = 3,7}$

100. (UFMG) Um grupo de estudantes preparou uma solução de HCℓ (aq) de concentração 0,1 mol/L e mediu seu pH.

1. **CALCULE** o pH dessa solução.
2. Em seguida, eles diluíram a solução original, obtendo outra, de concentração mil vezes **menor**, e mediram seu pH.
   CALCULE a concentração dessa solução de HCℓ (aq).
3. Em novo experimento, essa segunda solução foi diluída, obtendo-se uma terceira, de concentração um milhão de vezes **menor** que a anterior. O pH medido desta última solução foi igual a 7.
   CALCULE a concentração dessa solução de HCℓ (aq).
   JUSTIFIQUE o fato de o pH dessa solução ser igual a 7.

101. (UFMT) O suco obtido de algumas laranjas tem o pH = 4. Sendo Y a concentração hidrogeniônica, em mol/L, de um refresco preparado diluindo-se 50 mL desse suco em um volume de água suficiente para perfazer 500 mL, calcule $Y \times 10^6$.

102. (Uespi) Numa determinada temperatura, dissolveu-se 0,2 mol de um monácido HA em 1 litro de água pura. Após estabelecido o equilíbrio, o valor do potencial hidrogeniônico encontrado foi: pH = 5. O grau de ionização desse ácido, após diluir essa solução a um volume 4 vezes maior e após estabelecido o equilíbrio novamente, será:

a) $\alpha = 1,0 \cdot 10^{-3}$

b) $\alpha = 5,0 \cdot 10^{-10}$

c) $\alpha = 5,0 \cdot 10^{-2}$

d) $\alpha = 1,0 \cdot 10^{-4}$

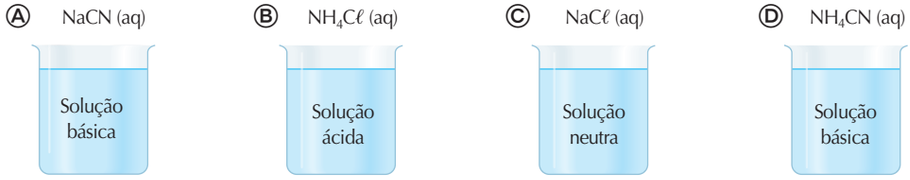
e) $\alpha = 1,0 \cdot 10^{-8}$

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

8 Hidrólise salina

8.1 Previsão do caráter ácido-básico de uma solução de sal

É muito frequente o pensamento de que a solução aquosa de um sal é neutra. Isso, no entanto, nem sempre é verdadeiro, como mostram três dos quatro resultados experimentais Ⓐ, Ⓑ, Ⓒ e Ⓓ, mostrados abaixo.



ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

Vejamos um modo de prever se uma solução de sal é neutra, ácida ou básica. Perceba que os sais escolhidos como exemplos são derivados dos ácidos HCℓ e HCN e das bases NaOH e NH_4OH:

HCℓ — ácido **forte**	NaOH — base **forte**
HCN — ácido **fraco**	NH_4OH — base **fraca**

Caso Ⓐ: NaCN é um sal de ácido fraco e de base **forte**. Há predomínio do caráter básico e a solução de NaCN é **básica**.

Caso Ⓑ: $NH_4C\ell$ é um sal de ácido **forte** e de base fraca. Predomina o caráter ácido e a solução de $NH_4C\ell$ é **ácida**.

Caso Ⓒ: NaCℓ é um sal de ácido **forte** e de base **forte**. Ocorre um "empate" entre caráter ácido e caráter básico e a solução de NaCℓ é **neutra**.

Caso Ⓓ: NH_4CN é um sal de ácido fraco e de base fraca. Nesse caso, para decidir se o meio é ácido ou básico, devemos consultar K_a e K_b:

- para o HCN: $K_a = 4{,}9 \cdot 10^{-10}$
- para o NH_4OH: $K_b = 1{,}8 \cdot 10^{-5}$

$K_b > K_a$ ⇒ **Solução básica**

Como $K_b > K_a$, isso significa que a base é mais forte (menos fraca) que o ácido e a solução do sal será **básica**. Caso $K_a > K_b$, a solução seria ácida. E se K_a e K_b fossem iguais, a solução seria neutra.

Sal de ácido fraco e **base forte** ⇒ solução **básica**
Sal de **ácido forte** e base fraca ⇒ solução **ácida**
Sal de **ácido forte** e **base forte** ⇒ solução **neutra**

Sal de ácido fraco e base fraca:
- se $K_a > K_b$ ⇒ solução **ácida**
- se $K_a < K_b$ ⇒ solução **básica**
- se $K_a = K_b$ ⇒ solução **neutra**

Então:

- Sal de um **ácido mais forte** que a base produz solução **ácida**.
- Sal de uma **base mais forte** que o ácido produz solução **básica**.

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

8.2 O conceito de hidrólise salina

Caso Ⓐ: NaCN é um sal de ácido fraco e de base forte. Quando se dissolve em água, sofre dissociação iônica e, graças a isso, a solução aquosa conterá íons Na^+ (aq) e íons CN^- (aq). Evidências indicam que os íons cianeto reagem com a água e, nesse processo, recebem um íon H^+ dela proveniente, originando HCN (aq), um ácido fraco.

O processo, que pode ser equacionado como segue, é denominado **hidrólise do íon cianeto**:

$$CN^- (aq) + HOH (\ell) \rightleftharpoons HCN (aq) + OH^- (aq)$$

Meio básico (OH^-)

Essa equação representa a hidrólise do íon CN^-.

O processo produz íons hidroxila, OH^-, aumentando a concentração desse íon na solução (comparada à água pura). O meio adquire caráter **básico**. Os íons Na^+ permanecem em solução sem reagir com a água.

Caso Ⓑ: $NH_4C\ell$ é um sal de ácido forte e de base fraca. Graças à dissociação iônica, sua solução aquosa contém íons NH_4^+ (aq) e íons $C\ell^-$ (aq).

Os íons amônio reagem com a água, num processo que é denominado **hidrólise do íon amônio***:

$$NH_4^+ (aq) + HOH (\ell) \rightleftharpoons NH_4OH (aq) + H^+ (aq)$$

Meio ácido (H^+)

Essa equação representa a hidrólise do íon NH_4^+.

Esse processo, que produz íons H^+, provoca aumento da concentração desses íons na solução (comparada à água pura) e, por isso, o meio se torna **ácido**. Os íons $C\ell^-$ permanecem em solução, sem reagir com a água.

Após esses dois exemplos podemos dizer que:

> **Hidrólise salina** é o nome do processo em que o cátion e/ou ânion proveniente(s) de um sal reage(m) com a água.

> Apenas cátions de base **fraca** e ânions de ácido **fraco** sofrem hidrólise apreciável.



DELFIM MARTINS/PULSAR IMAGENS



SHEILA TERRY/SCIENCE PHOTO LIBRARY/LATINSTOCK

▲ Solo ácido.

◀ Acertar o pH de solos ácidos é indispensável para muitos tipos de lavoura. É possível fazer isso pela adição de calcário, que contém predominantemente $CaCO_3$. Este, sendo um sal de base forte, $Ca(OH)_2$, e ácido fraco, H_2CO_3, sofre hidrólise, produzindo íons OH^-. Guaíra, SP, 1999.

* Equacionado, com mais rigor científico, da seguinte maneira:
$NH_4^+ (aq) + H_2O (\ell) \rightleftharpoons NH_3 (aq) + H_3O^+ (aq)$.

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

Por que íons de ácidos e bases fortes não sofrem hidrólise?

Se os íons Na^+ (de base forte) e $C\ell^-$ (de ácido forte) sofressem hidrólise, as equações seriam:

$$Na^+ (aq) + HOH (\ell) \rightleftharpoons \underset{\text{Base forte}}{NaOH (aq)} + H^+ (aq)$$

$$C\ell^- (aq) + HOH (\ell) \rightleftharpoons \underset{\text{Ácido forte}}{HC\ell (aq)} + OH^- (aq)$$

No entanto, perceba que esses processos não possuem propensão nenhuma para acontecer, pois a base, NaOH, sendo forte ($\alpha = 100\%$), possui alta tendência para reagir com o H^+, revertendo a reação. O mesmo ocorre com o $HC\ell$, ácido forte ($\alpha = 100\%$), que reage com o OH^-, também favorecendo a reação inversa.

Caso Ⓒ: $NaC\ell$ é um sal de ácido forte e de base forte. **Não há hidrólise do cátion nem do ânion**. E o meio permanece neutro.

Caso Ⓓ: NH_4CN é um sal de ácido fraco e de base fraca. **Ocorre a hidrólise do cátion** (como em Ⓑ) **e do ânion** (como em Ⓐ). O ácido e a base formados nas reações de hidrólise são fracos e, nesse caso, decidimos o caráter do meio (ácido, básico ou neutro) comparando K_a e K_b, como já foi discutido.

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



ANDREW LAMBERT PHOTOGRAPHY/SCIENCE PHOTO LIBRARY/LATINSTOCK

▲ Uma solução de $A\ell(NO_3)_3$ é ácida (pH < 7) como decorrência da hidrólise do cátion. No exemplo da foto, tem pH = 3,20. (A cor amarela da solução se deve ao indicador verde de bromocresol acrescentado.)

• ATENÇÃO

Nenhum experimento deve ser realizado por conta própria, **por mais simples que pareça**. A eventual realização deve ter **autorização** e **supervisão** do(a) professor(a).



ANDREW LAMBERT PHOTOGRAPHY/SCIENCE PHOTO LIBRARY/LATINSTOCK

▲ Uma solução de Na_2CO_3 (composto conhecido usualmente como soda ou barrilha) é alcalina (pH > 7) devido à hidrólise do ânion. No exemplo da foto, tem pH = 10,19.

Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

103. (PUC-PR) O pH resultante da solução do nitrato de lítio ($LiNO_3$) e água será:

a) igual a 3,0.
b) igual a 12,0.
c) igual a 7,0.
d) igual ao pH da água.
e) menor que 7,0.

104. (Cesgranrio) Determine a substância que, em solução aquosa, apresenta pH abaixo de 7.

a) KCN
b) $NaC\ell$
c) NH_4OH
d) K_2CO_3
e) $NH_4C\ell$

105. (UFMS) Certos sais podem produzir soluções básicas, quando dissolvidos em água. Determine, dentre os sais abaixo, aquele que se enquadra na proposição acima.

a) $NH_4C\ell$
b) $NaC\ell$
c) Na_2CO_3
d) $NaNO_3$
e) Na_2SO_4

106. (UFSM-RS) O bicarbonato de sódio ($NaHCO_3$) é um sal frequentemente usado para combater problemas de acidez, tais como azia e aftas. Essa propriedade deve-se a uma reação estomacal em que há:

a) diminuição do pH, uma vez que esse sal possui caráter ácido.
b) aumento do pH, uma vez que esse sal possui caráter alcalino.
c) aumento do pH, uma vez que esse sal possui caráter ácido.
d) aumento do pOH, uma vez que esse sal possui caráter alcalino.
e) diminuição do pOH, uma vez que esse sal possui caráter ácido.

107. (Vunesp) Na tabela a seguir, são fornecidos os valores de pH de soluções aquosas 0,1 mol/L de dois ácidos monopróticos.

Ácido	pH inicial da solução
Clorídrico	1,0
Cianídrico	5,1

a) Explique os diferentes valores de pH medidos para as duas soluções.
b) A neutralização estequiométrica das soluções de HCℓ e de HCN com uma solução de NaOH resultará em soluções que terão o mesmo pH? Justifique.

▲ **Comentário dos autores:**
Após a neutralização estequiométrica (item **b**), trata-se de uma solução de NaCℓ e outra de NaCN.

Exercícios adicionais

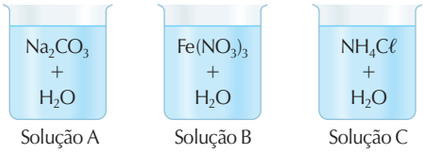
Resolva em seu caderno

Seu (sua) professor(a) indicará o melhor momento para realizar os exercícios deste bloco.

108. (Estácio-RJ) A água sanitária é uma solução aquosa de hipoclorito de sódio (NaCℓO). Experimentalmente, verifica-se que esse produto é básico, o que pode ser explicado em virtude:
a) da hidrólise do cátion.
b) da hidrólise do ânion.
c) da hidrólise de cátion e ânion.
d) de não haver hidrólise de cátion ou ânion.
e) da decomposição da água liberando gás H_2 e íons OH^{-1}.

109. (UFMG) Considere os sais NH_4Br, $NaCH_3COO$, Na_2CO_3, K_2SO_4 e NaCN.
Soluções aquosas desses sais, de mesma concentração, têm diferentes valores de pH.
Determine, entre esses sais, um que produza uma solução ácida, um que produza uma solução neutra e um que produza uma solução básica. Justifique as escolhas feitas, escrevendo as equações de hidrólise dos sais escolhidos que sofram esse processo.

110. (UEG-GO) Denomina-se hidrólise de sal, ou íon, a reação que ocorre entre a água e pelo menos um dos íons formados na dissociação do sal.
Sais normais ou neutros são os que não apresentam H^+ nem OH^- em sua estrutura. Sais ácidos são os que possuem um ou mais hidrogênio ionizáveis em sua estrutura, e sais básicos são os que possuem uma ou mais hidroxilas em sua estrutura



Solução A | Solução B | Solução C

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

Com relação à figura acima, considere as afirmativas abaixo:
I. A solução A tem caráter básico porque o seu pH é maior que 7.
II. A solução B tem caráter ácido; portanto, apresenta um pH menor que 7.
III. A solução C tem caráter neutro, logo o seu pH é, aproximadamente, igual a 7.
IV. Todas as soluções citadas acima tem caráter neutro.

Determine a alternativa CORRETA:
a) Todas as afirmativas são verdadeiras.
b) Somente a afirmativa **I** é verdadeira.
c) Somente a afirmativa **IV** é verdadeira.
d) Somente as afirmativas **I** e **II** são verdadeiras.
e) Somente as afirmativas **I**, **II** e **III** são verdadeiras.

111. (UFRGS-RS) O sulfato de alumínio, usado como floculante nas estações de tratamento de água, forma uma solução na qual:
a) o pH é ácido, pois se trata de um sal de ácido forte e de base fraca.
b) o pH é alcalino, pois forma-se hidróxido de alumínio, que é uma base insolúvel.
c) o pH é 7, pois se trata de uma solução salina, logo neutra.
d) $[A\ell^{3+}] = [SO_4^{2-}]$
e) não existe hidrólise, apenas dissociação do sal.

112. (UnB-DF) O Brasil é hoje um dos maiores produtores mundiais de grãos. Isso se deve, em grande parte, às pesquisas tecnológicas desenvolvidas pela Empresa Brasileira de Pesquisa Agropecuária (EMBRAPA). O aumento da produção nacional de grãos deve-se, particularmente, a investimentos na região do cerrado. Um dos desafios tecnológicos para o cultivo de grãos em solos de cerrado consiste na correção do pH do solo, que é muito ácido. Sob condições muito ácidas, o alumínio existente no solo torna-se solúvel e fica presente na forma de íons $A\ell^{3+}$, que contribuem para aumentar ainda mais a acidez do solo. Os íons $A\ell^{3+}$ na solução do solo são hidrolisados da seguinte forma:

$$A\ell^{3+}\,(aq) + 3\,H_2O\,(\ell) \rightleftharpoons A\ell(OH)_3\,(s) + 3\,H^+\,(aq)$$

Esses íons trivalentes são adsorvidos mais facilmente pelos coloides do solo que os íons de hidrogênio.
A correção do solo deve ser controlada, pois o $A\ell(OH)_3$ não está ionizado e os íons H^+ assim liberados proporcionam valor de pH muito baixo na solução do solo. A correção do pH de solos ácidos pode ser feita por meio de calagem, usando-se carbonato de cálcio. Vários elementos essenciais, como ferro, manganês e zinco, tendem a diminuir suas disponibilidades à medida que o pH se eleva de aproximadamente 5,0 para valores entre 7,5 e 8,0.

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

Tendo o texto anterior como referência e acerca do assunto nele abordado, julgue os itens em certos ou errados.

1. O alumínio presente na solução do solo tem 3 prótons a mais que o alumínio que tem estado de oxidação zero.
2. O hidróxido de alumínio é uma base forte de Arrhenius.
3. No estado de equilíbrio da reação apresentada, o alumínio continua reagindo com a água, embora sua concentração e o K_h [constante de equilíbrio da reação de hidrólise] permaneçam constantes.
4. O objetivo da calagem é reduzir a concentração de $A\ell(OH)_3$ para diminuir o pH do solo.
5. O carbonato de cálcio, $CaCO_3$, substância que apresenta ligações iônicas e covalentes, tem comportamento químico básico.
6. Apesar de possuir átomos de oxigênio, o carbonato de cálcio não é classificado como óxido.
7. A partir das informações do texto, conclui-se que a absorção de vários nutrientes pelas plantas fica comprometida quando a concentração de íons H^+ está entre 10^{-6} mol/L e 10^{-7} mol/L e a de OH^- está entre 10^{-7} mol/L e 10^{-8} mol/L.

9 Equilíbrios heterogêneos: análise matemática

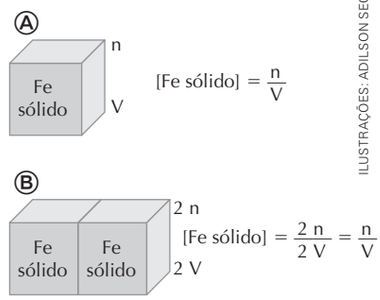
9.1 A concentração de um sólido é constante

Considere um pedaço de ferro sólido. Essa amostra (figura Ⓐ) possui uma massa, uma quantidade em mols e um volume bem definidos.

Imagine que juntemos a esse pedaço um outro igual a ele (figura Ⓑ). Agora teremos uma amostra de ferro sólido com o dobro da massa, da quantidade em mols e do volume. No entanto, a concentração em quantidade de matéria (mol/L) é exatamente a mesma.

Podemos generalizar, dizendo que:

> A uma temperatura fixa, a concentração em mol/L de um **sólido** possui um valor **constante**.



ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

9.2 Obtenção do ferro: exemplo de equilíbrio heterogêneo

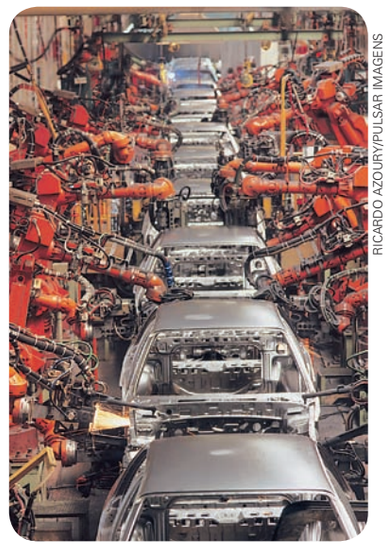
Nas indústrias siderúrgicas, o ferro metálico é obtido nos altos-fornos a partir de minérios como, por exemplo, a hematita (Fe_2O_3). A equação da reação é:

$$Fe_2O_3\,(s) + 3\,CO\,(g) \rightleftharpoons 2\,Fe\,(s) + 3\,CO_2\,(g)$$

Esse é um exemplo de **equilíbrio heterogêneo**, ou seja, aquele em que **os participantes se encontram em duas ou mais fases diferentes**. Usando o que estudamos até agora, escreveríamos a expressão da constante de equilíbrio em função das concentrações da seguinte forma:

$$K'_C = \frac{[Fe]^2 \cdot [CO_2]^3}{[Fe_2O_3] \cdot [CO]^3}$$

No entanto, perceba que tanto a concentração do Fe quanto a do Fe_2O_3 são constantes, pois ambos são sólidos. Uma vez que a constante de equilíbrio serve para auxiliar o químico a descobrir as concentrações que estarão presentes no equilíbrio, não faz o menor sentido colocar na sua expressão valores constantes. Isso representaria apenas mais cálculos a fazer na hora de resolver um problema prático, e sem nenhuma vantagem em troca.



RICARDO AZOURY/PULSAR IMAGENS

▲ Linha de produção de automóveis, cuja "lataria" é feita de aço (liga de ferro e carbono). O ferro, conhecido desde antes de Cristo, é um dos metais mais utilizados pela nossa sociedade. O processo de sua obtenção a partir do minério envolve um equilíbrio heterogêneo. Coreia do Sul, 1996.

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

Por isso podemos incorporar os valores das concentrações de sólidos no valor de K'_C, resultando um valor também constante.

$$K'_C = \frac{[Fe]^2 \cdot [CO_2]^3}{[Fe_2O_3] \cdot [CO]^3} \Rightarrow \underbrace{K'_C \cdot \frac{[Fe_2O_3]}{[Fe]^2}}_{\text{Três constantes que resultam numa nova constante } (K_C)} = \frac{[CO_2]^3}{[CO]^3}$$

Assim, neste caso, a constante de equilíbrio é escrita como:

$$Fe_2O_3\,(s) + 3\,CO\,(g) \rightleftharpoons 2\,Fe\,(s) + 3\,CO_2\,(g) \qquad K_C = \frac{[CO_2]^3}{[CO]^3}$$

Generalizando essa discussão, os químicos convencionaram que:

> As **concentrações dos sólidos** presentes no equilíbrio **não figurame xplicitamente** na expressão matemática de K_C.

Outros exemplos para que isso fique bem claro:

$CaCO_3\,(s) \rightleftharpoons CaO\,(s) + CO_2\,(g)$ $\qquad K_C = [CO_2]$

$2\,Pb(NO_3)_2\,(s) \rightleftharpoons 2\,PbO\,(s) + 4\,NO_2\,(g) + O_2\,(g)$ $\qquad K_C = [NO_2]^4 \cdot [O_2]$

$NH_3\,(g) + HC\ell\,(g) \rightleftharpoons NH_4C\ell\,(s)$ $\qquad K_C = \dfrac{1}{[NH_3] \cdot [HC\ell]}$

$PbC\ell_2\,(s) \rightleftharpoons Pb^{2+}\,(aq) + 2\,C\ell^-\,(aq)$ $\qquad K_C = [Pb^{2+}] \cdot [C\ell^-]^2$

Note bem que **não** estamos afirmando que os sólidos não tomam parte do equilíbrio. Eles participam da reação da mesma forma que as outras substâncias. O que estamos dizendo é que as concentrações dos sólidos, por serem constantes, não são úteis na expressão de K_C e, por isso, não são explicitamente colocadas nela. Estão incorporadas no valor de K_C.

10 Deslocamento de equilíbrios heterogêneos

10.1 Efeito da adição ou retirada de um participante

Se aumentarmos ou diminuirmos a concentração de CO ou de CO_2, deslocaremos o seguinte equilíbrio por razões que já foram apresentadas.

$$Fe_2O_3\,(s) + 3\,CO\,(g) \rightleftharpoons 2\,Fe\,(s) + 3\,CO_2\,(g)$$

No entanto, **quando adicionamos um sólido**, isso **não altera sua concentração em mol/L** (lembre-se de que a concentração em mol/L de sólidos é constante a uma temperatura fixa) e, assim, **o equilíbrio não é deslocado**.

> A adição ou retirada de participante sólido **não** desloca um equilíbrio.

10.2 Efeito das variações de pressão

Mudanças de pressão afetam o volume de gases (figura Ⓐ, na próxima página). Mas tais variações praticamente não alteram o volume dos líquidos e sólidos (figura Ⓑ). Líquidos e sólidos são praticamente incompressíveis, salvo quando o aumento de pressão for muito grande como, por exemplo, em alguns processos geológicos. Assim, comumente, **nas análises de deslocamento por mudança na pressão, devemos considerar apenas os gases participantes, mas não os líquidos e sólidos**. Veja os exemplos:

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

$$Fe_2O_3\,(s) + 3\,CO\,(g) \rightleftharpoons 2\,Fe\,(s) + 3\,CO_2\,(g)$$

3 volumes de gás — 3 volumes de gás

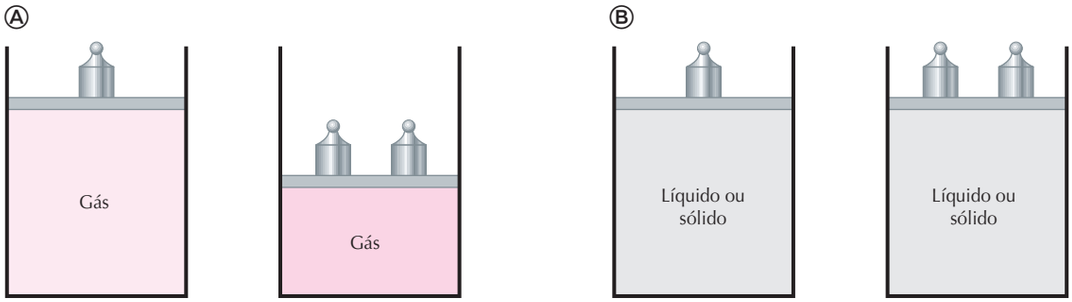
Esse equilíbrio não é afetado por variações de pressão

$$CaCO_3\,(s) \rightleftharpoons CaO\,(s) + 1\,CO_2\,(g)$$

zero volume de gás — 1 volume de gás

O aumento de pressão desloca para a esquerda

A diminuição de pressão desloca para a direita



▲ O volume de gás **é** afetado pelo aumento de pressão. (Representações esquemáticas em cores fantasiosas.)

▲ O volume de líquido ou sólido **não é** afetado apreciavelmente pelo aumento de pressão.

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

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

10.3 Efeito das variações de temperatura

No que diz respeito ao deslocamento por aquecimento ou resfriamento, os equilíbrios heterogêneos comportam-se exatamente como os homogêneos. O **aquecimento desloca no sentido endotérmico** e o **resfriamento no sentido exotérmico.**

Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

113. Em naves espaciais, o gás carbônico produzido na respiração pode ser eliminado através da reação com hidróxido de lítio:

$$CO_2\,(g) + 2\,LiOH\,(s) \rightleftharpoons Li_2CO_3\,(s) + H_2O\,(g)$$

Escreva a expressão de K_C para esse processo.

114. No produto denominado *leite de magnésia* existe o seguinte equilíbrio:

$$Mg(OH)_2\,(s) \rightleftharpoons Mg^{2+}\,(aq) + 2\,OH^-\,(aq)$$

Escreva a expressão de K_C para esse processo.

115. Os cálculos renais ("pedras nos rins") são agregados cristalinos compostos por alguns sais, dentre eles o $Ca_3(PO_4)_2$, que se forma na reação entre os íons presentes no sangue:

$$3\,Ca^{2+}\,(aq) + 2\,PO_4^{3-}\,(aq) \rightleftharpoons Ca_3(PO_4)_2\,(s)$$

A formação das "pedras nos rins" é favorecida por:

a) variações da pressão?

b) alta concentração de íons cálcio no sangue?

c) baixa concentração de íons fosfato no sangue?

116. Nossos dentes são constituídos em grande parte por hidroxiapatita, que, na presença de água, estabelece o equilíbrio:

$$Ca_5(PO_4)_3OH\,(s) \rightleftharpoons 5\,Ca^{2+}(aq) + 3\,PO_4^{3-}\,(aq) + OH^-\,(aq)$$

hidroxiapatita

Sabe-se, também, que a fermentação bacteriana de restos de alimentos na boca libera íons H^+.

a) Escreva a expressão de K_C para o equilíbrio acima.

b) Explique por que a fermentação bacteriana provoca consumo da hidroxiapatita (processo conhecido como "formação da cárie").

Exercícios adicionais

Resolva em seu caderno

Seu (sua) professor(a) indicará o melhor momento para realizar os exercícios deste bloco.

117. (PUC-PR) Dada a equação em equilíbrio:

$HCN\ (g) + H_2O\ (\ell) \rightleftharpoons H_3O^+\ (aq) + CN^-\ (aq)$, $\Delta H < 0$

Determine a alternativa correta:

a) A diminuição da temperatura desloca o equilíbrio para a esquerda.
b) A adição de um ácido forte desloca o equilíbrio para a direita.
c) Para aumentar o rendimento da reação, devemos diminuir a pressão.
d) O HCN (aq) é um ácido muito forte.
e) A adição de uma base aumenta a concentração do CN^-.

118. (Uerj) 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

$2\ H_2\ (g) + O_2\ (g) \rightleftharpoons 2\ H_2O\ (\ell)$

$\Delta H = -571{,}7\ kJ \cdot mol^{-1}$ a 25 °C

Processo de Sabatier

$CO_2\ (g) + 4\ H_2\ (g) \rightleftharpoons CH_4\ (g) + 2\ H_2O\ (\ell)$

$\Delta H = -165\ kJ \cdot mol^{-1}$ a 25 °C

Processo Bosch

$CO_2\ (g) + 2\ H_2\ (g) \rightleftharpoons C\ (s) + 2\ H_2O\ (\ell)$

$\Delta H = -90{,}2\ kJ \cdot mol^{-1}$ a 25 °C

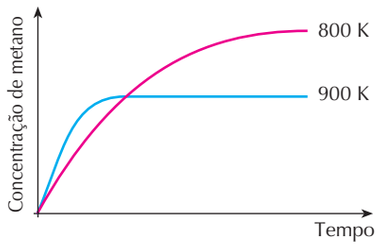
Cite duas ações, comuns aos processos descritos, capazes de produzir um deslocamento do equilíbrio no sentido da formação de reagentes.

119. (UFMG) Num recipiente fechado, de volume constante, hidrogênio gasoso reagiu com excesso de carbono sólido, finamente dividido, formando gás metano, como descrito na equação:

$C\ (s) + 2\ H_2\ (g) \rightleftharpoons CH_4\ (g)$

Essa reação foi realizada em duas temperaturas, 800 e 900 K, e, em ambos os casos, a concentração de metano foi monitorada, desde o início do processo, até um certo tempo após o equilíbrio ter sido atingido.

O gráfico apresenta os resultados desse experimento.



ADILSON SECCO

Considerando-se as informações, é **correto** afirmar que:

a) a adição de mais carbono, após o sistema atingir o equilíbrio, favorece a formação de mais gás metano.
b) a reação de formação do metano é exotérmica.
c) o número de moléculas de metano formadas é igual ao número de moléculas de hidrogênio consumidas na reação.
d) o resfriamento do sistema em equilíbrio de 900 K para 800 K provoca uma diminuição da concentração de metano.

120. (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:

$W\ (s) + 3\ I_2\ (g) \rightleftharpoons WI_6\ (g)$

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) Escreva 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.



AMY TRUSTAM EVE/SCIENCE PHOTO LIBRARY/LATINSTOCK

▲ Lâmpada halógena.

121. (Udesc) Com relação à transformação do dióxido de carbono em monóxido de carbono

$CO_2\ (g) + C\ (s) \rightleftharpoons 2\ CO\ (g)$, $\Delta H = 174$ kJ/mol é possível afirmar:

I. A expressão da constante de equilíbrio para a reação é $K_C = \dfrac{[CO]^2}{[CO_2] \cdot [C]}$

II. Se ocorrer um aumento na temperatura em que a reação acontece, haverá um aumento na produção de monóxido de carbono.

III. O equilíbrio não é afetado, se o sistema sofrer uma compressão.

Determine a alternativa **correta**.

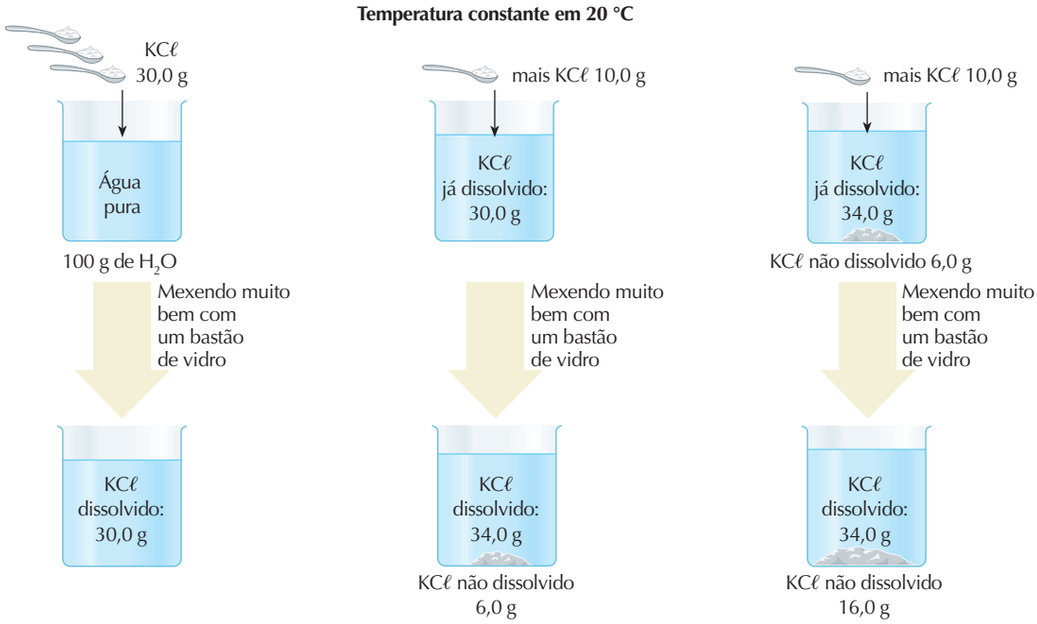
a) Somente as afirmativas II e III são verdadeiras.
b) Somente a afirmativa I é verdadeira.
c) Somente a afirmativa II é verdadeira.
d) Somente as afirmativas I e II são verdadeiras.
e) Somente as afirmativas I e III são verdadeiras.

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

11 Solubilidade

11.1 Os tipos de soluções

Considere um copo contendo 100 g de água a 20 °C. Nessa amostra vamos adicionar o sal de fórmula KCℓ — um sólido de aspecto semelhante ao do sal de cozinha — aos poucos, sempre **agitando muito bem** após cada adição.



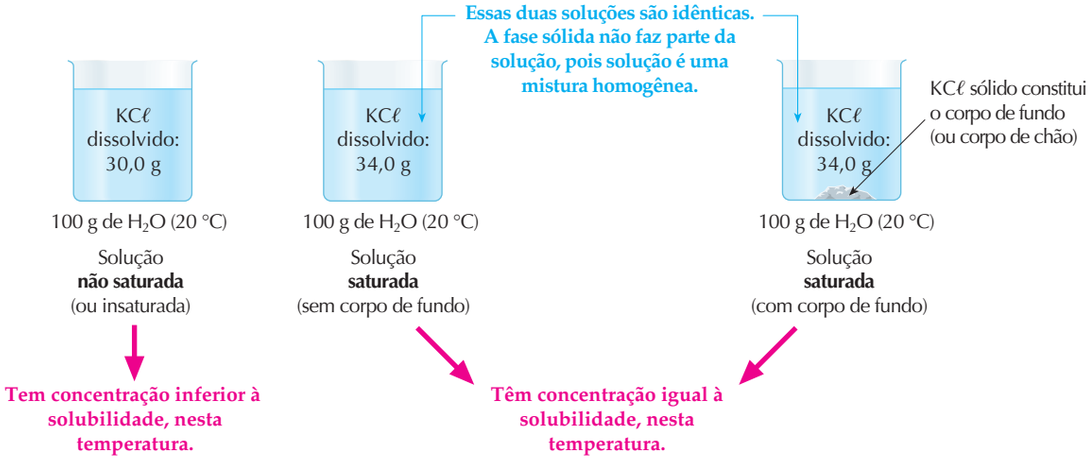
ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

Como percebemos, 34,0 g é o máximo de KCℓ que podemos dissolver em 100 g de água a 20 °C. Todo KCℓ adicionado além desse valor não se dissolve, indo diretamente para o fundo do copo.

Dizemos que a **solubilidade** do KCℓ é de 34,0 g/100 g H_2O a 20 °C.

> **Solubilidade** ou **coeficiente de solubilidade** é o nome dado à máxima quantidade de uma substância que conseguimos dissolver em uma quantidade especificada de solvente, a uma dada pressão e temperatura, formando uma solução estável.

Os químicos utilizam alguns termos para designar as soluções, dependendo da concentração de soluto:



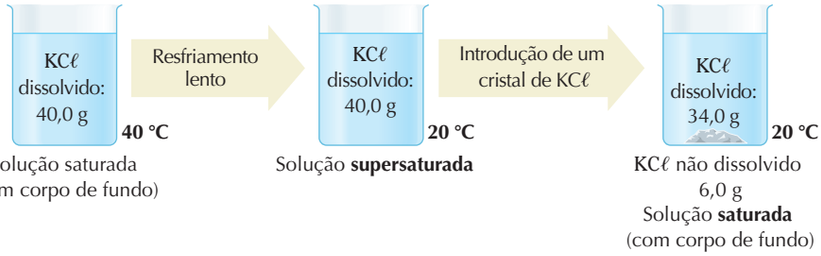
ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

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

Repetindo a experiência a 30 °C percebemos que algo semelhante ocorre, porém descobrimos que a solubilidade do KCℓ nessa nova temperatura é 37,0 g do sal por 100 g de água. Podemos repetir essa experiência a várias temperaturas, levantando assim uma tabela de solubilidade como a tabela 8.

Vamos agora analisar outra experiência, que começa com 100 g de água a 40 °C. A essa temperatura, de acordo com a tabela 8, podemos dissolver 40,0 g de KCℓ nessa quantidade de água, formando uma solução saturada. Se agora resfriarmos essa solução saturada até 20 °C, verificaremos que, durante o resfriamento, haverá a precipitação de KCℓ, isto é, formação de KCℓ sólido. Isso é fácil de entender, pois, a 20 °C, 100 g de água comportam apenas 34 g de KCℓ.

No entanto, se repetirmos várias vezes esse procedimento, resfriando muito lentamente, poderemos, com sorte, presenciar um fato interessante: conseguir chegar a 20 °C sem que haja a precipitação. Nesse caso, a solução obtida é chamada de **supersaturada**. Se introduzirmos um pequeno cristal de KCℓ sólido na solução, perceberemos que imediatamente haverá a precipitação do KCℓ em excesso.



ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

O cristal introduzido é chamado de **germe de cristalização**. A precipitação também ocorreria se tivéssemos agitado a solução com um bastão de vidro ou batido com ele na superfície externa do copo. Verificamos, portanto, que uma **solução supersaturada não é estável**, bastando uma pequena perturbação para que ocorra a precipitação do excesso de soluto.

Assim, **a tabela 8 mostra a máxima quantidade de KCℓ que podemos dissolver em 100 g de água, formando uma solução estável a uma dada temperatura**. Se ultrapassarmos esse limite, estaremos trabalhando com uma solução que não é estável, chamada de solução supersaturada.

Não se consegue fazer uma solução supersaturada por dissolução direta do soluto no solvente. Para consegui-la, é necessário usar a estratégia que acabamos de descrever, partindo de uma solução que esteja em outra temperatura.

TABELA 8 **Solubilidade do KCℓ em água, a várias temperaturas**

Temperatura (°C)	Solubilidade (g/100 g H_2O)
0	27,8
10	31,9
20	34,0
30	37,0
40	40,0
50	42,9
60	45,8
70	48,5
80	51,2
90	53,8
100	56,4

Fonte: Elaborada a partir de LIDE, D. R. (Ed.) *Handbook of Chemistry and Physics*. 84. ed. Boca Raton: CRC Press, 2003. p. **8**-113

SOLUÇÕES SUPERSATURADAS NA COZINHA

Soluções supersaturadas não são apenas curiosidades de laboratório; elas existem naturalmente. O mel é um exemplo, no qual o principal soluto é a glicose. Se o mel é deixado em repouso, a glicose cristaliza. Dizemos, não muito cientificamente, que o mel "açucarou".

Soluções supersaturadas de sacarose (açúcar de cana) são muito comuns na cozinha. As geleias são um exemplo. A sacarose frequentemente cristaliza quando a geleia é armazenada por um longo tempo.

Fonte: HILL, J. W.; PETRUCCI, R. H. *General chemistry.* Upper Saddle River: Prentice Hall, 1996. p. 491. (*Tradução dos autores.*)



JAVIER JAIME/CID

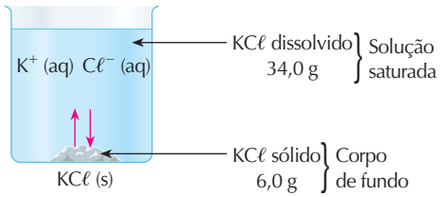
O mel é, frequentemente, uma solução supersaturada de açúcares.

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

11.2 Solubilidade e equilíbrio químico

Se adicionarmos 40 g de KCℓ a 100 g de água a 20 °C, verificaremos que, mesmo após prolongada agitação, 6,0 g do sólido ficarão no fundo, pois a solubilidade do KCℓ é de 34,0 g/100 g H_2O a essa temperatura.

$$\underbrace{KC\ell\,(s)}_{\text{Corpo de fundo}} \rightleftharpoons \underbrace{K^+\,(aq) + C\ell^-\,(aq)}_{\text{Solução saturada}}$$



ADILSON SECCO



SÉRGIO DOTTA JR./CID

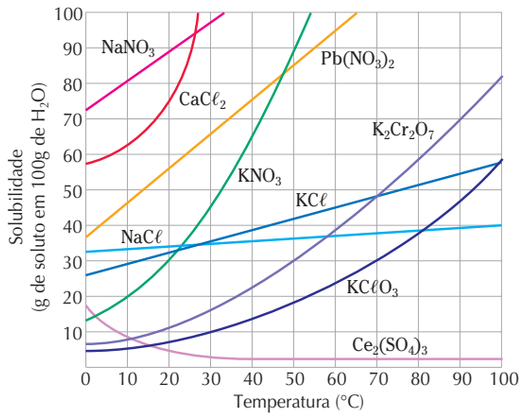
▲ Uma solução aquosa saturada de KCℓ em equilíbrio com KCℓ sólido.

Na verdade, nessa situação a dissolução não para de acontecer. No entanto, a reação inversa está ocorrendo com a mesma velocidade com que a direta. Isso caracteriza uma situação de equilíbrio químico. Trata-se de um equilíbrio heterogêneo entre o corpo de fundo e a solução.

Solução em equilíbrio com corpo de fundo é necessariamente saturada.

11.3 Curvas de solubilidade

Um gráfico que relacione solubilidade e temperatura é chamado de **curva de solubilidade**. Curvas de solubilidade são muito úteis para comparar a solubilidade de vários compostos e também para analisar o comportamento da solubilidade com a variação de temperatura.



ADILSON SECCO

◀ Curva de solubilidade para alguns sais em água.

Fonte: BROWN, T. L. et al. *Chemistry*: the central science. 9. ed. Upper Saddle River: Prentice Hall, 2003. p. 497.

11.4 Solubilidade e temperatura

TABELA 9 Comparação das solubilidades do KCℓ e do Li_2CO_3 a várias temperaturas

Temperatura (°C)	Solubilidade (g/100 g H_2O)	
	KCℓ	Li_2CO_3
0	27,8	1,56
10	31,9	1,45
20	34,0	1,35
30	37,0	1,26
40	40,0	1,16
50	42,9	1,08

Solubilidade aumenta (KCℓ)

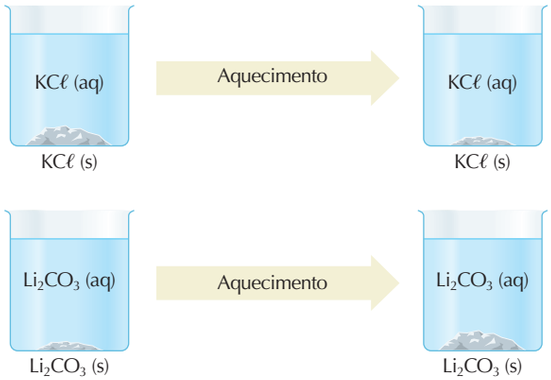
Solubilidade aumenta (Li_2CO_3)

Fonte: Elaborada a partir de LIDE, D.R. (Ed.) *CRC Handbook of Chemistry and Physics*. 84. ed. Boca Raton: CRC Press, 2003. p. **8**-113 e **8**-114

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

A tabela 9 permite concluir que o $KC\ell$ e o Li_2CO_3 apresentam solubilidades que se comportam diferentemente diante de variações de temperatura.

O fato de a solubilidade do $KC\ell$ aumentar com o aquecimento significa que, se aquecermos uma solução saturada com corpo de chão, este irá se dissolver cada vez mais. Já no caso do Li_2CO_3, isso provocaria um aumento do corpo de chão.



ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

Note que, com o aquecimento, a quantidade de $KC\ell$ no corpo de chão diminuiu.

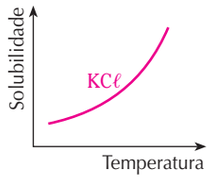
Note que, com o aquecimento, a quantidade de Li_2CO_3 no corpo de chão aumentou.

Qual seria a razão do comportamento diferente entre as solubilidades dos dois sais? A resposta reside no fato de a **dissolução do $KC\ell$** ser **endotérmica** ($\Delta H > 0$) e a **dissolução do Li_2CO_3** ser **exotérmica** ($\Delta H < 0$). De acordo com o Princípio de Le Chatelier, **o aquecimento desloca o equilíbrio no sentido endotérmico**. Assim, o aquecimento favorece a solubilização do $KC\ell$ e desfavorece a do Li_2CO_3.

$$KC\ell\,(s) \underset{\text{endotérmico}}{\rightleftharpoons} K^+\,(aq) + C\ell^-\,(aq) \qquad \Delta H > 0$$

O aquecimento desloca para a direita

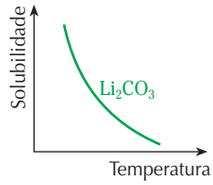
O aquecimento *aumenta* a solubilidade do $KC\ell$



$$Li_2CO_3\,(s) \underset{\text{endotérmico}}{\rightleftharpoons} 2\,Li^+\,(aq) + CO_3^{2-}\,(aq) \qquad \Delta H < 0$$

O aquecimento desloca para a esquerda

O aquecimento *diminui* a solubilidade do Li_2CO_3



ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

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



SÉRGIO DOTTA JR./CID

◀ Uma solução aquosa de $KC\ell$ na presença de corpo de fundo é resfriada em água gelada.



SÉRGIO DOTTA JR./CID

◀ Quando esse mesmo sistema tem sua temperatura aumentada, mais $KC\ell$ (s) se dissolve e observa-se diminuição do corpo de fundo.

SOLUBILIDADE DE GASES EM LÍQUIDOS

Efeito da temperatura

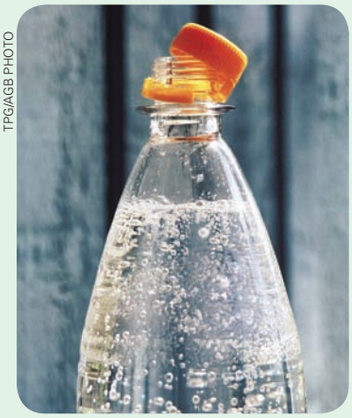
É difícil generalizar o comportamento da dissolução de gases em água como função da temperatura. Podemos dizer, contudo, que **geralmente** ocorre uma **diminuição da solubilidade do gás em água quando a temperatura aumenta**.

Em mares e rios, os despejos de água quente feitos por indústrias provocam a chamada **poluição térmica**, ou seja, um aumento da temperatura da água. Mesmo um aumento relativamente pequeno de temperatura pode provocar grande mortalidade de peixes por causar redução da solubilidade do oxigênio em água.

Efeito da pressão

É verificado experimentalmente que a pressão parcial de um gás influencia diretamente a sua solubilidade em água. A **solubilidade de um gás em um líquido**, à temperatura constante, é **proporcional à pressão do gás**. Essa é a chamada **Lei de Henry**.

O aumento da pressão do gás provocará um aumento na sua concentração dissolvida, por exemplo, em água. Caso o gás reaja com a água, isso provocará um deslocamento do equilíbrio da reação entre ambos.



TPG/AGB PHOTO

▲ Quanto menor a pressão parcial do CO_2 sobre o líquido, menor a tendência desse composto de permanecer dissolvido.



REINHARD DIRSCHERL / ALAMY / OTHER IMAGES

▲ Se um mergulhador que esteja a razoável profundidade voltar à superfície muito rapidamente, a brusca redução de pressão diminui a solubilidade dos gases e isso faz com que sejam expulsos do sangue. Há formação de bolhas nas veias e artérias, impedindo o fluxo de sangue e provocando dores nas juntas e nos músculos, surdez, paralisia e até mesmo a morte. Na foto, mergulhadora no Mar de Andaman, Tailândia.

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

Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

122. (Ufam) Adicionando-se soluto a um solvente, chega-se a um ponto em que o solvente não mais consegue dissolver o soluto. Neste ponto a solução torna-se:

a) supersaturada.
b) concentrada.
c) fraca.
d) saturada.
e) diluída.

123. (UFRGS-RS) Quais as soluções aquosas, contendo uma única substância dissolvida, que podem apresentar corpo de fundo dessa substância?

a) saturadas e supersaturadas.
b) somente as saturadas.
c) insaturadas diluídas.
d) somente as supersaturadas.
e) insaturadas concentradas.

124. (Evangélica-GO) O coeficiente de solubilidade de um sal é de 40 g por 100 g de água a 80 °C.
A massa em gramas desse sal, nessa temperatura, necessária para saturar 70 g de água é:

a) 18
b) 28
c) 36
d) 40
e) 70

125. (UFPB) Se 64 g de solução saturada de KCℓ, após evaporação completa da água, produziram um resíduo sólido que pesou 24 g, a massa, em gramas, do sal KCℓ necessária para saturar 100 g de água, à mesma temperatura, é:

a) 166,6 g.
b) 16 g.
c) 60 g.
d) 6 g.
e) 160 g.

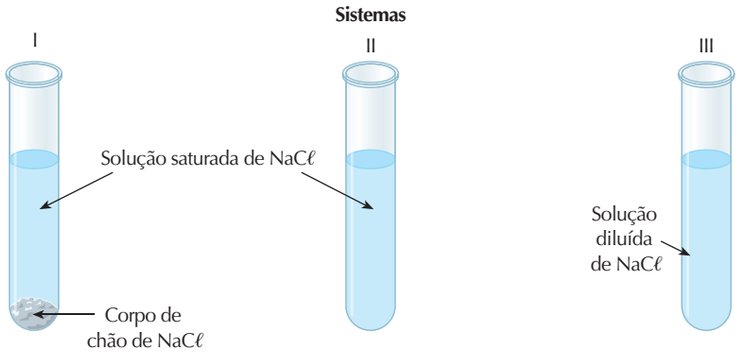
126. (UFMG) Sabe-se que o cloreto de sódio pode ser obtido a partir da evaporação da água do mar. Analise este quadro, em que está apresentada a concentração de quatro sais em uma amostra de água do mar e a respectiva solubilidade em água a 25 °C:

Sal	Concentração/(g/L)	Solubilidade em água/(g/L)
$NaC\ell$	29,7	357
$MgC\ell_2$	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)** $CaSO_4$ **c)** $NaC\ell$ **d)** $MgC\ell_2$

127. (UFG-GO) Os sistemas, a seguir, contêm soluções aquosas de $NaC\ell$ em três diferentes situações, mantidas a temperatura constante:

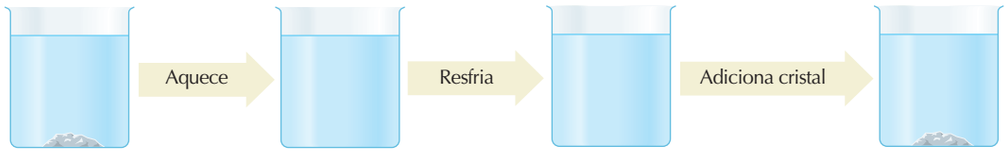


ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

a) Determine 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 $NaC\ell$ sólido?

128. (UFRGS-RS) Uma mistura é preparada adicionando-se 80 g de acetato de sódio a 100 g de água a uma temperatura de 20 °C. Essa mistura é, então, aquecida até 50 °C, obtendo-se a dissolução completa do sal. A seguir, resfria-se a mistura, cuidadosamente, sem agitação, até 20 °C. Após, acrescenta-se um pequeno cristal de acetato de sódio à mistura.
Esses procedimentos são esquematizados abaixo:



Situação 1
T = 20 °C
Sistema heterogêneo

Situação 2
T = 50 °C
Sistema homogêneo

Situação 3
T = 20 °C
Sistema homogêneo

Situação 4
T = 20 °C
Sistema heterogêneo

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

(Dado: o coeficiente de solubilidade do acetato de sódio é de 46,5 g/100 g de H_2O a 20 °C.)
As soluções obtidas nas situações 1, 2, 3 e 4 são, respectivamente:

a) insaturada, concentrada, saturada e insaturada.

b) supersaturada, insaturada, saturada e concentrada.

c) saturada, diluída, supersaturada e concentrada.

d) supersaturada, diluída, concentrada e supersaturada.

e) saturada, insaturada, supersaturada e saturada.

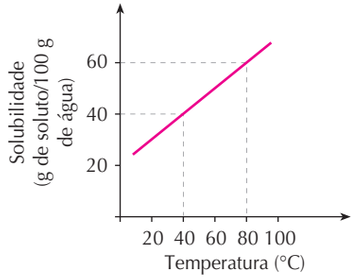
Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Exercícios adicionais

Resolva em seu caderno

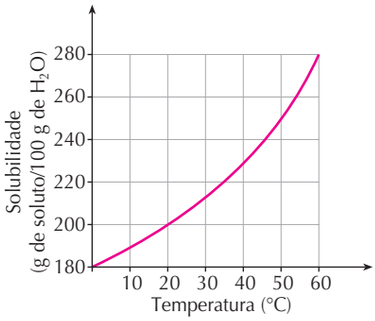
Seu (sua) professor(a) indicará o melhor momento para realizar os exercícios deste bloco.

129. (UFPE) Uma solução saturada de $NH_4C\ell$ 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 $NH_4C\ell$ varia com a temperatura, conforme mostrado no gráfico.



ADILSON SECCO

130. (Unifor-CE) O gráfico seguinte dá a solubilidade em água do açúcar de cana em função da temperatura.



ADILSON SECCO

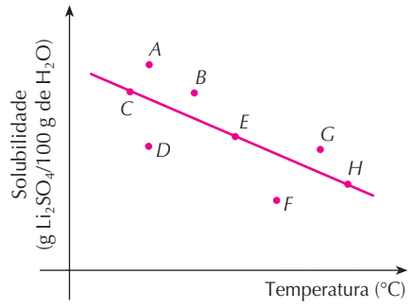
Adicionou-se açúcar a 100 g de água a 50 °C até não mais o açúcar se dissolver. Filtrou-se a solução. O filtrado foi deixado esfriar até 20 °C. Qual a massa aproximada de açúcar que precipitou (restou insolúvel)?

a) 100 g
b) 80 g
c) 50 g
d) 30 g
e) 20 g

131. (Ufes) Ao se adicionar cloreto de amônio a uma certa quantidade de água a 25 °C, observa-se um resfriamento na solução. Com base nessa informação, pode-se afirmar:

a) O processo é exotérmico, e a solubilidade do $NH_4C\ell$ aumenta com o aumento da temperatura.
b) O processo é endotérmico, e a solubilidade do $NH_4C\ell$ aumenta com o aumento da temperatura.
c) O processo é exotérmico, e a solubilidade do $NH_4C\ell$ diminui com o aumento da temperatura.
d) O processo é endotérmico, e a solubilidade do $NH_4C\ell$ diminui com o aumento da temperatura.
e) O processo é endotérmico, e a solubilidade do $NH_4C\ell$ independe da temperatura.

132. (UFJF-MG) O Li_2SO_4 apresenta a seguinte curva de solubilidade:

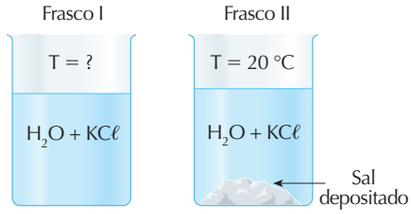


ADILSON SECCO

Os pontos assinalados representam soluções de Li_2SO_4 com diferentes concentrações.
A partir da análise do gráfico, pode-se afirmar que as soluções supersaturadas são:

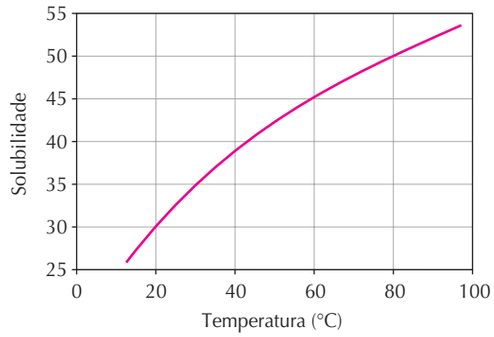
a) D e F.
b) C, E e H.
c) A, B e G.
d) F e G.
e) D e B.

133. (UFRJ) Os frascos a seguir contêm **soluções saturadas** de cloreto de potássio ($KC\ell$) em duas temperaturas diferentes. Na elaboração das soluções foram adicionados, em cada frasco, 400 mL de água e 200 g de $KC\ell$.



ADILSON SECCO

O diagrama a seguir representa a solubilidade do $KC\ell$ em água, em gramas de soluto/100 mL de H_2O, em diferentes temperaturas.



ADILSON SECCO

a) Determine a temperatura da solução do frasco I.
b) Sabendo que a temperatura do frasco II é de 20 °C, calcule a quantidade de sal ($KC\ell$) depositado no fundo do frasco.

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

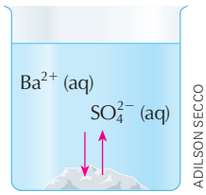
12 Produto de solubilidade

12.1 O que é produto de solubilidade?

Como já vimos, há um equilíbrio químico entre o corpo de chão e uma solução saturada. Dessa forma, podemos escrever a constante de equilíbrio, lembrando que a concentração de um sólido não entra na expressão de K_C.

$$\underbrace{BaSO_4\,(s)}_{\text{Sólido iônico}} \rightleftharpoons \underbrace{Ba^{2+}\,(aq) + SO_4^{2-}\,(aq)}_{\text{Solução saturada}} \qquad K_C = [Ba^{2+}] \cdot [SO_4^{2-}]$$

Essa constante de equilíbrio é conhecida como **produto de solubilidade**.



$BaSO_4$ (s)

▲ Solução saturada em equilíbrio com o corpo de chão.

> **Produto de solubilidade** é o nome dado à constante de equilíbrio para um processo do tipo:
> sólido iônico ⇌ solução saturada

Costuma-se simbolizar o produto de solubilidade por **PS**, $\mathbf{K_{PS}}$ ou $\mathbf{K_S}$. A IUPAC recomenda a representação K_S.

$$BaSO_4\,(s) \rightleftharpoons Ba^{2+}\,(aq) + SO_4^{2-}\,(aq) \qquad K_S = [Ba^{2+}] \cdot [SO_4^{2-}]$$

Outros exemplos de expressões para o produto de solubilidade:

$$AgC\ell\,(s) \rightleftharpoons Ag^{+}\,(aq) + C\ell^{-}\,(aq) \qquad K_S = [Ag^{+}] \cdot [C\ell^{-}]$$

$$PbC\ell_2\,(s) \rightleftharpoons Pb^{2+}\,(aq) + 2\,C\ell^{-}\,(aq) \qquad K_S = [Pb^{2+}] \cdot [C\ell^{-}]^2$$

$$A\ell(OH)_3\,(s) \rightleftharpoons A\ell^{3+}\,(aq) + 3\,OH^{-}\,(aq) \qquad K_S = [A\ell^{3+}] \cdot [OH^{-}]^3$$

$$Ca_3(PO_4)_2\,(s) \rightleftharpoons 3\,Ca^{2+}\,(aq) + 2\,PO_4^{3-}\,(aq) \qquad K_S = [Ca^{2+}]^3 \cdot [PO_4^{3-}]^2$$

A partir desses exemplos é fácil perceber que, como a concentração do sólido não aparece explicitamente, a expressão do K_S sempre terá o aspecto de um produto de concentrações. Daí o nome produto de solubilidade.

Na prática, o produto de solubilidade só é utilizado para compostos que possuam baixa solubilidade em água, pois, quando estamos trabalhando com compostos muito solúveis, o K_S não se mantém rigorosamente constante. Exemplos de valores numéricos para K_S aparecem na tabela 10.

TABELA 10 **Alguns valores de produto de solubilidade (K_S), a 25 °C**

Composto	K_S	Composto	K_S
$AgC\ell$	$2 \cdot 10^{-10}$	$Fe(OH)_2$	$5 \cdot 10^{-17}$
$BaCO_3$	$3 \cdot 10^{-9}$	$Fe(OH)_3$	$3 \cdot 10^{-39}$
$BaSO_4$	$1 \cdot 10^{-10}$	$Mg(OH)_2$	$6 \cdot 10^{-12}$
$CaCO_3$	$3 \cdot 10^{-9}$	$PbC\ell_2$	$2 \cdot 10^{-5}$
$CaSO_4$	$5 \cdot 10^{-5}$	$PbSO_4$	$3 \cdot 10^{-8}$

Fonte: LIDE, D. R. (Ed.) *CRC Handbook of Chemistry and Physics*. 84. ed. Boca Raton: CRC Press, 2003. p. **8**-119ss.

12.2 Não confunda "solubilidade" com "produto de solubilidade"

Como vimos, "solubilidade" é o nome dado à máxima quantidade de soluto que conseguimos dissolver de modo estável numa certa quantidade de solvente. Já o "produto de solubilidade" é a denominação de uma constante de equilíbrio. São coisas diferentes e você não deve confundi-las. Mas será que existe alguma relação entre ambas as grandezas? Sim, e é isso que veremos agora.

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

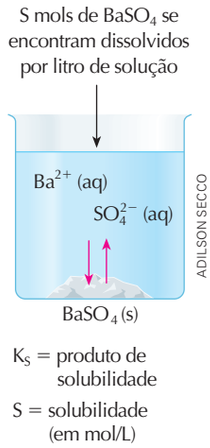
Imagine uma solução de $BaSO_4$ em equilíbrio com o corpo de chão. Vamos representar por S a concentração de $BaSO_4$ dissolvido, expressa em mol/L, ou seja, S é a **solubilidade em mol/L**. A concentração dos íons Ba^{2+} e SO_4^{2-} pode ser calculada em função de S e substituída na expressão de K_S. Assim, encontramos uma relação entre S e K_S.

$$BaSO_4\ (s) \rightleftharpoons Ba^{2+}\ (aq) + SO_4^{2-}\ (aq)$$

Início	Quantidade inicial	—	—
Reagiu	1 S	—	—
Formou	—	1 S	1 S
No equilíbrio	"Sobra"	S	S

Não nos interessa saber quanto sobra, pois sólido não entra na constante de equilíbrio

$$K_S = [Ba^{2+}] \cdot [SO_4^{2-}] = S \cdot S \Rightarrow K_S = S^2$$



K_S = produto de solubilidade

S = solubilidade (em mol/L)

Portanto, se conhecermos a solubilidade (em mol/L), podemos calcular o produto de solubilidade e vice-versa. Mas é necessário deixar claro que a expressão que acabamos de deduzir não vale para todos os compostos. Para entender, observe os seguintes exemplos e perceba que a relação entre S e K_S muda de composto para composto:

$$PbC\ell_2\ (s) \rightleftharpoons Pb^{2+}\ (aq) + 2\ C\ell^-\ (aq)$$

Início	Quantidade inicial	—	—
Reagiu	1 S	—	—
Formou	—	1 S	2 S
No equilíbrio	"Sobra"	S	2 S

$$K_S = [Pb^{2+}] \cdot [C\ell^-]^2 = S \cdot (2\ S)^2 \Rightarrow K_S = 4 \cdot S^3$$

$$A\ell(OH)_3\ (s) \rightleftharpoons A\ell^{3+}\ (aq) + 3\ OH^-\ (aq)$$

Início	Quantidade inicial	—	—
Reagiu	1 S	—	—
Formou	—	1 S	3 S
No equilíbrio	"Sobra"	S	3 S

$$K_S = [A\ell^{3+}] \cdot [OH^-]^3 = S \cdot (3\ S)^3 \Rightarrow K_S = 27 \cdot S^4$$

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



Ⓐ O sulfato de bário é um sal pouco solúvel em água ($K_S = 1 \cdot 10^{-10}$). Ele é facilmente precipitável misturando soluções contendo íons Ba^{2+} e SO_4^{2-}, em concentrações tais que, após a mistura, o produto $[Ba^{2+}][SO_4^{2-}]$ ultrapasse $1 \cdot 10^{-10}$.



Ⓑ A barita é um mineral constituído por sulfato de bário. Na foto, rocha bruta com cerca de 7 cm de diâmetro.

• ATENÇÃO

Nenhum experimento deve ser realizado por conta própria, **por mais simples que pareça**. A eventual realização deve ter **autorização** e **supervisão** do(a) professor(a).

Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

134. (Fuvest-SP) O equilíbrio da dissolução do fosfato de cálcio é representado por

$$Ca_3(PO_4)_2\ (s) \rightleftharpoons 3\ Ca^{2+}\ (aq) + 2\ PO_4^{3-}\ (aq)$$

A expressão do produto de solubilidade é:

a) $K_{PS} = [3\ Ca^{2+}][2\ PO_4^{3-}]$

b) $K_{PS} = [Ca^{2+}]^2[PO_4^{3-}]^3$

c) $K_{PS} = [Ca^{2+}][PO_4^{3-}]$

d) $K_{PS} = [Ca^{2+}][PO_4^{3-}]^2$

e) $K_{PS} = [Ca^{2+}]^3[PO_4^{3-}]^2$

135. (UFS-SE) O produto de solubilidade do fosfato de prata (Ag_3PO_4) é expresso pela relação:

a) $[Ag^+]^3[PO_4^{3-}]$

b) $3\ [Ag^+][PO_4^{3-}]$

c) $3\ [Ag^+] + [PO_4^{3-}]$

d) $3\ [Ag^+] - [PO_4^{3-}]$

e) $\dfrac{3\ [Ag^+]}{PO_4^{3-}}$

136. Dê a expressão matemática do produto de solubilidade para as seguintes substâncias:

a) CaF_2 **b)** ZnS **c)** Ag_2CrO_4 **d)** $Fe(OH)_3$ **e)** $A\ell_2(CO_3)_3$

137. Estabeleça uma relação matemática entre a solubilidade em mol/L (represente-a por S) e o produto de solubilidade (K_S) para cada um dos seguintes compostos:

a) CaF_2 **b)** ZnS **c)** Ag_2CrO_4 **d)** $Fe(OH)_3$ **e)** $A\ell_2(CO_3)_3$

138. Sabendo que o produto de solubilidade do AgI, em água a 25° C, é $8{,}1 \cdot 10^{-17}$, determine a solubilidade desse sal, em mol/L, nessa temperatura.

139. (Fuvest-SP) A determinada temperatura, a solubilidade do sulfato de prata em água é $2{,}0 \cdot 10^{-2}$ mol/L. O produto de solubilidade (K_{PS}) desse sal à mesma temperatura é:

a) $4{,}0 \cdot 10^{-4}$ **b)** $8{,}0 \cdot 10^{-4}$ **c)** $6{,}4 \cdot 10^{-5}$ **d)** $3{,}2 \cdot 10^{-5}$ **e)** $8{,}0 \cdot 10^{-6}$

140. (UFG-GO) Experimentalmente, comprova-se que uma solução saturada de fluoreto de bário, em água pura, a 25 °C, tem concentração do íon fluoreto igual a $1{,}52 \cdot 10^{-2}$ mol/L. Qual é o produto de solubilidade do fluoreto de bário?

Exercícios adicionais

Resolva em seu caderno

Seu (sua) professor(a) indicará o melhor momento para realizar os exercícios deste bloco.

141. (PUC-MG) Observe as substâncias abaixo e seus respectivos produtos de solubilidade.

Substâncias	K_{PS} a 25 °C
$Ba(OH)_2$	$1{,}3 \cdot 10^{-2}$
$PbC\ell_2$	$2 \cdot 10^{-5}$
AgBr	$4{,}9 \cdot 10^{-13}$
$Fe(OH)_3$	$3 \cdot 10^{-39}$
HgS	$4 \cdot 10^{-53}$

A substância que apresenta maior solubilidade em água, a 25 °C, é:

a) HgS **b)** AgBr **c)** $PbC\ell_2$ **d)** $Ba(OH)_2$ **e)** $Fe(OH)_3$

142. (Uerj) Sabendo que o produto de solubilidade do hidróxido de cádmio vale $3{,}2 \times 10^{-14}\ mol^3 \times L^{-3}$ a 25 °C, determine sua solubilidade, em $mol \times L^{-1}$, nessa temperatura.

143. (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:

a) $3{,}0 \cdot 10^{-3}$ g. **b)** $4{,}0 \cdot 10^{-5}$ g. **c)** $4{,}0 \cdot 10^{-3}$ g. **d)** $5{,}0 \cdot 10^{-3}$ g. **e)** $3{,}0 \cdot 10^{-4}$ g.

144. (Fuvest-SP) Preparam-se duas soluções saturadas, uma de oxalato de prata ($Ag_2C_2O_4$) e outra de tiocianato de prata (AgSCN). Esses dois sais têm, aproximadamente, o mesmo produto de solubilidade (da ordem de 10^{-12}). Na primeira, a concentração de íons prata é $[Ag^+]_1$ e, na segunda, $[Ag^+]_2$, as concentrações de oxalato e tiocianato são, respectivamente, $[C_2O_4^{2-}]$ e $[SCN^-]$. Nesse caso, é correto afirmar que:

a) $[Ag^+]_1 = [Ag^+]_2$ e $[C_2O_4^{2-}] < [SCN^-]$

b) $[Ag^+]_1 > [Ag^+]_2$ e $[C_2O_4^{2-}] > [SCN^-]$

c) $[Ag^+]_1 > [Ag^+]_2$ e $[C_2O_4^{2-}] = [SCN^-]$

d) $[Ag^+]_1 < [Ag^+]_2$ e $[C_2O_4^{2-}] < [SCN^-]$

e) $[Ag^+]_1 = [Ag^+]_2$ e $[C_2O_4^{2-}] > [SCN^-]$

145. (UFG-GO) Um estudante, caminhando com um béquer que continha 1 L de uma solução saturada de carbonato de magnésio, com 10 g de corpo de chão, levou um esbarrão, deixando cair 120 mL do sobrenadante. Explique o que ele poderia fazer para se obter o mesmo volume de solução saturada, sem acrescentar mais carbonato de magnésio à solução. (Dado: K_{PS} do $MgCO_3 = 4 \times 10^{-6}$.)

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

Informe-se sobre a Química

Erro de laboratório farmacêutico causa mortes

O caso

"Em meados de 2003, a população brasileira acompanhou, alarmada, o noticiário sobre a morte de mais de 20 pessoas após terem ingerido [um] produto [...] usado para fins de contraste em exames radiológicos.

Esse produto, assim como outros, provenientes de fabricantes diversos, consiste essencialmente em uma suspensão de sulfato de bário em água. Embora os íons bário sejam extremamente tóxicos ao organismo humano, a ingestão desta suspensão é inócua. [...] [Alguns] sintomas do envenenamento por bário são dores abdominais, diarreia, vômitos, náuseas, agitação, ansiedade, [...] crises convulsivas, coma. Como o sulfato de bário é pouquíssimo solúvel [...] em água e (fato importante) não se dissolve mesmo na presença de ácidos, passa pelo [sistema digestório] [...] e é eliminado juntamente com as fezes, sem que quantidade importante de íons bário seja absorvida pelo corpo. [...]

EDWARD KINSMAN/ PHOTORESEARCHERS/LATINSTOCK



▲ Radiografia sem a utilização de contraste radiológico. Note que apenas a estrutura óssea é visível.

MEDIMAGE/SCIENCE PHOTO LIBRARY/ LATINSTOCK



▲ Radiografia realizada após a ingestão de contraste radiológico ($BaSO_4$). O contraste permite a visualização de parte do tubo digestório.

Ao contrário do que vinha fazendo rotineiramente, ou seja, comprando o sulfato de bário já pronto [...], [um] laboratório farmacêutico resolveu sintetizá-lo a partir de carbonato de bário.

Surgem aí duas outras perguntas: 'O que levou o laboratório a tentar a fabricação de sulfato de bário?' 'Como pode haver erro em uma síntese, em princípio, tão simples, e que erro foi esse?' [...]

[...] noticiou-se que o laboratório farmacêutico não teria pago um lote de 6 t comprado em fevereiro de 2002. Isto, com certeza, deve ter provocado o corte no fornecimento. Este corte, evidentemente, deve ter-se estendido por todos os possíveis fornecedores. [...]

Segundo a imprensa, a síntese do sulfato de bário teria sido feita pela simples adição de ácido sulfúrico sobre o carbonato. [...] O que se sabe, pela análise feita no produto final, é que ele continha carbonato de bário. Em outras palavras, a reação do ácido com carbonato não foi completa. [...]

Assim, ao ser ingerido o [contraste radiológico], na presença de ácido clorídrico no estômago a 37 °C, ocorreu dissolução de carbonato de bário liberando íons bário que, logo a seguir, foram absorvidos pelo trato intestinal levando ao envenenamento. [...]"

Fonte do texto: TUBINO, M.; SIMONI, J. A. *Química Nova*. Volume 30, número 2, 2007. p. 505-506. Disponível em: <http://quimicanova.sbq.org.br/qn/qnol/2007/vol30n2/47-AG05484.pdf>. Acesso em: 3 mar. 2010.

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

Equilíbrio químico

"[...] Sais como o sulfato de bário e o carbonato de bário são poucos solúveis em meio aquoso de pH neutro: aproximadamente 2,45 mg · L^{-1} (1,05 · 10^{-5} mol/L) e 17,8 mg · L^{-1} (9,00 · 10^{-5} mol · L^{-1}), a 25 °C, respectivamente. O [contraste radiológico] é uma suspensão aquosa de sulfato de bário de concentração 1 g · mL^{-1} e a dosagem recomendada para adultos é de 30 mL.

Considerando as baixas solubilidades citadas, em condições normais essa dosagem não seria suficiente para atingir a dose mínima letal de 2 a 3 mg de bário por quilo[grama] de tecido.

Por que, então, a contaminação [...] com o carbonato de bário provocou a morte de um número significativo de pessoas? [...]

O suco gástrico é constituído principalmente de ácido clorídrico, um ácido forte que ocasiona a solubilização do carbonato de bário [...]:

$$BaCO_3\,(s) + 2\,HC\ell\,(aq) \rightarrow Ba^{2+}\,(aq) + 2\,C\ell^{-}\,(aq) + CO_2\,(g) + H_2O\,(\ell)$$

Os íons Ba^{2+}, ao entrarem em contato com as membranas celulares do trato digestivo, passam para a corrente sanguínea e alcançam todos os órgãos do corpo humano. [...] O mesmo não acontece com [...] uma suspensão de sulfato de bário, pois esta substância é pouco solúvel em meio ácido.

Assim, [...] a morte de pacientes que fizeram uso do contraste [...] contaminado foi provocada pela solubilização do carbonato de bário presente e a consequente absorção do cátion Ba^{2+} pelo organismo."

Fonte: SENE, J. J. et al. *Química Nova na Escola*. Número 24, novembro, 2006. p. 43-45. Disponível em: <http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc24/eeq4.pdf>. Acesso em: 3 mar. 2010.

Você entendeu a leitura? Responda em seu caderno

1. De que forma as solubilidades diferentes de $BaSO_4$ e $BaCO_3$ em meio ácido foram importantes para ajudar a entender o caso? Explique.
2. "O que se sabe, pela análise feita no produto final, é que ele continha carbonato de bário. Em outras palavras, a reação do ácido com carbonato não foi completa. [...]"
   Qual foi o erro, pensando em conceitos químicos já aprendidos por você, que ocasionou a "sobra" de massa de $BaCO_3$ ao final da reação?
3. Indique a proporção em mols entre reagentes e produtos na reação de carbonato de bário com ácido sulfúrico usada pelo laboratório para produzir o sulfato de cálcio destinado ao contraste radiológico. Especifique, no caso relatado no texto, qual foi o reagente limitante e qual foi o reagente em excesso.
4. Em grupo, faça uma pesquisa sobre outros casos de envenenamento ocorridos nos últimos anos. Elabore uma pequena apresentação para a sala sobre o caso escolhido, explicando sua causa e analisando criticamente a situação.

Reavalie o que você pensa a respeito

Resolva em seu caderno

Verifique em que mudaram suas concepções prévias

Reveja sua resposta à atividade da segunda página deste capítulo, reavalie o que escreveu, discuta com seus colegas e, se julgar necessário, elabore novas justificativas ou aprimore as que tinha escrito. Apresente-as ao professor.

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

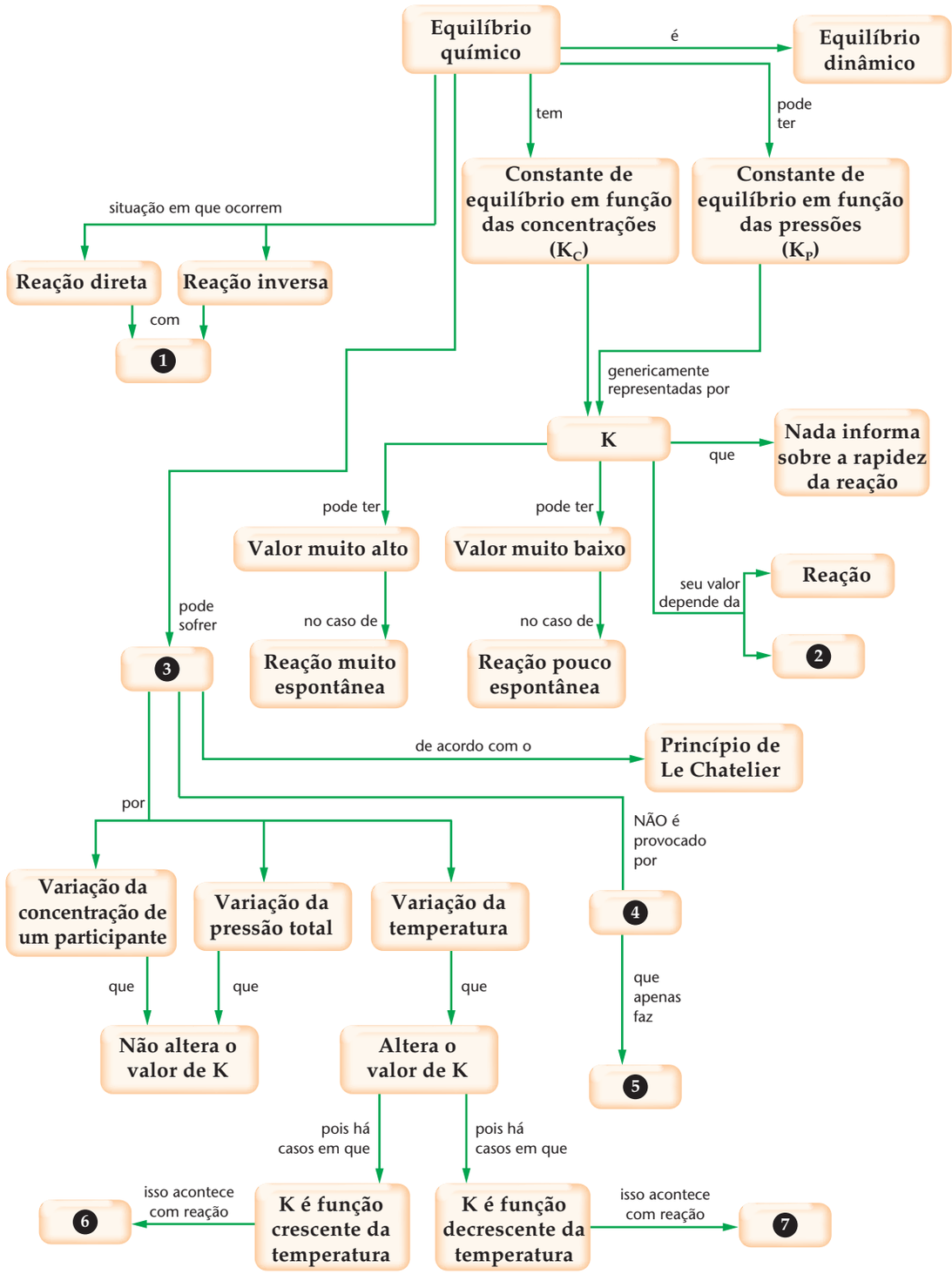
ESTABELEÇA CONEXÕES

Resolva em seu caderno

Importante:
Este mapa é apenas uma das muitas possibilidades de relacionar esses conteúdos conceituais.

MAPA CONCEITUAL – EQUILÍBRIO QUÍMICO

Revise os conceitos estudados e decida como podem ser completados os locais em que aparecem os números.



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

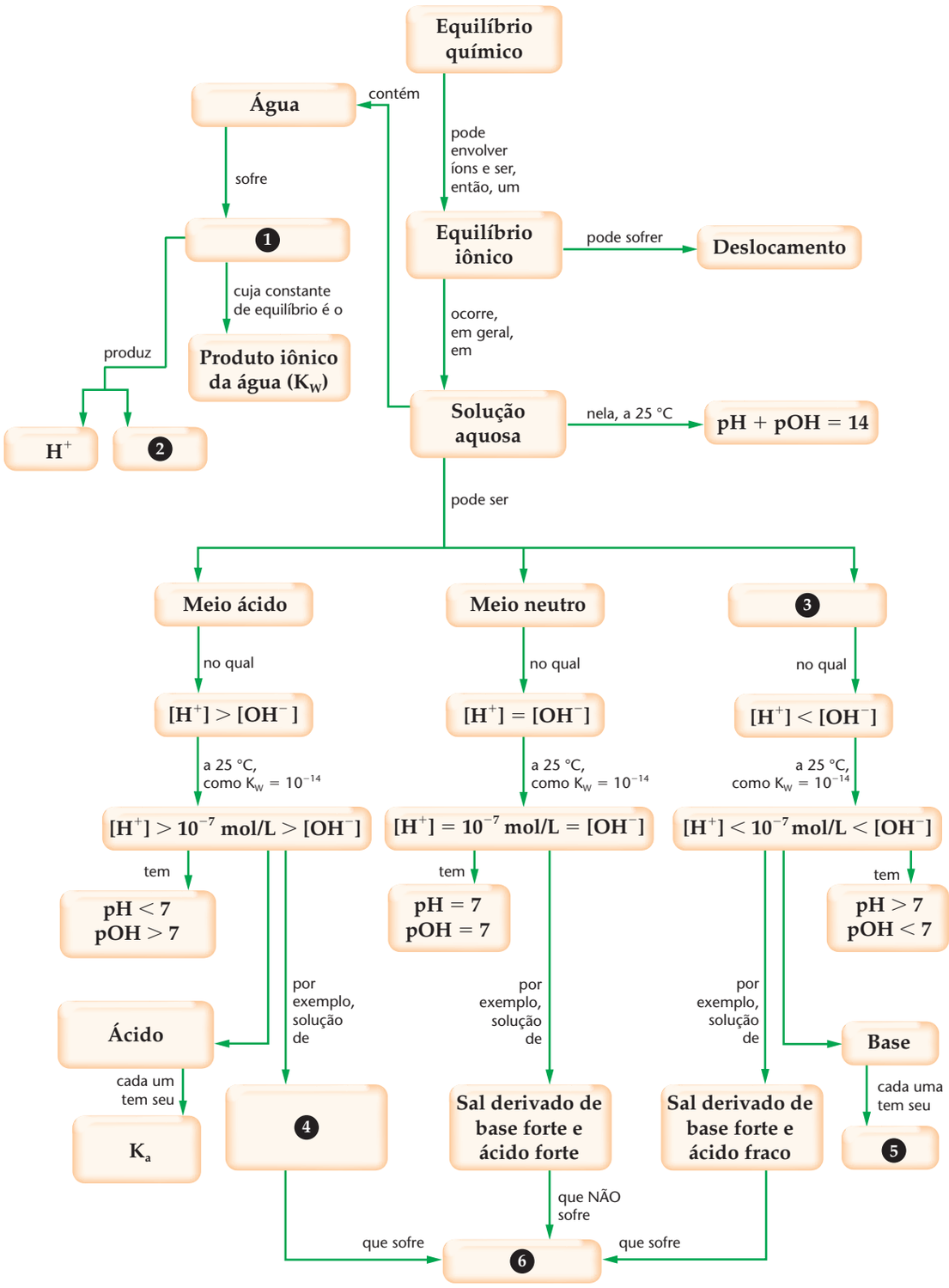
ESTABELEÇA CONEXÕES

Resolva em seu caderno

Importante:
Este mapa é apenas uma das muitas possibilidades de relacionar esses conteúdos conceituais.

MAPA CONCEITUAL – EQUILÍBRIOS IÔNICOS EM SOLUÇÃO

Revise os conceitos estudados e decida como podem ser completados os locais em que aparecem os números.



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

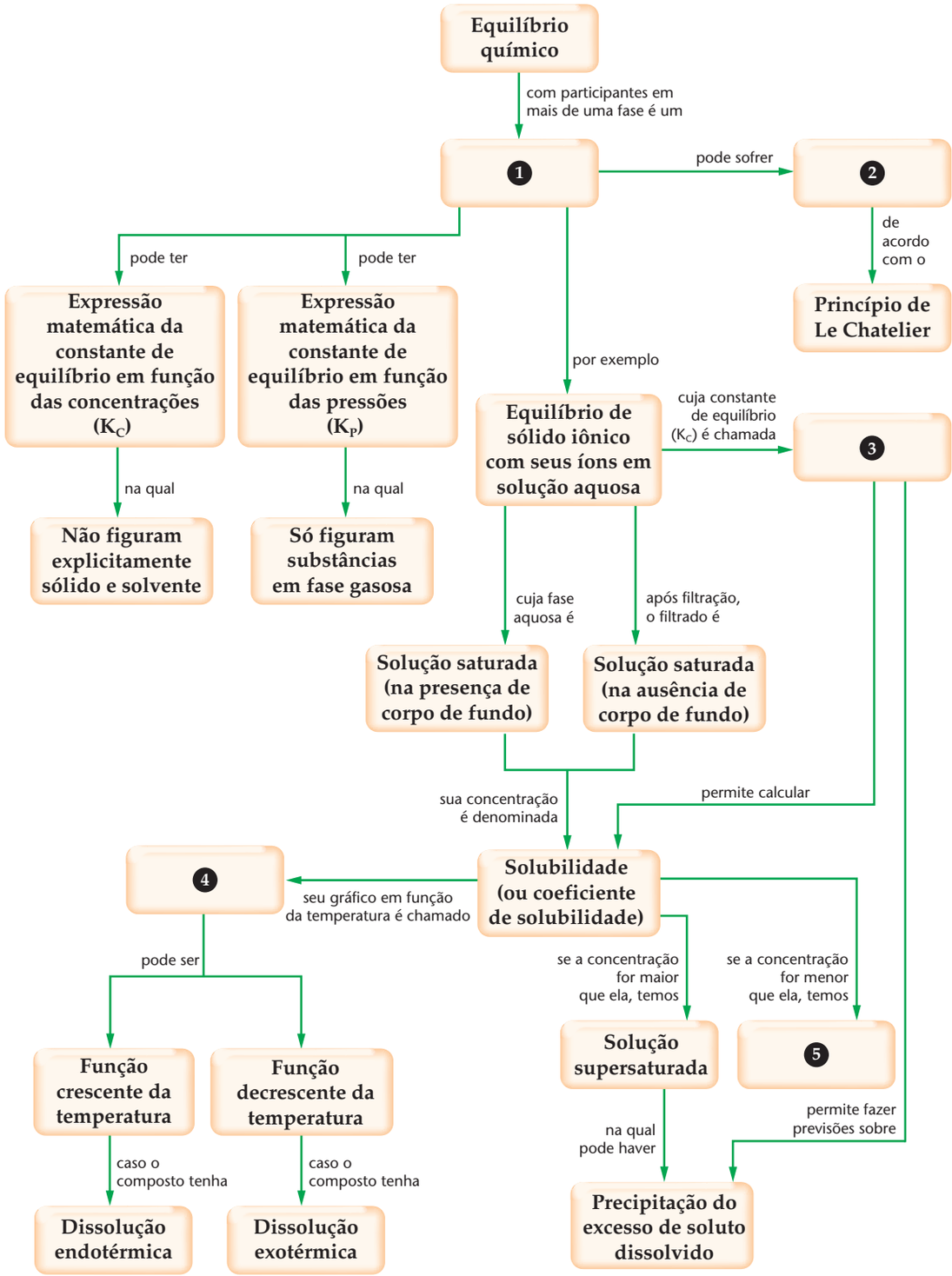
ESTABELEÇA CONEXÕES

Resolva em seu caderno

Importante:
Este mapa é apenas uma das muitas possibilidades de relacionar esses conteúdos conceituais.

MAPA CONCEITUAL – EQUILÍBRIOS HETEROGÊNEOS

Revise os conceitos estudados e decida como podem ser completados os locais em que aparecem os números.



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

CAPÍTULO 9

Radioatividade: fenômenos de origem nuclear



◀ Técnicos nucleares vestidos com roupas protetoras.

STEVE ALLEN/SCIENCE PHOTO LIBRARY/LATINSTOCK

▲ Usina de reprocessamento de material físsil, em Cumbria, Inglaterra, 1995.



CORDELIA MOLLOY/SCIENCE PHOTO LIBRARY/LATINSTOCK

▲ Morangos irradiados com raios gama duram mais tempo.

Alguns conteúdos importantes:

- ✔ *Características das emissões alfa, beta e gama*
- ✔ *Efeitos biológicos da radiação*
- ✔ *Cinética das emissões radioativas*
- ✔ *Transmutação nuclear*
- ✔ *Aplicações da radioatividade*
- ✔ *Fissão nuclear*
- ✔ *Fusão nuclear*
- ✔ *Breve histórico dos acidentes do césio-137 e de Chernobyl*

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

O que você pensa a respeito?

Resolva em seu caderno

Sondagem de concepções prévias

Na lista abaixo estão relacionados alguns termos e conceitos. Indique no seu caderno aqueles que você julga que estejam relacionados à imagem e justifique sua escolha. Discuta com seus colegas e apresente as conclusões ao professor.

- decaimento radioativo
- tempo de meia-vida
- datação com carbono-14
- radioterapia
- fissão nuclear
- bomba atômica
- fusão nuclear
- bomba de hidrogênio



TOM MCHUGH/PHOTO RESEARCHERS/ LATINSTOCK – SMITHSONIAN NATIONAL MUSEUM OF NATURAL HISTORY IN WASHINGTON

▲ Múmia egípcia encontrada em 1975.

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

Pare e situe-se!

Texto introdutório ao capítulo

Em agosto de 1945 a opinião pública mundial conheceu, por meio de duas gigantescas e infelizes demonstrações, o poder contido no núcleo atômico. Foram as explosões, durante a Segunda Guerra Mundial, de duas bombas atômicas, construídas pelos Estados Unidos, sobre as cidades de Hiroshima e Nagasaki, no Japão. Desde então, as aplicações bélicas da energia nuclear são tema constante de discussões acaloradas, de matérias veiculadas pela imprensa, de filmes e de livros.

Na década de 1980, dois acidentes envolvendo a radioatividade mereceram destaque. Um deles aconteceu em 1986 na usina nuclear de Chernobyl, na Ucrânia, quando um dos reatores superaqueceu-se e explodiu. O outro ocorreu na cidade brasileira de Goiânia, capital de Goiás, quando catadores de sucata abriram um dispositivo destinado a uso médico, encontrado por eles num prédio abandonado, e expuseram ao ambiente alguns gramas de um material radioativo contendo césio-137 (isótopo do elemento césio com número de massa 137).

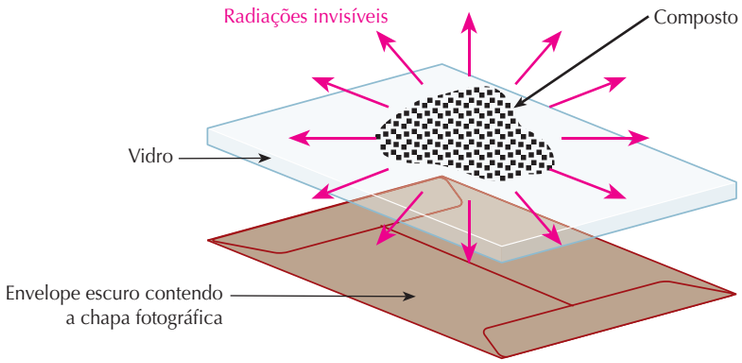
Mas os fenômenos relacionados ao núcleo dos átomos, coletivamente denominados radioatividade, não têm apenas utilizações danosas. Aplicações no diagnóstico de doenças e na terapia do câncer são de significativa importância. Alguns países sofreriam prejuízos irreparáveis se, subitamente, fossem privados da energia elétrica proveniente de suas usinas termonucleares.

Certamente você já viu e ouviu muitas notícias envolvendo radioatividade e energia nuclear. São, sem dúvida, temas polêmicos. Para entendermos essas notícias, e também para podermos nos posicionar com clareza diante das polêmicas questões suscitadas por elas, é conveniente que tenhamos conhecimento científico a respeito desses temas. Assim, a meta deste capítulo é dar a você noções sobre radioatividade e energia nuclear.

1 A descoberta da radioatividade

No ano de 1896, o francês Henri Becquerel constatou que um composto de urânio — sulfato de potássio e uranilo, $K_2UO_2(SO_4)_2$ — apresentava a interessante característica de causar uma mancha numa chapa fotográfica mesmo no escuro e embrulhada em papel escuro.

A interpretação de Becquerel era de que o composto emitia algum tipo de raio capaz de atravessar o papel e atuar sobre a chapa. Essa propriedade era semelhante à dos raios X descobertos um ano antes pelo alemão Wilhelm Conrad Röntgen.



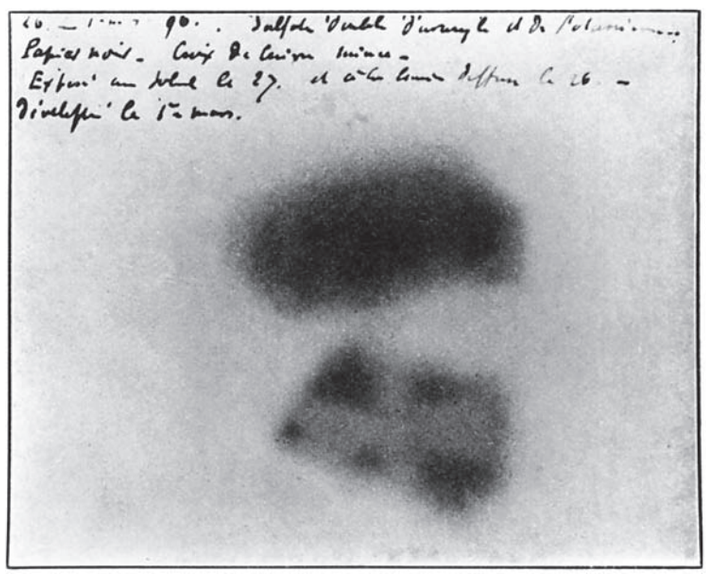
ADILSON SECCO

(Representação esquemática em cores fantasiosas.)



AKG-IMAGES/LATINSTOCK

▲ Henri Becquerel, Prêmio Nobel em 1903 juntamente com Marie e Pierre Curie. Museu de História Nacional, Paris, 1903.



SCIENCE PHOTO LIBRARY/LATINSTOCK

Filme usado por Becquerel em sua descoberta. As manchas escuras correspondem aos locais mais atingidos pela radiação. Material preservado na Escola Politécnica de Paris. ▶

Ainda no mesmo ano, Becquerel percebeu que os raios de urânio ionizavam gases, isto é, provocavam neles o aparecimento de íons, tornando-os condutores de corrente elétrica. Anos mais tarde, o alemão Hans Geiger utilizaria essa propriedade para criar o contador Geiger (detector de radioatividade).

No final de 1897, a polonesa Marie Sklodowska Curie passou a se interessar pelo fenômeno descoberto por Becquerel. Em abril de 1898, ela já havia percebido que, além do urânio, outro elemento conhecido, o tório, também emitia os misteriosos raios. Começou, então, a suspeitar da existência de elementos radioativos desconhecidos. Em julho do mesmo ano, com a ajuda do marido, o físico francês Pierre Curie descobriu um novo elemento que chamou de *polônio*. Alguns meses depois, ambos descobriram um elemento ainda mais radioativo ao qual deram o nome de *rádio*.

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



SCIENCE PHOTO LIBRARY/LATINSTOCK

◀ Propaganda de creme facial (preservada na Biblioteca Nacional de História Natural de Paris, França) que contém tório e rádio, ambos radioativos, comercializado na França em 1933 como uma "revolução na beleza facial". Hoje, sabe-se que a radiação emitida por esses dois elementos é **PERIGOSA** e pode até ser **FATAL**.

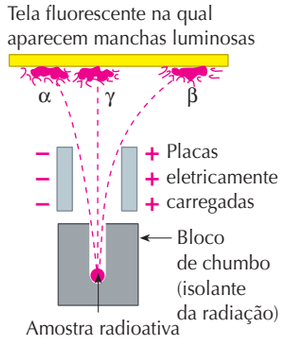


AKG-IMAGES/LATINSTOCK

▲ Pierre Curie, Prêmio Nobel em 1903, e Marie Sklodowska Curie, Prêmio Nobel em 1903 e em 1911. Casal em seu laboratório em 1900.

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

Ainda no ano de 1898, Ernest Rutherford utilizou uma tela fluorescente para detectar as radiações provenientes de um material radioativo. Com auxílio de placas metálicas eletricamente carregadas descobriu que havia dois tipos de radiação, que chamou de *alfa* (α) e *beta* (β). A radiação α, segundo ele, deveria ser formada por partículas de carga positiva, uma vez que seu feixe é atraído pela placa negativa (veja o esquema ao lado). Já a radiação β deveria ser formada por partículas negativas, pois seu feixe é atraído pela placa positiva. Além disso, como as partículas α sofrem um desvio menor, isso significa que elas devem possuir massa maior do que as partículas β, pois, quanto maior for a massa de uma partícula, maior será a sua inércia e, portanto, mais difícil será alterar sua trajetória.



ADILSON SECCO

(Representação esquemática, fora de proporção e em cores fantasiosas.)

Em 1900, Paul Villard, na França, descobriu uma outra forma de radioatividade que *não apresenta carga elétrica*, chamada de *radiação gama* (γ). Nesse mesmo ano, Becquerel descobriu que as partículas β são, na verdade, elétrons com alta velocidade. Em 1909, Rutherford mostrou que as partículas α são íons de hélio bipositivos.

Quando um átomo emite α, β ou γ, dizemos que ele sofreu **decaimento radioativo**.

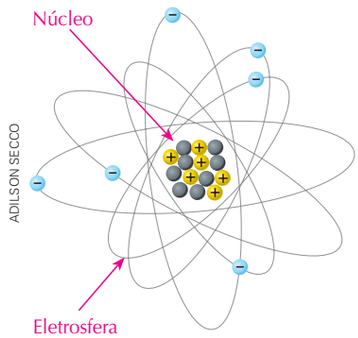
2 Radioatividade é um fenômeno nuclear

Número atômico (Z) é um número que indica quantos prótons há no núcleo de um átomo, e *número de massa* (A) corresponde à soma dos números de prótons e nêutrons. Átomos que possuem mesmo número atômico pertencem ao mesmo elemento químico.

Radioatividade é um fenômeno nuclear. Uma **reação nuclear** é um processo em que o núcleo de um átomo sofre alteração.
Nuclídeo é o nome dado a um núcleo caracterizado por um número atômico (Z) e um número de massa (A).
Radionuclídeo ou **radioisótopo** é um nuclídeo emissor de radiação.

Perceba a diferença entre uma reação química e uma reação nuclear. As reações químicas estão relacionadas à eletrosfera. Antes e depois delas, os átomos estão unidos de maneira diferente, e essa união envolve os elétrons. Já uma reação nuclear provoca alterações no núcleo do átomo, como veremos neste capítulo.

Isótopos são átomos com um mesmo número atômico e diferentes números de massa. A palavra *isótopo*, além desse significado, pode também ser usada como sinônimo da palavra *nuclídeo*.



ADILSON SECCO

▲ As reações químicas afetam a eletrosfera do átomo. Já as reações nucleares afetam o núcleo do átomo. (Representação esquemática, fora de escala e em cores fantasiosas.)


FABIO COLOMBINI

▲ O tamanduá-bandeira e a vegetação ao seu redor são radioativos. Todo ser vivo emite pequena quantidade de radiação graças à presença, em seus organismos, de átomos radioativos, como, por exemplo, o carbono-14. Pantanal, MS, 1998.

3 Estudo das emissões alfa, beta e gama

3.1 As radiações α e β

Atualmente, sabe-se que há núcleos instáveis. A emissão de partículas α ou β é um dos modos pelos quais um núcleo diminui ou elimina sua instabilidade.

As partículas alfa são constituídas por 2 prótons e 2 nêutrons, isto é, o núcleo de um átomo de hélio (^4_2He). São simbolizadas por $^4_2\alpha$. Quando um núcleo as emite, perde 2 prótons e 2 nêutrons.

Sobre as emissões α, foi enunciada por Soddy, em 1911, a chamada Primeira Lei da Radioatividade: "**Quando um radionuclídeo emite uma partícula α, seu número de massa diminui 4 unidades e seu número atômico diminui 2 unidades**". O esquema Ⓐ, na página seguinte, ajuda a entender por que a emissão alfa provoca essas variações no núcleo.

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

As partículas β são elétrons emitidos pelo núcleo de um átomo instável, sendo representadas por $_{-1}^{0}\beta$. Você deve estar se perguntando: Como pode o núcleo de um átomo emitir um elétron? A resposta reside no fato de que, em núcleos instáveis betaemissores, um nêutron pode se decompor em um próton, um elétron e um antineutrino. O próton permanece no núcleo, o elétron (partícula β) e o antineutrino são emitidos. O antineutrino é uma partícula com número de massa zero e carga nula. Não vamos nos preocupar com o antineutrino, pois, assim como ele, atualmente se conhecem muitas outras partículas subatômicas além dos prótons, nêutrons e elétrons, e o estudo dessas outras partículas é complexo e está além dos objetivos deste livro.

Assim, ao emitir uma partícula β, o núcleo tem a diminuição de um nêutron e o aumento de um próton, como aparece esquematizado na figura Ⓑ. Desse modo, o número de massa permanece constante.

A Segunda Lei da Radioatividade, enunciada por Soddy, Fajjans e Russel, em 1913, diz: "**Quando um radionuclídeo emite uma partícula β, seu número de massa permanece constante e seu número atômico aumenta de 1 unidade**".

Ⓐ



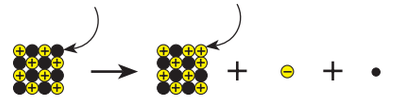
Nuclídeo inicial (representação esquemática) | Nuclídeo final | Partícula alfa (2 prótons e 2 nêutrons)

▲ Esquema genérico de uma emissão alfa. (Cores e formas fantasiosas.)
Exemplos podem ser assim equacionados:

$$^{238}_{92}U \rightarrow {}^{4}_{2}\alpha + {}^{234}_{90}Th$$

$$^{226}_{88}Ra \rightarrow {}^{4}_{2}\alpha + {}^{222}_{86}Rn$$

Ⓑ



Nuclídeo inicial (representação esquemática) | Nuclídeo final | Partícula beta (elétron) | Anti-neutrino

▲ Esquema genérico de uma emissão beta. (Cores e formas fantasiosas.)
Exemplos podem ser assim equacionados:

$$^{214}_{83}Bi \rightarrow {}^{0}_{-1}\beta + {}^{214}_{84}Po$$

$$^{210}_{81}T\ell \rightarrow {}^{0}_{-1}\beta + {}^{210}_{82}Pb$$

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

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

ONDAS ELETROMAGNÉTICAS

A luz e o som são exemplos de ondas. No entanto, existe uma diferença muito grande entre ambos. O som não se propaga no vácuo, mas a luz sim. O som é um exemplo das chamadas ondas mecânicas, e a luz um exemplo das chamadas ondas eletromagnéticas.

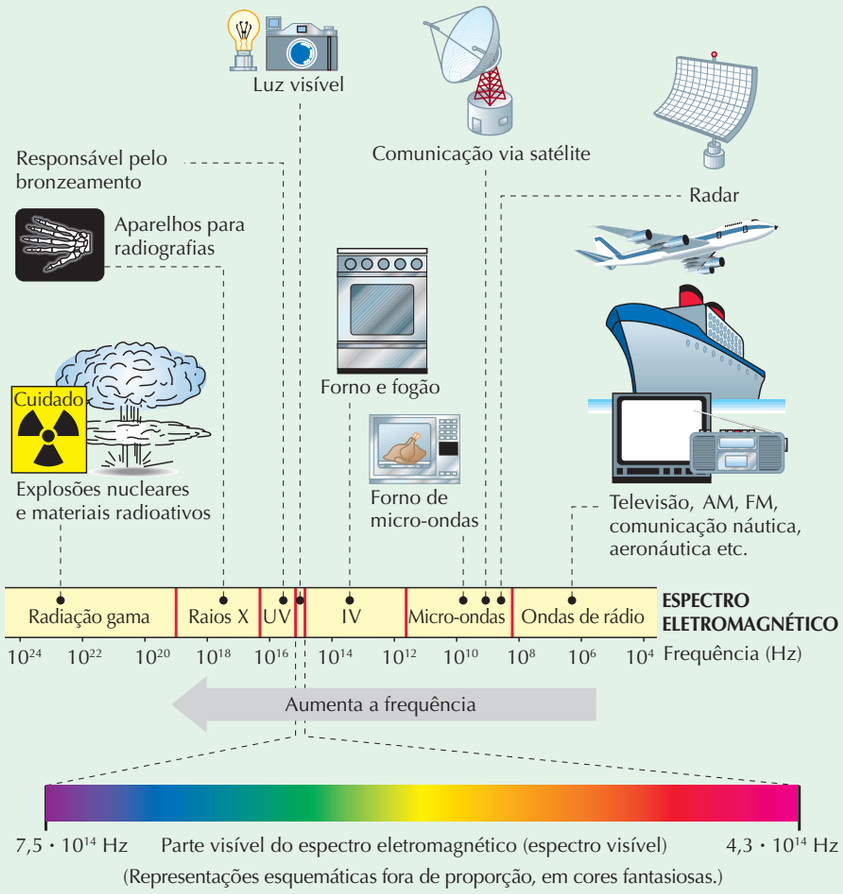
Ondas mecânicas são aquelas que necessitam de um meio material para se propagar. Não se propagam no vácuo.

Ondas eletromagnéticas são as que **não** necessitam de um meio material para se propagar. Conseguem se propagar no vácuo. São também chamadas de **radiações eletromagnéticas**.

Outros exemplos de ondas eletromagnéticas são as ondas de rádio e televisão, as micro-ondas, o infravermelho, o ultravioleta, os raios X e os raios γ.

Todas as ondas eletromagnéticas possuem a mesma velocidade de propagação no vácuo. Seu valor é $c = 3{,}0 \cdot 10^8$ m/s (c é o símbolo da velocidade das ondas eletromagnéticas no vácuo). No ar, essa velocidade é praticamente a mesma. O que diferencia uma onda eletromagnética de outra é sua frequência, que é expressa em *hertz* (Hz), ou seja, *oscilações por segundo*.

O esquema a seguir ilustra as faixas de frequência dos diferentes tipos de ondas eletromagnéticas.



(Representações esquemáticas fora de proporção, em cores fantasiosas.)

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

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

3.2 A radiação γ

Ao contrário das radiações α e β, que são constituídas por partículas, a radiação γ é formada por ondas eletromagnéticas emitidas por núcleos instáveis logo em seguida à emissão de uma partícula α ou β.

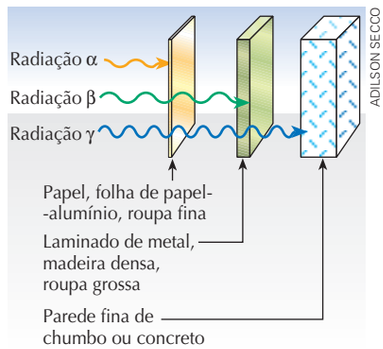
Tomemos como exemplo o césio-137. Ao emitir uma partícula β, seus núcleos se transformam em bário-137. No entanto, pode acontecer de, mesmo com a emissão, o núcleo resultante não eliminar toda a energia que precisaria eliminar para se estabilizar. A emissão de uma onda eletromagnética (radiação γ) ajuda um núcleo instável a se estabilizar.

$$^{137}_{55}\text{Cs} \rightarrow {}^{0}_{-1}\beta + {}^{137}_{56}\text{Ba}$$

β emissor — **instável**

$$^{137}_{56}\text{Ba} \rightarrow {}^{0}_{0}\gamma + {}^{137}_{56}\text{Ba}$$

instável — **estável**



ADILSON SECCO

▲ As radiações α, β e γ possuem diferente poder de penetração. Uma partícula α pode penetrar até 0,05 cm na pele e uma β, até 1,5 cm. A radiação γ, por sua vez, facilmente atravessa todo o nosso organismo. (Representação esquemática em cores fantasiosas.)

É importante dizer que, das várias ondas eletromagnéticas (radiação γ, raios X, micro-ondas, luz visível etc.), apenas os raios γ são emitidos pelos núcleos atômicos. Quando um átomo emite α, β ou γ, dizemos que ele sofreu *decaimento radioativo*. Como mostra o esquema da página anterior, as radiações α, β e γ possuem diferentes capacidades para atravessar os materiais.

Poder de penetração: $\gamma > \beta > \alpha$

As partículas α possuem pequeno poder de penetração, o que é fácil de entender, levando-se em conta que possuem mais massa que as β e, por isso, são emitidas com velocidade menor. Além disso, possuem carga elétrica maior, o que favorece a interação com a matéria. Já os raios γ, não possuindo carga elétrica, conseguem percorrer uma distância bem maior dentro dos materiais.

Importante

Para o estudante será muito útil conhecer as representações:

Partícula alfa: ${}_{2}^{4}\alpha$ ou ${}_{2}^{4}\text{He}$

Partícula beta: ${}_{-1}^{0}\beta$ ou ${}_{-1}^{0}\text{e}$

Radiação gama: ${}_{0}^{0}\gamma$

Nêutron: ${}_{0}^{1}\text{n}$

Próton: ${}_{1}^{1}\text{p}$ ou ${}_{1}^{1}\text{H}$ (núcleo do hidrogênio leve)

Comparação entre as radiações α, β e γ

Símbolo	Composição	Carga relativa	Massa (u)	Velocidade	Poder de penetração
${}_{2}^{4}\alpha$ ou ${}_{2}^{4}\text{He}$	2 prótons 2 nêutrons	+2	4	5% a 10% da velocidade da luz	Muito baixo
${}_{-1}^{0}\beta$ ou ${}_{-1}^{0}\text{e}$	Elétron	−1	$\frac{1}{1.836}$	Até 90% da velocidade da luz	Baixo
${}_{0}^{0}\gamma$	Onda eletromagnética	0	0	Igual à velocidade da luz ($3{,}0 \cdot 10^{8}$ m/s)	Alto

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

Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

1. (UFPE) Isótopos radioativos de iodo são utilizados no diagnóstico e tratamento de problemas da tireoide e são, em geral, ministrados na forma de sais de iodeto. O número de prótons, nêutrons e elétrons no isótopo 131 do iodeto modelo ${}_{53}^{131}\text{I}^{-}$ são, respectivamente:

a) 53, 78 e 52
b) 53, 78 e 54
c) 53, 131 e 53
d) 131, 53 e 131
e) 52, 78 e 53

Exercício Resolvido

2. Equacione a emissão α pelo ${}_{90}^{230}\text{Th}$.

Resolução

Escrevemos a equação usando um símbolo hipotético (por exemplo, X) para o nuclídeo produzido e calculamos A e Z do nuclídeo X utilizando o balanço de números de massa e de cargas nucleares.

${}_{90}^{230}\text{Th} \rightarrow {}_{2}^{4}\alpha + {}_{Z}^{A}\text{X}$

Balanço de números de massa: $230 = 4 + A \Rightarrow A = 226$

Balanço de cargas: $90 = 2 + Z \Rightarrow Z = 88$

Consultando Z = 88 na tabela periódica, encontramos o rádio, símbolo Ra. Portanto, a equação pedida é:

${}_{90}^{230}\text{Th} \rightarrow {}_{2}^{4}\alpha + {}_{88}^{226}\text{Ra}$

Exercício Resolvido

3. Equacione a emissão β pelo ${}_{83}^{214}\text{Bi}$.

Resolução

${}_{83}^{214}\text{Bi} \rightarrow {}_{-1}^{0}\beta + {}_{Z}^{A}\text{X}$

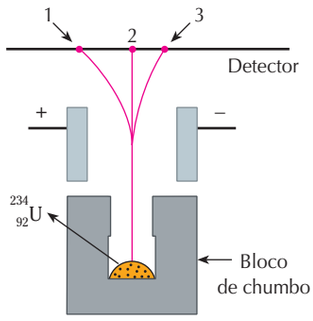
Balanço de números de massa: $214 = 0 + A \Rightarrow A = 214$

Balanço de cargas: $83 = -1 + Z \Rightarrow Z = 84$

Consultando Z = 84 na tabela periódica, encontramos o polônio, símbolo Po. Portanto, a equação pedida é:

${}_{83}^{214}\text{Bi} \rightarrow {}_{-1}^{0}\beta + {}_{84}^{214}\text{Po}$

4. (Vunesp) A natureza das radiações emitidas pela desintegração espontânea do $^{234}_{92}U$ pode ser estudada através do arranjo experimental mostrado na figura. A abertura do bloco de chumbo dirige o feixe de radiação para passar entre duas placas eletricamente carregadas, verificando-se a separação em três novos feixes, que atingem o detector nos pontos 1, 2 e 3.



ADILSON SECCO

a) Qual é o tipo de radiação que atinge o detector no ponto 3? Justifique.

b) Representando por X o novo núcleo formado, escreva a equação balanceada da reação nuclear responsável pela radiação detectada no ponto 3.

5. Para cada um dos radionuclídeos a seguir, escreva a equação que representa a emissão radioativa. Consulte a tabela periódica sempre que necessário.

a) $^{235}_{92}U$, um α-emissor presente em alguns minerais.

b) $^{230}_{90}Th$, outro α-emissor presente em alguns minerais.

c) $^{14}_{6}C$, um β-emissor presente no ar e nos seres vivos.

6. (Unifor-CE) Determine a alternativa que contém a partícula que constitui a radiação emitida pelo radioisótopo I-131, de acordo com a equação:

$$^{131}_{53}I \rightarrow {}^{131}_{54}Xe + \text{partícula}$$

a) α **c)** pósitron **e)** próton

b) β^- **d)** nêutron

7. (UFRRJ) Para que o átomo de $^{222}_{86}Rn$ se desintegre espontaneamente e origine um átomo de carga nuclear 82(+), contendo 124 nêutrons, os números de partículas α e β que deverão ser emitidas, respectivamente, são:

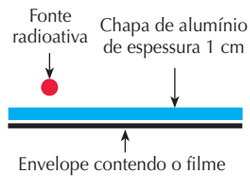
a) 2 e 2. **b)** 1 e 1. **c)** 2 e 1. **d)** 4 e 4. **e)** 4 e 2.

8. Qual o nome do tipo de onda que se propaga no vácuo? Cite alguns exemplos.

9. Que se pode afirmar sobre a frequência dos raios gama se comparados à das outras ondas eletromagnéticas?

10. A emissão exclusiva de ondas gama por um nuclídeo afeta o número atômico e o número de massa? Por quê?

11. Numa experiência, um filme fotográfico dentro de um envelope escuro foi manchado pela radiação emitida por uma fonte separada dele por uma chapa de alumínio (veja o esquema). O filme foi impressionado por radiação α, β ou γ? Justifique.



ADILSON SECCO

Exercícios adicionais

Resolva em seu caderno

Seu (sua) professor(a) indicará o melhor momento para realizar os exercícios deste bloco.

12. (UFMS) Os raios cósmicos, que são emissões radioativas, bombardeiam nosso planeta, sendo o Sol a grande fábrica de partículas radioativas mais próxima de nós. Ele, há milhões de anos, vem emitindo radiações para todo o Universo. Na Terra, isótopos de determinados elementos são também radioativos. Considerando os radioisótopos e a reação genérica

$$^{232}_{90}\mathbf{X} \rightarrow \mathbf{p}\ {}^{4}_{2}\alpha + \mathbf{q}\ {}^{0}_{-1}\beta + {}^{220}_{86}\mathbf{Z},$$

é correto afirmar que (julgue em verdadeiro ou falso):

(01) $^{232}_{90}\mathbf{X}$ é um metal do bloco d, enquanto $^{220}_{86}\mathbf{Z}$, um não metal possuindo oito elétrons na camada de valência.

(02) $^{220}_{86}\mathbf{Z}$ possui 134 nêutrons, enquanto $^{232}_{90}\mathbf{X}$ possui 142.

(04) **p** é igual a 2, enquanto **q** é igual a 3.

(08) quando $^{232}_{90}\mathbf{X}$ decai a $^{220}_{86}\mathbf{Z}$, perde 4 prótons e 8 nêutrons.

(16) quando um radioisótopo só emite uma partícula α, há uma diminuição de 2 unidades no seu número atômico e de 4 unidades no seu número de massa.

13. (UFRRJ) Um elemento radioativo **M** emite, sucessivamente, 7 partículas alfa (α) e 4 partículas beta (β), transformando-se no elemento $^{209}_{83}Bi$. Pergunta-se:

a) Quais são os números atômicos e de massa do elemento **M**?

b) Qual o nome desse elemento?

14. (FGV-SP) Os radiofármacos são utilizados em quantidades-traços com a finalidade de diagnosticar patologias e disfunções do organismo. Alguns desses também podem ser aplicados na terapia de doenças como no tratamento de tumores radiossensíveis. A maioria dos procedimentos realizados atualmente em medicina nuclear tem finalidade diagnóstica,

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

sendo o ^{99m}Tc (m = metaestável) o radionuclídeo mais utilizado na preparação desses radiofármacos. O ^{99}Mo é o precursor desse importante radionuclídeo cujo esquema de decaimento é apresentado a seguir:

$$^{99}Mo \xrightarrow{\beta^-} {}^{99m}Tc \xrightarrow{X} {}^{99}Tc \xrightarrow{\beta^-} {}^{99}Z$$

No esquema de decaimento, a radiação X e o nuclídeo Z e seu número de nêutrons são, respectivamente,

a) gama, Ru e 55.
b) gama, Mo e 57.
c) beta, Rh e 54.
d) alfa, Ru e 53.
e) alfa, Rh e 54.

15. (Fuvest-SP) Em 1995, o elemento de número atômico 111 foi sintetizado pela transformação nuclear:

$$^{64}_{28}Ni + {}^{209}_{83}Bi \rightarrow {}^{272}_{111}Rg + \text{nêutron}$$

Esse novo elemento, representado por Rg, é instável. Sofre o decaimento:

$$^{272}_{111}Rg \rightarrow {}^{268}_{109}Mt \rightarrow {}^{264}_{107}Bh \rightarrow {}^{260}_{105}Db \rightarrow {}^{256}_{103}Lr \rightarrow {}^{252}_{101}Md$$

Nesse decaimento, liberam-se apenas:

a) nêutrons.
b) prótons.
c) partículas α e partículas β.
d) partículas β.
e) partículas α.

16. (ITA-SP) Considere as seguintes afirmações:

I. A radioatividade foi descoberta por Marie Curie.
II. A perda de uma partícula beta de um átomo de $^{75}_{33}As$ forma um átomo de número atômico maior.
III. A emissão de radiação gama a partir do núcleo de um átomo não altera o número atômico e o número de massa do átomo.
IV. A desintegração de $^{226}_{86}Rn$ a $^{214}_{83}Bi$ envolve a perda de 3 partículas alfa e de 2 partículas beta.

Das afirmações feitas, estão **CORRETAS**:

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

17. (Vunesp) Cientistas russos conseguem isolar o elemento 114 superpesado.

(*Folha Online*, 31.05.2006.)

Segundo o texto, foi possível obter o elemento 114 quando um átomo de plutônio-242 colidiu com um átomo de cálcio-48, a 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:

$$^{242}_{94}Pu + {}^{48}_{20}Ca \rightarrow {}^{a}_{114}X \rightarrow {}^{286}_{112}Y + b$$

Com base nestas equações, pode-se dizer que a e b são, respectivamente:

a) 290 e partícula beta.
b) 290 e partícula alfa.
c) 242 e partícula beta.
d) 242 e nêutron.
e) 242 e pósitron.

18. (PUC-RJ) Considere a equação nuclear incompleta:

$$^{239}Pu + \blacksquare \rightarrow {}^{240}Am + 1\,p + 2\,n$$

Para completar a equação, é correto afirmar que o amerício-240 é um isótopo radioativo que se obtém, juntamente com um próton e dois nêutrons, a partir do bombardeio do plutônio-239 com:

a) partículas alfa.
b) partículas beta.
c) radiações gama.
d) raios X.
e) deutério.

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

3.3 Efeitos biológicos da radiação ionizante

As partículas α e β e os raios γ possuem a propriedade de *ionizar* as moléculas que encontram em seu caminho, isto é, *arrancar elétrons* delas, originando íons.

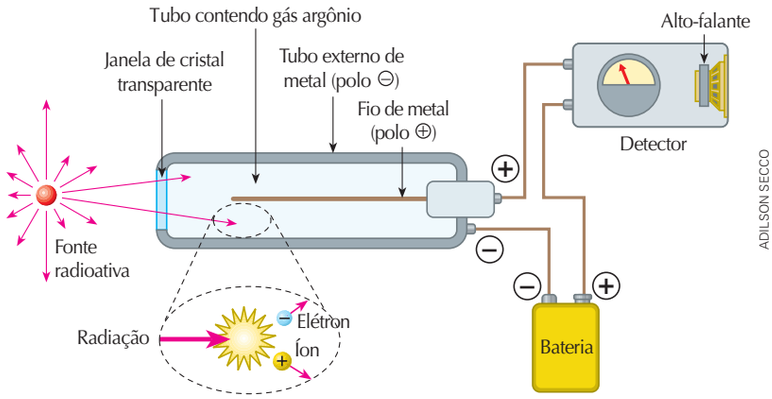
Ao atravessar tecidos biológicos, as partículas α e β e os raios γ provocam a ionização de moléculas existentes nas células. Essa ionização pode conduzir a reações químicas anormais e à destruição da célula ou alteração das suas funções. Isso é particularmente preocupante no caso de lesões no material genético, o que pode causar uma reprodução celular descontrolada, provocando câncer.

Alterações do material genético das células reprodutivas (espermatozoide e óvulo) podem causar doenças hereditárias nos filhos que o indivíduo possa vir a gerar. Os raios γ são geralmente os mais perigosos em virtude de seu elevado poder de penetração.

3.4 Detecção da radiação

O mais conhecido dos instrumentos detectores de radiação é o contador Geiger (ou contador Geiger-Müller).

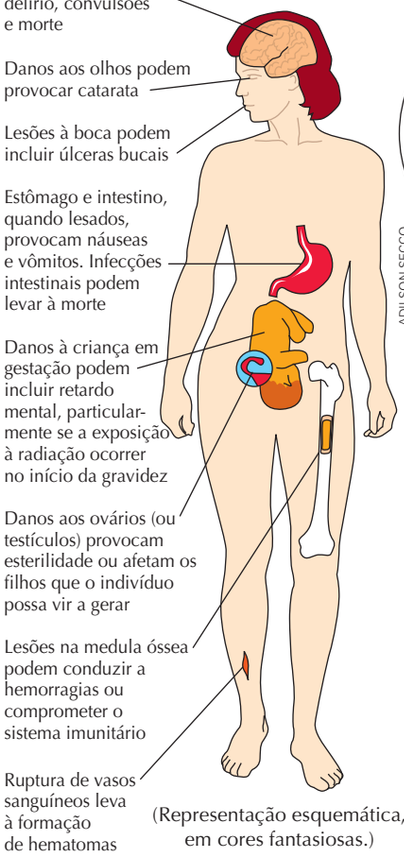
Seu funcionamento é baseado na tendência que as radiações têm de ionizar gases. Quando a radiação (alfa, beta ou gama) ioniza o gás que existe dentro de uma ampola especial, esse gás se torna, momentaneamente, condutor de corrente elétrica. Isso é detectado pelo aparelho e convertido em um sinal sonoro e em uma medida que aparece num mostrador. Quanto mais radiação atingir o gás da ampola, maior será a condutividade elétrica do gás, o nível de ruído ouvido e o nível de radiação indicado pelo mostrador.



▲ Funcionamento do contador Geiger. A radiação arranca elétrons do gás. Esses elétrons são atraídos pelo fio central (polo positivo) gerando no circuito uma corrente momentânea que é registrada pelo detector. Assim, podemos dizer que o contador Geiger se baseia na ionização produzida pela radiação, seja ela α, β ou γ. (Representação esquemática, fora de escala e em cores fantasiosas.)

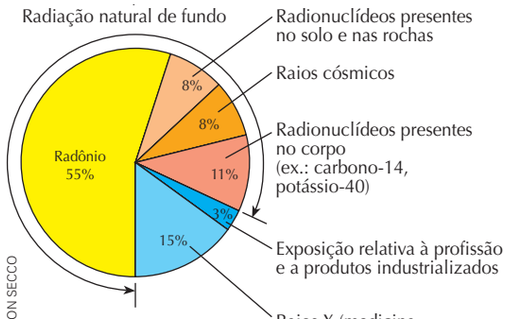
Para pessoas que trabalham em locais sujeitos à radiação, há outros métodos de controle da radiação recebida. Entre eles podemos citar os dosímetros (que se parecem com crachás ou bastonetes). Eles são pendurados na roupa e contêm substâncias especiais que mudam de cor à medida que recebem radiação. Assim, eles informam se a pessoa recebeu radiação, e também dão uma noção aproximada da dose recebida.

Ⓐ



(Representação esquemática, em cores fantasiosas.)

Ⓑ



Ⓒ



Ⓐ A exposição de um ser humano a uma alta dose de radiação pode dar origem a inúmeros efeitos imediatos. Alguns deles aparecem neste esquema.
Fonte: RAVEN, P. H.; BERG, L. R. *Environment*. 3. ed. Orlando: Saunders, 2001. p. 257.

Ⓑ Esquema mostrando as fontes de radiação a que os seres humanos estão sujeitos. Note que boa parte (82%) se refere a fontes naturais, que não conduzem necessariamente a problemas de saúde.
Fonte: JOHLL, M. E. *Investigating Chemistry: A Forensic Science Perspective*. Nova York: Freeman, 2007. p. 359.

Ⓒ Técnico usando contador Geiger para medir o nível de radioatividade. Iraque, 2003.



▲ Este símbolo indica: "Cuidado, fonte de **radioatividade!**".

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

Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

19. (Uesb-BA) A radioatividade emitida por determinadas amostras de substâncias provém:

a) da energia térmica liberada em sua combustão.
b) de alterações em núcleos de átomos que as formam.
c) de rupturas de ligações químicas entre os átomos que as formam.
d) do escape de elétrons das eletrosferas de átomos que as formam.
e) da reorganização de átomos que ocorre em sua decomposição.

20. (Furg-RS) Um grave acidente envolvendo produtos químicos aconteceu próximo a Tóquio no final de setembro de 1999. A capa de uma revista denunciando os perigos de acidentes deste tipo usou o pictograma a seguir.



ADILSON SECCO

Esse pictograma está associado a substâncias:

a) explosivas.
b) irritantes.
c) oxidantes fortes.
d) radioativas.
e) inflamáveis.

21. (Unifesp) O isótopo 131 do iodo (número atômico 53) é usado no diagnóstico de disfunções da tireoide, assim como no tratamento de tumores dessa glândula. Por emissão de radiação β e γ, esse isótopo se transforma em um outro elemento químico, E. Qual deve ser a notação desse elemento?

a) $^{130}_{52}E$
b) $^{131}_{52}E$
c) $^{130}_{53}E$
d) $^{130}_{54}E$
e) $^{131}_{54}E$

Exercícios adicionais

Resolva em seu caderno

Seu (sua) professor(a) indicará o melhor momento para realizar os exercícios deste bloco.

22. (UFSM) Relacione as radiações naturais (1ª coluna) com suas respectivas características (2ª coluna).

1ª coluna
1. alfa (α)
2. beta (β)
3. gama (γ)

2ª coluna
(?) possuem alto poder de penetração, podendo causar danos irreparáveis ao ser humano.
(?) são partículas leves com carga elétrica negativa e massa desprezível.
(?) são radiações eletromagnéticas semelhantes aos raios X, não possuem carga elétrica nem massa.
(?) são partículas pesadas de carga elétrica positiva que, ao incidirem sobre o corpo humano, causam apenas queimaduras leves.

A sequência correta é:

a) 1 — 2 — 3 — 2
b) 2 — 1 — 2 — 3
c) 1 — 3 — 1 — 2
d) 3 — 2 — 3 — 1
e) 3 — 1 — 2 — 1

23. (UEL-PR) Os elementos radioativos são muito usados em medicina, tanto para diagnósticos como para procedimentos terapêuticos. São também usados para determinar os mecanismos das reações químicas e determinar a idade de objetos antigos. As reações nucleares são aproveitadas em geradores de eletricidade e em armas de destruição maciça.

Com relação à emissão de partículas e/ou radiações por átomos radioativos, é correto afirmar:

a) Radioatividade é a emissão espontânea de partículas e/ou radiações de núcleos estáveis de átomos, originando outros núcleos que serão sempre instáveis.
b) A partícula α é um núcleo do átomo de hélio, portanto é formado por 2 prótons, dois elétrons e dois nêutrons.
c) A partícula β forma-se a partir da desintegração do nêutron, que dá como resultado um próton, um elétron (partícula β) e um neutrino, partícula sem carga elétrica e de massa desprezível.
d) As emissões gama (γ) são partículas que apresentam menor poder de penetração e maior poder ionizante sobre os gases.
e) As emissões alfa (α) são as principais responsáveis pelos efeitos biológicos das radiações. Podem produzir mutações nas células do nosso organismo, com gravíssimas consequências genéticas.

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

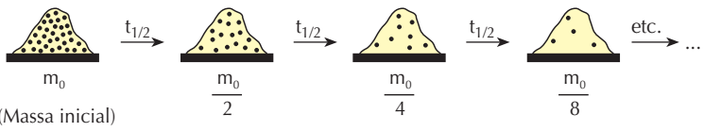
4 Cinética dos decaimentos radioativos

Tempo de meia-vida

Quando um radionuclídeo emite partículas alfa ou beta, ele se transforma, como vimos, em um nuclídeo diferente. Assim, à medida que o tempo passa, a quantidade de radionuclídeo vai diminuindo.

Tempo de meia-vida ou **período de semidesintegração** (representado por $t_{1/2}$ ou P) é o tempo necessário para que **metade** da quantidade de um radionuclídeo presente em uma amostra **sofra decaimento** radioativo.

ADILSON SECCO



▲ Quando a massa de um radioisótopo se reduz à metade, também se reduzem à metade o número de átomos, a quantidade em mols e a atividade radioativa (desintegrações por segundo) desse radioisótopo. (Representação esquemática, fora de proporção e em cores fantasiosas.)

O tempo de meia-vida é uma característica de cada **radionuclídeo** e não depende da quantidade inicial do radionuclídeo nem de fatores como pressão, temperatura e composição química do material (lembre-se de que radioatividade é um fenômeno nuclear, e não químico). A tabela 1 mostra alguns exemplos de valores de tempo de meia-vida.

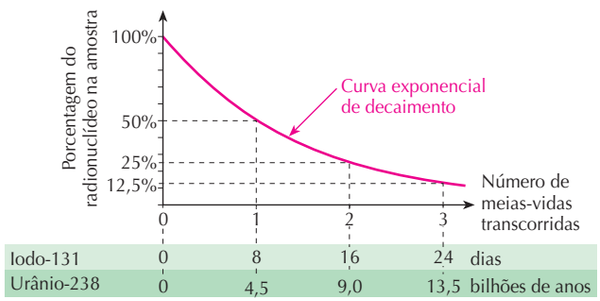
TABELA 1 **Alguns valores de meia-vida**

Nuclídeo e emissão(ões)	Meia-vida
$^{131}_{53}I$, β, γ	8 dias
$^{60}_{27}Co$, β, γ	5,27 anos
$^{3}_{1}H$ (trítio), β	12,5 anos
$^{90}_{38}Sr$, β	28 anos
$^{235}_{92}U$, α, γ	710 milhões de anos
$^{238}_{92}U$, α, γ	4,5 bilhões de anos

Fonte: MILLER Jr., G. T. *Living in the environment*. 14. ed. Pacific Grove: Brooks/Cole, 2005. p. 49.

Graficamente, podemos representar o processo de decaimento radioativo por meio da chamada *curva exponencial de decaimento*:

ADILSON SECCO





ZIG KOCH/OLHAR IMAGEM

▲ Plantações de tabaco são extensivamente adubadas com fertilizantes fabricados a partir de rochas fosfatadas, que contêm nuclídeos radioativos originados, por sucessivos decaimentos, a partir do urânio-238. Há indícios de que o **alto risco** de fumantes desenvolverem câncer de pulmão se deve também a isso. Prudentópolis, PR, 2006.

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

Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

Exercício Resolvido

24. A meia-vida do polônio-218 é 3 min. Qual é o tempo necessário para que uma amostra desse nuclídeo se reduza à quarta parte do inicial?

Resolução

Partindo inicialmente de 1, após uma meia-vida, teremos $\frac{1}{2}$ e, após outra meia-vida, restará $\frac{1}{4}$ da amostra.

$$1 \xrightarrow{3\ \text{min}} \frac{1}{2} \xrightarrow{3\ \text{min}} \frac{1}{4}$$

Assim, o *tempo total* transcorrido será de 6 min.

Exercício Resolvido

25. (UFPI) Na indústria nuclear os trabalhadores utilizam a regra prática de que a radioatividade de qualquer amostra torna-se inofensiva após dez meias-vidas. Determine a fração que permanecerá após esse período:

a) 0,098%
b) 0,195%
c) 0,391%
d) 1,12%
e) 3,13%

Resolução

$$100\% \xrightarrow{t_{1/2}} 50\% \xrightarrow{t_{1/2}} 25\% \xrightarrow{t_{1/2}} 12{,}5\% \xrightarrow{t_{1/2}} 6{,}25\% \xrightarrow{t_{1/2}} 3{,}125\% \xrightarrow{t_{1/2}} 1{,}56\% \xrightarrow{t_{1/2}} 0{,}78\% \xrightarrow{t_{1/2}} 0{,}39\% \xrightarrow{t_{1/2}} 0{,}196\% \xrightarrow{t_{1/2}} 0{,}098\%$$

Alternativa **a**.

26. O isótopo $^{32}_{15}P$, cuja meia-vida vale 14 dias, é usado por certos laboratórios no estudo de alguns processos que ocorrem dentro de células vivas. Se um laboratório recebeu uma amostra de 20 g desse isótopo, quanto restará após 70 dias?

27. A meia-vida do estrôncio-90 vale 28 anos. Quanto tempo é necessário para que restem 12,5% de uma amostra desse isótopo?

28. (Mackenzie-SP) No diagnóstico de doenças de tireoide, é usado o radioisótopo $^{131}_{53}I$, cuja meia-vida é de oito dias. Após 48 dias, a fração da concentração inicial de iodo que permanece é igual a:

a) $\frac{1}{48}$
b) $\frac{1}{8}$
c) $\frac{1}{56}$
d) $\frac{1}{64}$
e) $\frac{1}{6}$

29. (Cefet-RJ) Quanto mais cedo o paciente usar altas doses de radiação beta, maior será a possibilidade de atrasar ou até mesmo de frear o avanço de esclerose múltipla, segundo pesquisa publicada no *New England Journal of Medicine*, em setembro de 2000. Sendo assim, podemos imaginar o Bi-210 como possível alternativa para o tratamento da esclerose múltipla. Se, após 1 hora, a radiação do Bi-210 diminui para 12,5% do valor inicial, a sua meia-vida é de:

a) 20 min
b) 30 min
c) 40 min
d) 50 min
e) 60 min

30. Após 40 dias, uma amostra com 1,6 g de iodo-131 se reduz a 50 mg. Qual a meia-vida desse radionuclídeo?

Exercício Resolvido

31. Quantas meias-vidas devem transcorrer para que 93,75% de um certo radionuclídeo sofra decaimento nuclear?

Resolução

Se 93,75% sofrerão decaimento nuclear, **restarão 6,25%**. Esquematicamente:

$$100\% \xrightarrow{t_{1/2}} 50\% \xrightarrow{t_{1/2}} 25\% \xrightarrow{t_{1/2}} 12{,}5\% \xrightarrow{t_{1/2}} 6{,}25\%$$

Portanto, o tempo total é de 4 meias-vidas.

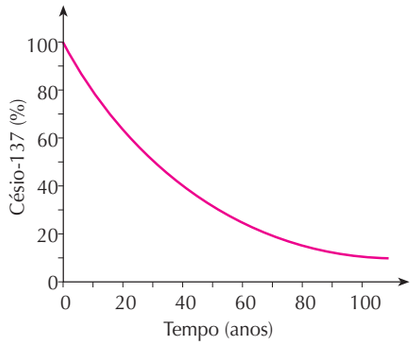
32. (UFPA) Um isótopo radioativo Y emite radiação β e perde 87,5% de sua atividade em 24 dias, transformando-se em xenônio (Xe).

a) Escreva a equação de decaimento de Y.
b) Qual é o elemento Y?
c) Calcule o tempo de meia-vida de Y.

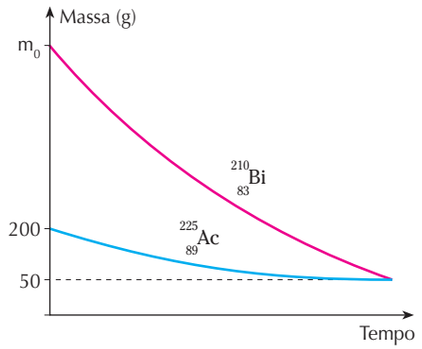
Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

33. (Unicamp-SP) O césio-137 é um isótopo radioativo produzido artificialmente. O gráfico a seguir indica a porcentagem desse isótopo em função do tempo. Qual é a meia-vida desse isótopo?

ADILSON SECCO



34. (UFRJ) Os radioisótopos $^{225}_{89}Ac$ e $^{210}_{83}Bi$ apresentam as seguintes curvas de decaimento radioativo:



ADILSON SECCO

a) O $^{210}_{83}Bi$ tem a metade da meia-vida do $^{225}_{89}Ac$. Determine m_0, a massa inicial do $^{210}_{83}Bi$.

b) O $^{225}_{89}Ac$ chega, por emissões sucessivas de uma mesma partícula, a um outro isótopo do bismuto: o $^{213}_{83}Bi$. Identifique essa partícula e determine o número de vezes que ela é emitida durante esse decaimento.

Exercícios adicionais

Resolva em seu caderno

Seu (sua) professor(a) indicará o melhor momento para realizar os exercícios deste bloco.

35. (Uneb-BA) Em 1896, Henri Becquerel verificou que o composto de urânio, sulfato de potássio e uranila, $K_2UO_2(SO_4)_2$, causava impressões numa chapa fotográfica e ionizava gases.
Considerando-se as informações, os conhecimentos sobre radioatividade, e sabendo-se que o período de semidesintegração do $^{238}_{92}U$ é de $4{,}5 \cdot 10^9$ anos, pode-se afirmar:

a) O sulfato de potássio e uranila é um composto molecular.

b) O $^{238}_{92}U$, ao emitir partículas β, transforma-se em $^{234}_{90}Th$.

c) A experiência de Henri Becquerel evidencia a emissão de radiação pelo urânio.

d) Uma amostra de 2,0 g de $^{238}_{92}U$ perde toda a atividade radioativa em $4{,}5 \cdot 10^9$ anos.

e) Um radionuclídeo, ao emitir uma partícula α, tem o número atômico aumentado em duas unidades e o número de massa, em quatro unidades.

36. (UFRJ) A tabela a seguir apresenta os tempos de meia-vida de diversos radioisótopos:

Radioisótopo	$^{206}T\ell$	$^{207}T\ell$	^{209}Pb	^{211}Bi	^{213}Bi	^{223}Ra	^{225}Ac
Tempo de meia-vida	4 min	5 min	3 horas	2 min	47 min	11 dias	10 dias

a) O metal alcalino-terroso relacionado na tabela emite uma partícula alfa. Determine o número de nêutrons do produto dessa desintegração.

b) Por decaimentos sucessivos, a partir do ^{219}Rn, ocorrem as emissões de duas partículas alfa e uma partícula beta, originando um novo radioisótopo *X*.

$$^{219}Rn \rightarrow X + \text{emissões}$$

Consultando a tabela apresentada, determine o tempo necessário para que uma massa inicial de 400 g de *X* seja reduzida a 100 g.

37. (UFPA) O carbono-14 ($^{14}_{6}C$) é extremamente importante para a determinação da idade dos fósseis encontrados em escavações arqueológicas. Ao decair para ($^{14}_{7}N$), pode-se afirmar que ele emite:

a) 1 partícula α.
b) 1 partícula β.
c) 2 partículas α.
d) 2 partículas β.
e) 1 partícula α e 1 β.

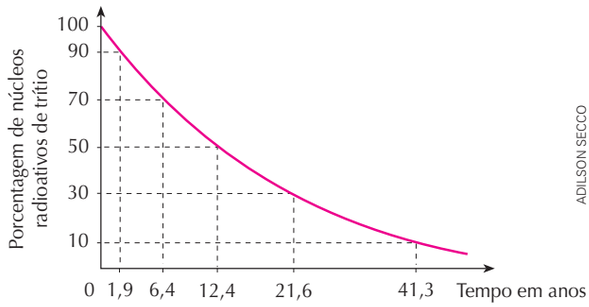
38. (UFPI) A análise de uma amostra de um meteorito indicou que este contém 3 átomos de chumbo $^{206}_{82}Pb$ para cada átomo de urânio $^{238}_{92}U$. Considerando que nenhum $^{206}_{82}Pb$ estaria presente na formação do meteorito e que este é formado pelo decaimento radioativo do $^{238}_{92}U$, cuja meia-vida é $4{,}5 \cdot 10^9$ anos, determine a alternativa correta para a idade do meteorito.

a) $4{,}5 \cdot 10^9$ anos.
b) $9{,}0 \cdot 10^9$ anos.
c) $13{,}5 \cdot 10^9$ anos.
d) $18{,}0 \cdot 10^9$ anos.
e) $22{,}3 \cdot 10^9$ anos.

39. (UFG-GO) A datação de lençóis freáticos pode ser realizada com base na relação entre a quantidade de hélio triogênico ^3He, decorrente do decaimento radioativo do trítio ^3H, na amostra de água. De modo simplificado,

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

essa datação pode ser determinada pelo produto entre o tempo de meia-vida do trítio e a razão entre as quantidades de hélio triogênico e trítio, multiplicados por 0,7. O gráfico do decaimento do número de núcleos radioativos de trítio é mostrado abaixo.



Tendo em vista essas informações, calcule a idade de uma amostra de água retirada de um lençol freático, cuja concentração de hélio triogênico é três vezes maior que a quantidade de trítio.

40. (Fuvest-SP) O isótopo radioativo Cu-64 sofre decaimento β, conforme representado:

$$^{64}_{29}Cu \rightarrow {}^{64}_{30}Zn + {}^{0}_{-1}\beta$$

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: $^{64}_{29}Cu$
64 = número de massa
29 = número atômico

41. (Fuvest-SP) Um centro de pesquisa nuclear possui um ciclotron que produz radioisótopos para exames de tomografia. Um deles, o flúor-18 (^{18}F), com meia-vida de aproximadamente 1 h 30 min, é separado em doses, de acordo com o intervalo de tempo entre sua preparação e o início previsto para o exame. Se o frasco com a dose adequada para o exame de um paciente A, a ser realizado 2 horas depois da preparação, contém N_A átomos de ^{18}F, o frasco destinado ao exame de um paciente B, a ser realizado 5 horas depois da preparação, deve conter N_B átomos de ^{18}F, com

a) $N_B = 2\ N_A$
b) $N_B = 3\ N_A$
c) $N_B = 4\ N_A$
d) $N_B = 6\ N_A$
e) $N_B = 8\ N_A$

A meia-vida de um elemento radioativo é o intervalo de tempo após o qual metade dos átomos inicialmente presentes sofreram desintegração.

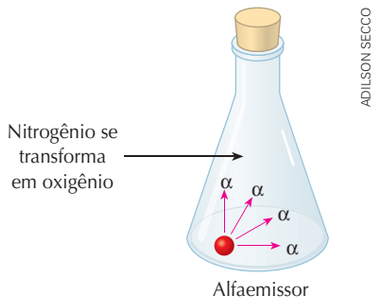
Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

5 Transmutação nuclear

No ano de 1914, Rutherford percebeu que, deixando o nitrogênio na presença de um alfaemissor, ele se transformava em oxigênio. Isso se deve à reação nuclear equacionada a seguir, que ocorre quando uma partícula α atinge um núcleo de átomo de nitrogênio:

$$^{4}_{2}\alpha + {}^{14}_{7}N \rightarrow {}^{17}_{8}O + {}^{1}_{1}p$$

Essa reação foi o primeiro caso relatado de uma transmutação nuclear.



Representação esquemática e em cores fantasiosas do experimento em que Rutherford realizou a primeira transmutação nuclear.

Transmutação nuclear é a transformação de um nuclídeo em outro, provocada pelo bombardeamento com uma partícula.

No exemplo mostrado, o $^{14}_{7}N$ transmutou-se em $^{17}_{8}O$ por meio do bombardeio com partículas $^{4}_{2}\alpha$.

Balanço de números de massa: $4 + 14 = 17 + 1$

Balanço das cargas nucleares: $2 + 7 = 8 + 1$

Em 1932, aconteceu um outro evento marcante na história da ciência ligado às transmutações nucleares. O inglês James Chadwick descobriu o nêutron ao bombardear o berílio-9 com partículas alfa provenientes do polônio.



$^{210}_{84}Po \rightarrow {}^{4}_{2}\alpha + {}^{206}_{82}Pb$ — **Emissão α**

$^{4}_{2}\alpha + {}^{9}_{4}Be \rightarrow {}^{12}_{6}C + {}^{1}_{0}n$ — **Transmutação nuclear**

A transmutação nuclear é, atualmente, uma importante ferramenta na produção de nuclídeos artificiais, isto é, nuclídeos que não existem na natureza. O primeiro desses nuclídeos artificiais foi descoberto pelo casal Fréderic Joliot e Irène Curie (filha de Pierre e Marie), em 1934, por meio da seguinte reação:

$$^{10}_{5}B + {}^{4}_{2}\alpha \rightarrow {}^{13}_{7}N + {}^{1}_{0}n$$

↑ **Radionuclídeo artificial**

Dos elementos atualmente presentes na tabela periódica, alguns deles são artificiais, tendo sido produzidos por meio da transmutação.



BETTMANN/CORBIS/LATINSTOCK

▲ James Chadwick (1891--1974), Prêmio Nobel de 1935, em foto de 1935.



NATIONAL GALLERY, LONDRES/ CORBIS/LATINSTOCK

◄ Os alquimistas buscavam um meio de transformar metais comuns (como chumbo, por exemplo) em ouro. A transmutação nuclear é, de certa forma, a conquista dessa meta. Óleo sobre madeira de Adriaen van Ostade, 1661. Galeria Nacional de Londres.

COMO OS ELEMENTOS ARTIFICIAIS FORAM SINTETIZADOS

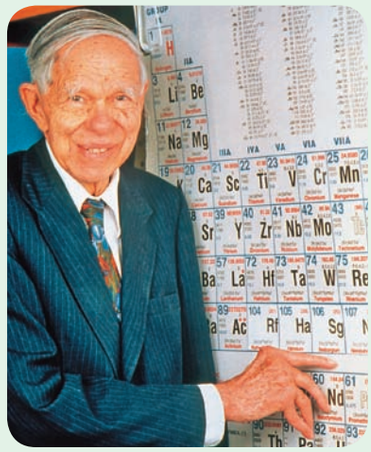
Os elementos químicos que possuem números atômicos maiores que o do urânio ($Z > 92$) são chamados de **elementos transurânicos**.

Esses elementos não existem na natureza, sendo obtidos pelos cientistas por meio de reações nucleares (principalmente de transmutação) realizadas nos aceleradores de partículas, dispositivos nos quais partículas eletricamente carregadas (α, β, prótons, íons) adquirem velocidades altíssimas e se chocam contra "átomos-alvo".

Veja, a título de exemplo, as equações que representam a síntese dos elementos 97 e 109:

$$^{241}_{95}Am + {}^{4}_{2}\alpha \rightarrow {}^{243}_{97}Bk + 2\,{}^{1}_{0}n$$

$$^{209}_{83}Bi + {}^{58}_{26}Fe \rightarrow {}^{266}_{109}Mt + {}^{1}_{0}n$$



LAWRENCE BERKELEY LABORATORY/ SCIENCE PHOTO LIBRARY/LATINSTOCK

Glenn Theodore Seaborg (1912-1999), Prêmio Nobel em 1951, colaborou ► na síntese de dez dos elementos transurânicos. Na foto, de 1994, ele aponta para o elemento 106, em cujo nome (seabórgio) foi homenageado.

Justamente por serem artificialmente sintetizados pelo ser humano é que tais elementos são denominados **sintéticos** ou **artificiais**.

Dos elementos que possuem número atômico menor que o do urânio ($Z < 92$), denominados **elementos cisurânicos**, apenas quatro são artificiais. São eles o tecnécio ($_{43}Tc$), o promécio ($_{61}Pm$), o astato ($_{85}At$) e o frâncio ($_{87}Fr$). A síntese de dois desses elementos é o assunto do exercício 47.



FERMILAB/SCIENCE PHOTO LIBRARY/LATINSTOCK

Um acelerador de partículas, em que partículas ► eletricamente carregadas podem ser aceleradas até atingirem altíssimas velocidades e se chocarem com "átomos-alvo". Tais colisões desencadeiam processos nucleares (quebras, junções, transmutações) que, estudados pelos cientistas, têm ajudado a elucidar as propriedades dos núcleos atômicos. Chicago, EUA, 1996.

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

6 Algumas aplicações da radioatividade

6.1 Método de datação com carbono-14

Na natureza existem três isótopos do carbono: o $^{12}_{6}C$, com abundância de 98,9%, o $^{13}_{6}C$, com abundância de 1,1%, e o $^{14}_{6}C$, com abundância de 0,000001%.

TABELA 2 Isótopos naturais de carbono

Isótopo	Abundância natural	Radioativo?
$^{12}_{6}C$	98,9%	Não
$^{13}_{6}C$	1,1%	Não
$^{14}_{6}C$	0,000001% (= 10 ppb, isto é, 10 partes por bilhão)	Sim

O menos abundante deles, o carbono-14, é radioativo; ele emite partículas beta. Dizer que o teor de carbono-14 é 0,000001% equivale a dizer que em cada bilhão (10^9) de átomos de carbono, dez são de carbono-14. Isso é o mesmo que dizer que há 10 ppb (ou seja, 10 partes por bilhão) de carbono-14.

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



ARQUIVO PESSOAL DOS AUTORES

▲ Todo ser vivo tem 10 ppb de carbono-14. Batatais, SP, 2006.



JAMES KING-HOLMES/SCIENCE PHOTO LIBRARY/LATINSTOCK

▲ Amostra de fêmur humano, achado arqueológico, sendo removida para datação com carbono-14 na Universidade de Oxford, Inglaterra, 2005.

Esse isótopo forma-se na alta atmosfera, onde continuamente está ocorrendo uma transmutação nuclear causada pela colisão de nêutrons cósmicos (vindos do espaço) com átomos de nitrogênio do ar:

$$^{14}_{7}N + {}^{1}_{0}n \rightarrow {}^{14}_{6}C + {}^{1}_{1}p$$

O carbono-14 formado incorpora-se à atmosfera na forma de CO_2. Por meio da fotossíntese, processo que utiliza CO_2 da atmosfera, esses átomos de carbono-14 passam a fazer parte dos seres vivos fotossintetizantes e, por meio das cadeias alimentares, também dos demais seres vivos.

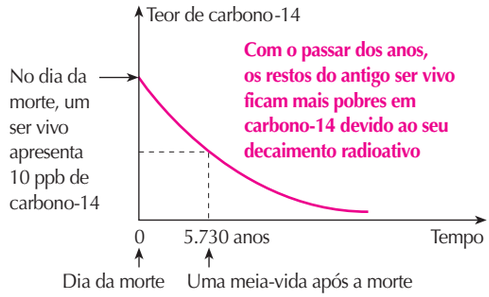
Os cientistas descobriram que, com a mesma velocidade com que o carbono-14 se forma na alta atmosfera, ele se desintegra por meio de decaimento beta:

$$^{14}_{6}C \rightarrow {}^{0}_{-1}\beta + {}^{14}_{7}N \qquad t_{1/2} = 5.730 \text{ anos}$$

Desse modo, como ele se forma e se desintegra com a mesma velocidade, sua porcentagem no planeta permanece constante, sendo exatamente a mesma na atmosfera e em todos os seres vivos (10 ppb).

Ao examinar múmias, fósseis, ossos, pergaminhos e outros achados arqueológicos compostos por restos de antigos seres vivos, os cientistas encontraram neles teores de carbono-14 inferiores a 10 ppb, o que se deve ao decaimento β ocorrido durante os anos que se passaram desde a morte do ser vivo.

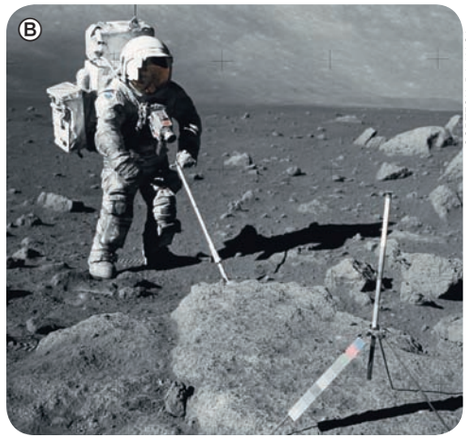
Isso torna possível, uma vez determinada a porcentagem de carbono-14 na amostra, calcular a sua idade, consultando a curva de decaimento radioativo. Esse processo é o **método de datação pelo carbono-14**.



ADILSON SECCO



JAMES KING-HOLMES/SCIENCE PHOTO LIBRARY/LATINSTOCK



CORTESIA DA NASA

Ⓐ Laboratório de datação pelo método do carbono-14. Universidade de Oxford, Inglaterra, 2005.

Ⓑ Há processos mais complexos de datação que permitem estimar a idade de rochas. (Eles envolvem outros radioisótopos, como potássio-argônio, urânio-chumbo, rubídio-estrôncio e samário-neodímio.) Usando tais métodos, os cientistas puderam estimar a idade da Terra em 4,6 bilhões de anos. As rochas lunares trazidas pelas missões *Apollo 11* e *17* apresentam idades entre 3,2 e 4,2 bilhões de anos. Na foto, Missão *Apollo 17*, 1972.

6.2 Aplicações da radioatividade na Medicina e em outras áreas

A incidência de radiação sobre um tecido humano pode induzir o aparecimento de câncer. Então surge a dúvida: por que os médicos utilizam radiação no combate de casos evoluídos de câncer?

Apesar de parecer uma incoerência, não é. As células cancerosas são mais fracas que as normais e, por esse motivo, uma dose controlada de radiação incidindo apenas sobre o local do tumor pode matar preferencialmente as células cancerosas. Esse é o princípio da chamada **radioterapia do câncer**, uma das muitas aplicações pacíficas da radioatividade. Nela são usados os raios gama provenientes da desintegração de cobalto-60 (artificialmente produzido) ou césio-137 (isolado do lixo nuclear de reatores).

Ainda na área da Medicina, muitos outros radioisótopos possuem importantes aplicações no diagnóstico de doenças (tabela 3). Uma vez introduzidos no organismo, as emissões desses radionuclídeos podem ser detectadas por sensores apropriados, fornecendo valiosas informações sobre o funcionamento dos órgãos.

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

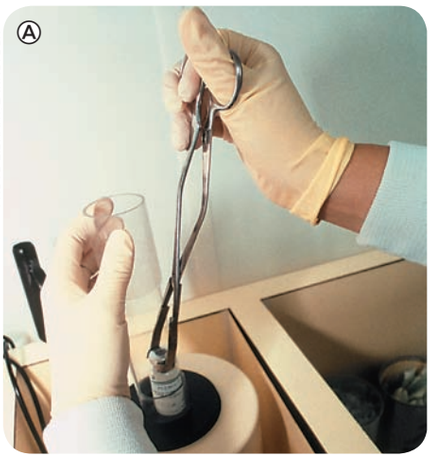
Não é apenas na Medicina que a radioatividade encontra aplicações práticas. Ela pode ser utilizada também para esterilizar alimentos em geral, detectar vazamentos em tubulações, analisar a espessura de chapas e estudar o mecanismo de reações químicas e bioquímicas.

TABELA 3 **Uso de radioisótopos em Medicina**

Isótopo	Aplicação em diagnósticos relacionados a
^{51}Cr	Glóbulos vermelhos
^{57}Co	Metabolismo da vitamina B_{12}
^{59}Fe	Metabolismo do ferro
^{67}Ga	Tumores linfáticos
^{75}Se	Pâncreas
^{99}Tc	Pulmões, ossos, medula óssea, placenta, rins, fígado
^{131}I	Glândula tireoide

Fontes: Tabela elaborada a partir de dados de: BLEI, I.; ODIAN, G. *General, Organic and Biochemistry*. Connecting Chemistry to your life. 2. ed. Nova York: Freeman, 2006. p. 268; SACKHEIM, G. I.; LEHMAN, D. D. *Chemistry for the Health Sciences*. 8. ed. Upper Saddle River: Prentice Hall, 1998. p. 223-6.

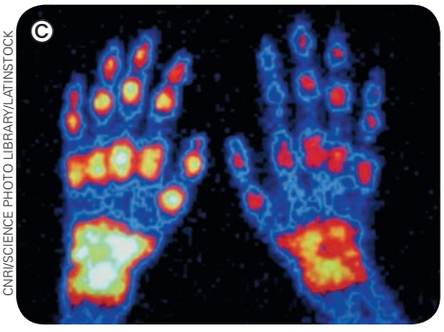
Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.



JOSH SHER/SCIENCE PHOTO LIBRARY/LATINSTOCK



COREL/STOCK PHOTOS



CNRI/SCIENCE PHOTO LIBRARY/LATINSTOCK



PAUL RAPSON/SCIENCE PHOTO LIBRARY/LATINSTOCK

Ⓐ Profissional manipulando amostra de radioisótopo para uso em diagnóstico médico. A radioatividade possui inúmeras aplicações pacíficas que contribuem para o bem-estar da humanidade.

Ⓑ Uma importante aplicação da radioatividade está na conservação de alimentos. Irradiar alimentos com raios gama permite matar microrganismos que aceleram o apodrecimento. No Brasil, onde parte considerável da produção estraga antes de chegar à mesa do consumidor, o uso dessa técnica permitiria evitar desperdícios. Em verde, sobre a foto, aparece o símbolo internacional para alimentos tratados com radiação.

Ⓒ Uso de isótopo emissor gama no diagnóstico de artrite. Um sensor capta a intensidade das emissões, que varia de acordo com a concentração do radioisótopo nos tecidos, e converte as medições em imagem colorida artificialmente.

Ⓓ Profissional utilizando radioatividade para verificar a presença de rachaduras ou imperfeições em tubos para encanamentos industriais. Reino Unido, 2008.

Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

Exercício Resolvido

42. (UFRJ) Radioisótopos são utilizados como elementos traçadores em pesquisa científica. Uma utilização de grande importância é a do traçador ^{32}P, um emissor beta, que em agricultura já proporcionou melhoramentos na produção do milho e seu consequente barateamento, através da diminuição de seu tempo de maturação e maior produção por área.

a) Represente a equação de decaimento do ^{32}P, quando ele emite uma partícula beta.

b) Qual a partícula emitida na produção de ^{32}P a partir do bombardeamento do nuclídeo $^{35}C\ell$ por um nêutron? Justifique a sua resposta.

Resolução

a) $\boxed{{}^{32}_{15}P \rightarrow {}^{0}_{-1}\beta + {}^{32}_{16}S}$

b) Esquematizando o processo e representando a partícula emitida por X, temos:

${}^{35}_{17}C\ell + {}^{1}_{0}n \rightarrow {}^{32}_{15}P + {}^{A}_{Z}X$

- balanço de números de massa:

$35 + 1 = 32 + A \Rightarrow A = 4$

- balanço das cargas nucleares:

$17 + 0 = 15 + Z \Rightarrow Z = 2$

Assim, é emitida uma partícula α.

A equação que representa o processo é:

$$\boxed{{}^{35}_{17}C\ell + {}^{1}_{0}n \rightarrow {}^{32}_{15}P + {}^{4}_{2}\alpha}$$

43. Represente a seguinte equação nuclear, substituindo a **(?)** pelo símbolo correto:

$${}^{19}_{9}F + (?) \rightarrow {}^{22}_{11}Na + {}^{1}_{0}n$$

44. Há três isótopos do hidrogênio na natureza: o hidrogênio leve ou prótio ($^{1}_{1}H$), o hidrogênio pesado ou deutério ($^{2}_{1}H$) e o trítio ou tritério ($^{3}_{1}H$).

a) Quantos nêutrons possui cada um deles?

b) Qual deles toma parte na seguinte transmutação?

$${}^{23}_{11}Na + (?) \rightarrow {}^{24}_{12}Mg + {}^{1}_{0}n$$

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
b) 114; 175; 114
c) 114; 289; 114
d) 111; 175; 111
e) 111; 292; 111

46. (Cesgranrio-RJ) Na obtenção de um dado elemento transurânico, por meio das reações nucleares:

$${}^{238}_{92}U + {}^{1}_{0}n \rightarrow A + \gamma \quad \text{e} \quad A \rightarrow B + \beta$$

podemos afirmar que o isótopo B desse elemento transurânico possui número atômico e número de massa respectivamente iguais a:

a) 93 e 239
b) 94 e 240
c) 95 e 241
d) 96 e 245
e) 97 e 248

47. A e B são dois dentre quatro elementos cisurânicos não encontrados na natureza. Eles puderam ser sintetizados por meio da seguinte sequência de reações nucleares:

I. ${}^{232}_{90}Th + {}^{2}_{1}H \rightarrow X + 7\,{}^{1}_{0}n$

II. $X \rightarrow \alpha + Y$

III. $Y \rightarrow \alpha + A$

IV. $A \rightarrow \alpha + B$

a) Qual(is) dessas etapas é (são) de transmutação nuclear?

b) Calcule os números atômico e de massa dos nuclídeos A e B. Procure na tabela periódica os nomes e símbolos verdadeiros de ambos.

c) A etapa IV tem uma meia-vida de 0,025 s. Quanto tempo leva para que 87,5% de uma amostra de A se transforme em B? (Por aí se percebe como são complicados os estudos de elementos artificiais.)

d) B se transforma em $^{207}_{82}Pb$ mediante a emissão de partículas α e β. Represente a equação dessa reação.

48. (Fuvest-SP) Considere os seguintes materiais:

I. Artefato de bronze (confeccionado pela civilização inca).

II. Mangueira centenária (que ainda produz frutos nas ruas de Belém do Pará).

III. Corpo humano mumificado (encontrado em tumbas do Egito Antigo).

O processo da datação, por carbono-14, é adequado para estimar a idade apenas:

a) do material I.
b) do material II.
c) do material III.
d) dos materiais I e II.
e) dos materiais II e III.

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

Exercício Resolvido

49. (Unopar-PR) Uma amostra de carvão mineral, originada pelo soterramento de árvores, numa devastação de floresta, revelou conter 25% de teor de carbono-14, existente na atmosfera. O tempo, em anos, em que essa árvore foi soterrada é:

Dado: meia-vida do carbono-14 = 5.730 anos

a) 2.865
b) 5.730
c) 8.595
d) 11.460
e) 17.190

Resolução

$$100\% \xrightarrow{t_{1/2}} 50\% \xrightarrow{t_{1/2}} 25\%$$

Tempo total transcorrido = $2 \cdot 5.730$ anos = = 11.460 anos
Alternativa **d**.

50. Um fóssil apresenta teor de carbono-14 igual a 2,5 ppb. Faça uma estimativa de há quantos anos, aproximadamente, esse fóssil foi formado. (Dados: teor de carbono-14 na atmosfera = 10 ppb; meia-vida do carbono-14 = 5.730 anos.)

51. Uma amostra de carvão mineral, originado pelo soterramento de gigantescas árvores, revelou conter 12,5% do teor de carbono-14 existente na atmosfera.

Há cerca de quanto tempo foi soterrada essa árvore? (Dado: meia-vida do carbono-14 = 5.730 anos.)

52. (UFU-MG) Mediu-se a radioatividade de uma amostra arqueológica de madeira, verificando-se que o nível de sua radioatividade devida ao carbono-14 era $\frac{1}{16}$ do apresentado por uma amostra de madeira recente.

Sabendo-se que a meia-vida do isótopo $^{14}_{6}C$ é $5{,}73 \cdot 10^3$ anos, a idade, em anos, dessa amostra é:

a) $3{,}58 \cdot 10^2$
b) $1{,}43 \cdot 10^3$
c) $5{,}73 \cdot 10^3$
d) $2{,}29 \cdot 10^4$
e) $9{,}17 \cdot 10^4$

53. (Cefet-PR) *"Goleada Jurássica* — Os argentinos, nossos eternos rivais no futebol, agora estão nos goleando em outro campo: a paleontologia.

Recentemente, acharam na Patagônia um aglomerado de fósseis que incluem quatro espécies desconhecidas de dinossauros, além de mamíferos e répteis do Período Jurássico.

O achado mais importante é a coluna vertebral de um titanossauro, animal de 70 milhões de anos que pesava 70 toneladas e era herbívoro." (Revista *Galileu*, abril 2001, ano 10, n. 117).

Sabendo-se que a meia-vida do carbono-14, que é utilizado em testes de idade geológica, é de 5.730 anos, calcule a taxa de carbono-14 nessa espécie jurássica nos primeiros 28.650 anos da morte do animal e selecione a resposta certa.

a) 5%
b) 3,125%
c) 6,25%
d) 12,50%
e) 1,56%

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

Exercícios adicionais

Resolva em seu caderno

Seu (sua) professor(a) indicará o melhor momento para realizar os exercícios deste bloco.

54. (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, determine a única alternativa FALSA:

a) $^{11}_{5}B + \alpha \rightarrow {}^{13}_{7}N + 2\,{}^{1}_{0}n$
b) $^{35}_{17}C\ell + {}^{2}_{1}D \rightarrow {}^{36}_{18}Ar + {}^{1}_{0}n$
c) $^{96}_{42}Mo + {}^{2}_{1}D \rightarrow {}^{97}_{43}Tc + {}^{1}_{0}n$
d) $^{45}_{21}Sc + \beta \rightarrow {}^{42}_{19}K + \alpha$

55. (UFV-MG) Em 1919 Rutherford realizou a primeira transmutação artificial, descrita pela equação abaixo:

$$^{9}_{4}Be + {}^{4}_{2}\alpha \rightarrow {}^{A}_{Z}X + {}^{1}_{0}n$$

Nesta transformação o elemento berílio (Be) foi bombardeado por uma partícula alfa (α), sendo transmutado no elemento X e emitindo um nêutron (n).
Selecione a alternativa que indica CORRETAMENTE o símbolo do elemento X, o seu número atômico (Z) e o seu número de massa (A), respectivamente:

a) F, 6, 13
b) Li, 5, 9
c) Mg, 6, 9
d) C, 6, 12
e) Ar, 5, 15

56. (UEPG-PR) Sobre processos nucleares, julgue se as afirmações são verdadeiras ou falsas.

(01) Nas equações abaixo (I e II), y e z são, respectivamente, partículas beta e alfa.

I. $^{8}_{3}Li \rightarrow {}^{4}_{2}He + {}^{4}_{2}He + y$

II. $^{6}_{3}Li + {}^{1}_{0}n \rightarrow {}^{3}_{1}H + z$

(02) Uma das aplicações da radiatividade é o método da datação pelo carbono-14.

(04) O chumbo encontrado nas jazidas naturais de minérios contendo urânio constitui um elemento não radiativo.

(08) O tempo de meia-vida de uma amostra radiativa depende de sua massa inicial.

(16) Quando $^{231}_{90}Th$ se transmuta em $^{219}_{86}Rn$, há emissão de três partículas alfa e uma partícula beta.

57. (UEL-PR) Os elementos radiativos têm muitas aplicações. A seguir, estão exemplificadas algumas delas.

I. O iodo é utilizado no diagnóstico de distúrbios da glândula tireoide, e pode ser obtido pela seguinte reação:

$$^{130}_{52}\text{Te} + {}^{1}_{0}\text{n} \rightarrow {}^{131}_{53}\text{I} + \text{X}$$

II. O fósforo é utilizado na agricultura como elemento traçador para proporcionar a melhoria na produção do milho, e pode ser obtido pela reação:

$$^{35}_{17}\text{C}\ell + {}^{1}_{0}\text{n} \rightarrow {}^{32}_{15}\text{P} + \text{Y}$$

Sua reação de decaimento é:

$$^{32}_{15}\text{P} \rightarrow {}^{32}_{16}\text{S} + \text{Z}$$

III. O tecnécio é usado na obtenção de imagens do cérebro, fígado e rins, e pode ser representado pela reação:

$$^{99}_{43}\text{Tc} \rightarrow {}^{99}_{43}\text{Tc} + \text{Q}$$

Determine a alternativa que indica, respectivamente, os significados de X, Y, Z e Q nas afirmativas I, II e III:

a) α, β, γ, α **c)** γ, β, γ, α **e)** β, α, β, γ
b) α, β, α, γ **d)** β, α, β, β

58. (Unifesp) O flúor-18 é um radioisótopo produzido num acelerador cíclotron. Associado à deoxiglucose, 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.

▲ **COMENTÁRIO DOS AUTORES:**

Pósitron é uma partícula de massa igual à do elétron, mas com carga positiva: $^{0}_{+1}\text{e}$.

7 Fissão nuclear

7.1 O que é fissão nuclear?

Alguns anos antes da Segunda Guerra Mundial, vários grupos de pesquisadores tentavam obter novos elementos químicos, com $Z > 92$, bombardeando o urânio com nêutrons. Em janeiro de 1939, os alemães Otto Hahn e Fritz Strassman anunciaram a presença de bário, lantânio e criptônio numa amostra de urânio bombardeada com nêutrons. Nos meses que se seguiram, esse processo passou a ser mais bem compreendido e chamado de fissão nuclear.

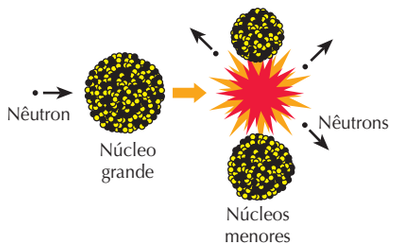
Fissão nuclear é o processo de **quebra de núcleos grandes** em núcleos menores, liberando uma grande quantidade de energia.

O nêutron, ao atingir um núcleo de urânio-235, provoca sua quebra em dois núcleos menores e a liberação de mais nêutrons que, por sua vez, irão atingir outros núcleos e provocar novas quebras. É uma **reação em cadeia**, análoga ao início de uma epidemia de gripe: uma pessoa transmite o vírus para duas, que o transmitem para quatro, daí para oito, e assim por diante. Cada núcleo atingido por um nêutron pode ser quebrado de várias maneiras, semelhante a uma bolinha de gude que se quebra em partes de tamanhos diferentes:

$$^{1}_{0}\text{n} + {}^{235}_{92}\text{U} \rightarrow \begin{cases} {}^{140}_{56}\text{Ba} + {}^{93}_{36}\text{Kr} + 3\,{}^{1}_{0}\text{n} \\ {}^{90}_{35}\text{Br} + {}^{143}_{57}\text{La} + 3\,{}^{1}_{0}\text{n} \\ {}^{131}_{50}\text{Sn} + {}^{102}_{42}\text{Mo} + 3\,{}^{1}_{0}\text{n} \\ {}^{137}_{53}\text{I} + {}^{97}_{39}\text{Y} + 2\,{}^{1}_{0}\text{n} \end{cases}$$

A energia liberada na reação de fissão do urânio-235 é muito grande, muito maior do que aquela envolvida em reações químicas como, por exemplo, uma combustão.

Pelos dados da tabela 4 é possível calcular que 1 g de urânio-235 equivale, sob o ponto de vista energético, a cerca de trinta toneladas do explosivo TNT!



ADILSON SECCO

▲ Representação esquemática da fissão nuclear. Cada núcleo fissionado libera nêutrons que poderão provocar a fissão de outros núcleos. (Cores e formas fantasiosas.)

TABELA 4 Energia liberada em alguns processos

Processo	Energia (kJ/g)
Fissão nuclear do $^{235}_{92}\text{U}$	$8 \cdot 10^{7}$
Fusão nuclear* de $^{2}_{1}\text{H}$ e $^{3}_{1}\text{H}$	$3 \cdot 10^{8}$
Explosão do TNT	2,8

* A fusão nuclear será apresentada mais à frente.

Fonte: TIPLER, P. A.; LLEWELLYN, R. A. *Modern Physics*. 4. ed. Nova York: Freeman, 2003. p. 575; MASTERTON, W. L.; HURLEY, C. N. *Chemistry;* principles & reactions. 4. ed. Belmont: Brooks/Cole, 2001. p. 562.

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

7.2 A bomba atômica

Com o início da Segunda Guerra Mundial, os interesses sobre fissão nuclear aumentaram, graças à grande quantidade de energia que é liberada. Assim, um grupo de cientistas liderados por J. Robert Oppenheimer, trabalhando no laboratório de Los Alamos (Novo México, Estados Unidos), conseguiu construir a **bomba de fissão ou bomba atômica** (**bomba A**), testada na manhã de 16 de julho de 1945, no deserto do Novo México.

Alguns dias depois (6 de agosto de 1945), uma bomba atômica baseada na fissão do urânio-235, batizada de *little boy* (pequeno menino), foi detonada sobre a cidade japonesa de Hiroshima.

Três dias depois, outra bomba atômica, dessa vez baseada na fissão do plutônio-239, batizada de *fat man* (homem gordo), explodiria sobre Nagasaki. Em 14 de agosto de 1945 os japoneses se renderam. Foi devido a essa lamentável demonstração que o mundo tomou conhecimento da enorme quantidade de energia que se encontra armazenada no núcleo de um átomo.

A reação em cadeia da fissão nuclear só se mantém em andamento se a massa do material físsil for superior a um certo valor característico, denominado *massa crítica*.

A primeira bomba atômica, testada em 16 de julho de 1945, possuía 12 quilotons. Por definição, um **quilo**ton equivale ao poder destrutivo de **mil** toneladas de TNT. Cada uma das bombas detonadas no Japão correspondia a cerca de 20 quilotons. Aproximadamente 71 mil pessoas foram mortas instantaneamente em Hiroshima. As mortes nos cinco anos subsequentes, devidas à exposição à radiação, são estimadas em 200 mil. Quase 98% das construções de Hiroshima foram destruídas ou seriamente danificadas. Em Nagasaki, algo em torno de 74 mil pessoas morreram na explosão que arrasou 47% da cidade.

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

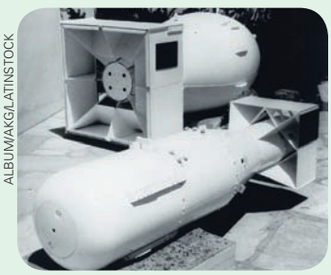


ALBUM/AKG-IMAGES/LATINSTOCK

◀ Ruínas de Hiroshima, cerca de dois anos depois da explosão da bomba atômica *little boy* (1945).

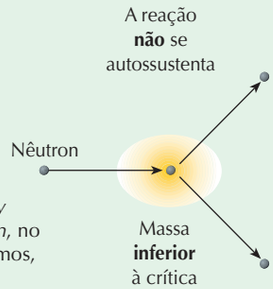
COMO FUNCIONA A BOMBA ATÔMICA

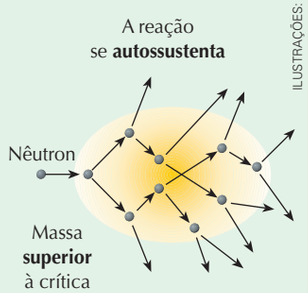
A reação em cadeia da fissão nuclear só conseguirá se manter se a massa do material físsil for superior a um certo valor característico chamado de **massa crítica**.



ALBUM/AKG/LATINSTOCK

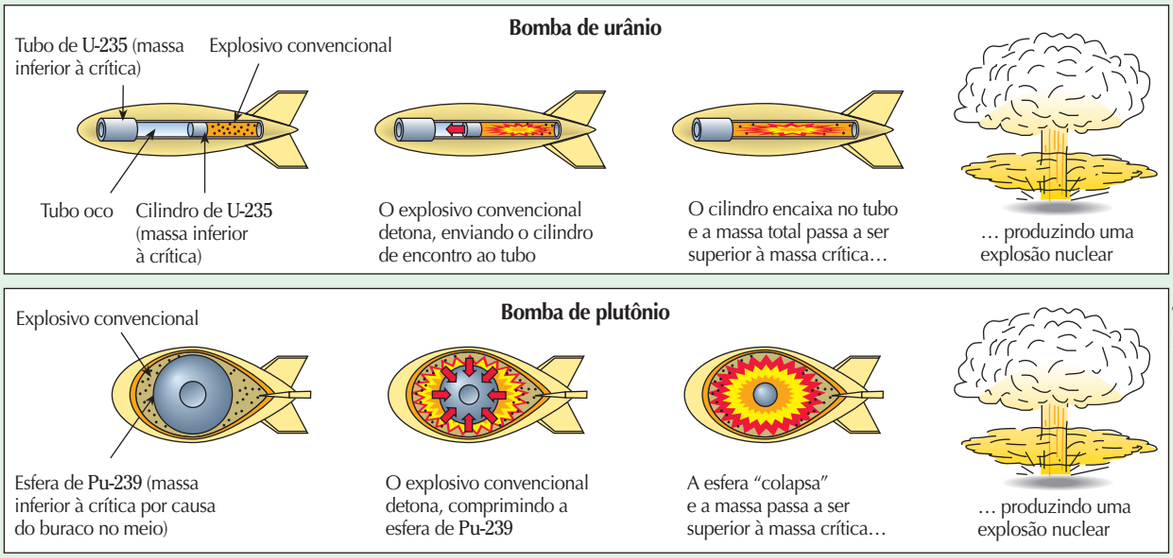
◀ Réplicas da *little boy* (esquerda) e da *fat man*, no laboratório de Los Alamos, Estados Unidos, 1945.





ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

Uma bomba atômica contém porções de urânio-235 ou plutônio-239 inferiores à massa crítica, mas que, no conjunto, perfazem uma massa total superior a ela. No momento da explosão, um detonador feito de explosivo comum coloca essas massas em contato, superando a massa crítica e provocando a reação em cadeia.



ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

Fonte das figuras: SNYDER, C. H. *The extraordinary Chemistry of ordinary things*. 4. ed. Nova York: John Wiley, 2003. p. 74.

7.3 O reator nuclear

Antes mesmo de se construir a primeira bomba atômica, o italiano Enrico Fermi e sua equipe já haviam construído, em 1942, na Universidade de Chicago, o primeiro reator nuclear. Esse reator tinha a finalidade de executar em laboratório a fissão nuclear para que se pudesse compreendê-la melhor, a fim de aproveitá-la como fonte de energia.

A versão moderna do reator de Fermi são as usinas nucleares, ou termonucleares, nas quais a fissão nuclear ocorre de modo controlado e a energia liberada é aproveitada para a produção de energia elétrica.

O calor liberado na fissão aquece água mantida a alta pressão. Esta, por sua vez, aquece uma outra porção de água que entra em ebulição. O vapor produzido gira uma turbina, cujo eixo se liga a um gerador elétrico, o qual, por sua vez, transforma a energia do movimento em energia elétrica.

7.4 O lixo nuclear

Nos produtos da fissão do urânio-235 já foram identificados mais de duzentos isótopos pertencentes a 35 elementos diferentes. Muitos deles emitem α, β e γ, representando um risco à população e necessitando, portanto, ser armazenados em recipientes de chumbo e/ou de concreto e guardados em locais seguros por tempo suficiente para que a radiação caia a níveis não prejudiciais.

Dentre os muitos nuclídeos presentes no lixo nuclear, podemos destacar três bastante perigosos para o ser humano: estrôncio-90, iodo-131 e césio-137.



U.S. DEPT. OF ENERGY/SCIENCE PHOTO LIBRARY/LATINSTOCK

▲ Uma das técnicas modernas para o armazenamento de produtos altamente radioativos da fissão nuclear consiste em misturá-los ao vidro derretido. Após endurecer, o material é acondicionado e levado ao depósito final. Na foto, vemos a mistura derretida sendo despejada em uma forma de aço.

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

8 Fusão nuclear

Muitas pessoas dizem que o Sol é uma bola de fogo. O que estará queimando lá, então? Na verdade nada está queimando. No Sol, bem como em outras estrelas, está ocorrendo um processo denominado "fusão nuclear".

Fusão nuclear é a **junção de núcleos pequenos** formando núcleos maiores e liberando uma quantidade muito grande de energia.

Para ocorrer fusão nuclear é necessária uma temperatura muito elevada, pelo menos da ordem de 10 milhões de graus Celsius. O Sol é uma imensa bola de hidrogênio onde a temperatura é suficiente para que ocorra a fusão dos átomos de hidrogênio, formando átomos mais pesados e liberando a energia que chega até nós na forma de luz e calor. Uma das reações que acontecem no Sol é:

$$^{2}_{1}H + {}^{3}_{1}H \rightarrow {}^{4}_{2}He + {}^{1}_{0}n + \text{energia}$$

A energia liberada na reação de fusão é bem maior do que na fissão nuclear (veja a tabela 4, no item 7.1). Aproveitar a energia da fusão nuclear em usinas seria extremamente vantajoso, pois o hidrogênio pode ser obtido a partir da água do mar a baixo custo, o rendimento energético da fusão é alto e o lixo resultante é bem menos perigoso que o lixo da fissão, contendo apenas um nuclídeo radioativo, o trítio; $^{3}_{1}H$. No entanto, ainda não foi desenvolvida tecnologia para o aproveitamento controlado da energia liberada na fusão.

Fusão nuclear é a reação que ocorre quando uma **bomba de hidrogênio** (**bomba H**) explode. No entanto, para que a fusão ocorra, é necessária uma altíssima temperatura, que é conseguida pela explosão de uma bomba atômica, que funciona como detonador da bomba H.

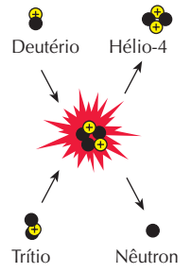
Estima-se que mais de duzentas explosões nucleares já aconteceram por todo o planeta, como parte dos chamados testes nucleares. O lixo atômico produzido num desses eventos é espalhado pelo vento, pela água e pelos seres vivos (através das cadeias alimentares). A arma mais potente já detonada tinha 58 megatons e foi testada pela então União Soviética em 30 de outubro de 1981 (um **mega**ton equivale em poder destrutivo a um **milhão** de toneladas de TNT).

A poeira e as cinzas lançadas na atmosfera sob a forma de "cogumelo atômico" podem subir além da camada das nuvens e, dessa maneira, permanecer meses em suspensão antes de descer sob a ação da atração gravitacional. Essas partículas obstruem a passagem dos raios solares.



U.S. DEPT. OF ENERGY/SCIENCE PHOTO LIBRARY/LATINSTOCK

◀ O "cogumelo atômico" formado na explosão da primeira bomba de hidrogênio, testada em 31 de outubro de 1952, no Atol Eniwetok, oceano Pacífico.



ADILSON SECCO

▲ Representação esquemática (em cores e formas fantasiosas) do processo de fusão nuclear assim equacionado:

$$^{2}_{1}H + {}^{3}_{1}H \rightarrow {}^{4}_{2}He + {}^{1}_{0}n + \text{energia}$$

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

Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

59. (Uerj) O reator atômico instalado no município de Angra dos Reis é do tipo PWR — Reator de Água Pressurizada. O seu princípio básico consiste em obter energia através do fenômeno "fissão nuclear", em que ocorre a ruptura de núcleos pesados em outros mais leves, liberando grande quantidade de energia. Esse fenômeno pode ser representado pela seguinte equação nuclear:

$$^{1}_{0}n + {}^{235}_{92}U \rightarrow {}^{144}_{55}Cs + T + 2\,{}^{1}_{0}n + \text{energia}$$

Os números atômico e de massa do elemento T estão respectivamente indicados na seguinte alternativa:

a) 27 e 91 **c)** 39 e 92
b) 37 e 90 **d)** 43 e 93

60. Considere a equação: $^{235}_{92}U + n \rightarrow {}^{144}_{55}Cs + (?) + 2\,n$

a) Que tipo de reação nuclear ela representa?

b) Identifique o símbolo que está faltando.

61. (Evangélica-GO) Fissão é o processo usado nas usinas nucleares para a obtenção de energia. A energia liberada é usada para transformar água em vapor, o que faz girar uma turbina, gerando energia elétrica.
Na reação de fissão do ^{235}U:

$$^{1}_{0}n + {}^{235}_{92}U \rightarrow {}^{140}_{56}Ba + ? + 3\,{}^{1}_{0}n$$

Determine a alternativa que indica o elemento que completa a reação:

a) $^{143}_{57}La$ **c)** $^{144}_{58}Ce$ **e)** $^{143}_{54}Xe$
b) $^{93}_{36}Kr$ **d)** $^{144}_{54}Xe$

62. (UFSC) A fissão nuclear do urânio (U-235) ocorre após bombardeamento do mesmo por nêutrons, segundo a reação em cadeia:

$$^{235}_{92}U + {}^{1}_{0}n \rightarrow {}^{140}_{x}Ba + {}^{y}_{36}Kr + 2\,{}^{1}_{0}n$$

É correto afirmar, então, que:

(01) Um dos produtos formados possui número atômico superior ao do urânio.
(02) A formação de duas partículas n assegura a propagação da reação em cadeia.
(04) O valor de *y* que torna a equação verdadeira é 94.
(08) n é uma partícula atômica.
(16) O valor de *x* que torna a equação verdadeira é 58.

Responda com a soma dos números dos itens corretos.

63. (UnB-DF) Ao capturar um nêutron, um átomo de urânio pode sofrer um processo de fissão, que resulta na desintegração de seu núcleo. Formam-se assim dois elementos mais leves (por exemplo, bário e criptônio), com emissão simultânea de 2,5 nêutrons, em média, por núcleo.

(O funcionamento do reator. *Ciência Hoje*, n. 32, v. 6.)

Com o auxílio do texto, julgue os itens seguintes, indicando os corretos.

① Os átomos de bário e criptônio são isótopos do átomo de urânio que os originou.
② No processo de fissão nuclear citado, é também possível a formação de átomos de massa maior do que a do átomo de urânio.
③ A emissão de 2,5 nêutrons, em média, por núcleo significa que podem estar ocorrendo reações que produzirão 3 nêutrons e reações que produzirão 2 nêutrons.

64. Qual a diferença entre fissão nuclear e fusão nuclear?

65. Qual dos dois processos — fissão ou fusão — ocorre naturalmente? Em que lugar do universo?

66. Qual dos dois processos — fissão ou fusão nuclear — é aproveitado pelo ser humano para a geração de energia elétrica em usinas apropriadas?

67. As duas bombas usadas contra cidades japonesas na Segunda Guerra Mundial eram de fissão ou de fusão nuclear?

68. (Uece) Associe as reações nucleares cujas equações encontram-se listadas na 1ª coluna — Reações nucleares (de I a IV) — com os nomes dos fenômenos listados na 2ª coluna — Nome do fenômeno (de A a D).

1ª coluna — Reações nucleares

I. $4\,{}^{1}_{1}H \rightarrow {}^{4}_{2}He + 2\,{}^{0}_{+1}\beta + {}^{0}_{0}\gamma$
II. $^{235}_{92}U + {}^{1}_{0}n \rightarrow {}^{140}_{56}Ba + {}^{94}_{36}Kr + 2\,{}^{1}_{0}n$
III. $^{27}_{13}A\ell + {}^{4}_{2}\alpha \rightarrow {}^{30}_{15}P + {}^{1}_{0}n$
IV. $^{232}_{90}Th \rightarrow {}^{228}_{88}Ra + {}^{4}_{2}\alpha$

2ª coluna — Nome do fenômeno

A. transmutação artificial
B. desintegração radiativa espontânea
C. fusão nuclear
D. fissão nuclear

Selecione a opção em que todas as correspondências estejam corretas.

a) IC - IID - IIIA - IVB
b) IA - IIC - IIIB - IVD
c) IB - IIA - IIID - IVC
d) ID - IIB - IIIC - IVA

69. (FGV-SP) Fissão nuclear e fusão nuclear:

a) Os termos são sinônimos.
b) A fusão nuclear é responsável pela produção de luz e calor no Sol e em outras estrelas.
c) Apenas a fusão nuclear enfrenta o problema de como dispor o lixo radioativo de forma segura.
d) A fusão nuclear é atualmente utilizada para produzir energia comercialmente em muitos países.
e) Ambos os métodos ainda estão em fase de pesquisa e não são usados comercialmente.

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

70. (UFMA) A bomba de hidrogênio funciona de acordo com a seguinte reação nuclear:

$$^{2}_{1}H + {}^{3}_{1}H \rightarrow {}^{4}_{2}He + {}^{1}_{0}n + \text{energia}$$

Portanto podemos afirmar:

a) é reação de "fusão".

b) é reação de "fissão".

c) é reação onde ocorre apenas emissão de partículas alfa (α).

d) é reação onde ocorre apenas emissão de partículas beta (β).

e) é reação onde ocorre apenas emissão de raios gama (γ).

71. Considere a seguinte tabela:

Processo	Energia liberada (kJ)
Fusão nuclear de 1 g de $^{2}_{1}H/^{3}_{1}H$	$3 \cdot 10^{8}$
Fissão nuclear de 1 g de $^{235}_{92}U$	$8 \cdot 10^{7}$
Combustão de 1 g de gás hidrogênio	143
Combustão de 1 g de etanol líquido	30

a) Que massa de gás hidrogênio precisa ser queimada para liberar a mesma energia que a fissão de 1 g de $^{235}_{92}U$?

b) Que massa de gás hidrogênio precisa ser queimada para liberar a mesma energia que a fusão de 1 g de $^{2}_{1}H/^{3}_{1}H$?

c) Repita os cálculos dos itens anteriores para o etanol (álcool comum) líquido em vez de gás hidrogênio.

Exercícios adicionais



Resolva em seu caderno

Seu (sua) professor(a) indicará o melhor momento para realizar os exercícios deste bloco.

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

72. (Uerj) Dois elementos recém-descobertos, X e Y, não aparecem ainda nas tabelas periódicas dos livros de química. O experimento que levou a essa descoberta consistiu na aceleração de átomos de criptônio-86 contra uma chapa metálica de chumbo-208. Nesse processo, formou-se o nuclídeo X e houve emissão de um nêutron. O nuclídeo X sofreu decaimento natural por emissão alfa, produzindo o nuclídeo Y, que possui em seu núcleo 116 prótons.

Determine o nome da família a que pertence o nuclídeo X e o número de massa do nuclídeo Y.

73. (Uerj) Em 1982, foi produzido sinteticamente, em reator atômico, o elemento radioativo Meitnério, de símbolo Mt, cujo número atômico é 109 e número de massa do isótopo mais estável é 266. O elemento foi produzido de acordo com a reação nuclear representada pela equação

$$^{209}_{83}Bi + {}^{58}_{26}Fe \rightarrow {}^{266}_{109}Mt + X$$

A partícula X produzida de acordo com a equação acima é:

a) próton. **c)** nêutron.

b) elétron. **d)** pósitron.

74. (UFSC) Recentemente foi divulgada pela imprensa a seguinte notícia: "Uma equipe de cientistas americanos e europeus acaba de acrescentar dois novos componentes da matéria à tabela periódica de elementos químicos, anunciou o laboratório nacional Lawrence Berkeley (Califórnia). Estes dois recém-chegados, batizados elementos 118 e 116, foram criados em abril num acelerador de partículas, através do bombardeamento de objetivos de chumbo com projéteis de criptônio, precisou o comunicado do laboratório do Departamento Americano de Energia. A equipe que 'criou' os dois novos elementos é composta de cientistas europeus e americanos".

(*Diário Catarinense*, 13 jun. 1999.)

Com base nesse texto, determine a(s) proposição(ões) verdadeira(s) de acordo com a classificação periódica atual.

(01) O elemento de número 118 será classificado como um gás nobre.

(02) O elemento de número 116 será classificado como pertencente à família dos halogênios.

(04) Os dois novos elementos pertencerão ao período número 7.

(08) O elemento chumbo utilizado na experiência é representado pelo símbolo Pb.

(16) O novo elemento de número 118 tem 8 elétrons no último nível, quando na sua configuração fundamental.

(32) Esses dois novos elementos são caracterizados como elementos artificiais, uma vez que não existem na natureza.

Responda com a soma dos números dos itens corretos.

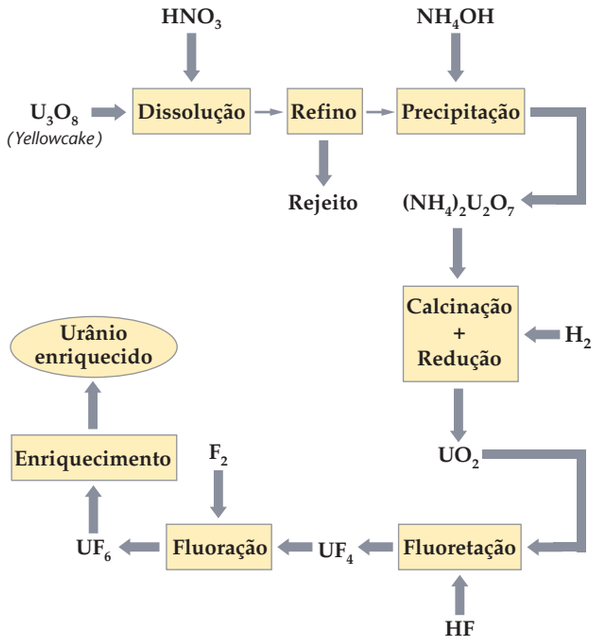
ATENÇÃO:

O texto a seguir se refere às questões 75, 76 e 77.

(UFRJ-modificado) A produção de energia nas usinas de Angra 1 e Angra 2 é baseada na fissão nuclear de átomos de urânio radioativo. O urânio é obtido a partir de jazidas minerais, na região de Caetité, localizada na Bahia, onde é beneficiado até a obtenção de um concentrado bruto de U_3O_8, também chamado de *yellowcake*.

O concentrado bruto de urânio é processado através de uma série de etapas até chegar ao hexafluoreto de urânio, composto que será submetido ao processo final de enriquecimento no isótopo radioativo, conforme o esquema a seguir.

Processamento de U_3O_8



75. (UFRJ) Com base no esquema:

a) Apresente os nomes do oxiácido e da base utilizados no processo.

b) Determine os números de oxidação do átomo de urânio nos compostos U_3O_8 e $(NH_4)_2U_2O_7$.

76. (UFRJ) O rejeito produzido na etapa de refino contém ^{206}Pb oriundo do decaimento radioativo do ^{238}U. Calcule o número de partículas α e β emitidas pelo ^{238}U para produzir o ^{206}Pb.

77. (UFRJ) A reação de HF com o dióxido de urânio (fluoretação) libera 44 kJ para cada mol de HF consumido. Calcule o calor liberado no processo quando 540 kg de dióxido de urânio são reagidos com HF.

78. (UFSCar-SP) A queima de 1 litro de gasolina fornece 33 kJ de energia. A fissão de somente 1 g de $^{235}_{92}U$ fornece $8{,}25 \times 10^7$ kJ de energia. A bomba de Hiroshima, utilizada pelos Estados Unidos contra o Japão no final da Segunda Guerra Mundial, tinha uma quantidade de urânio de aproximadamente 16 kg. Essa é a massa crítica necessária para a obtenção da reação em cadeia de fissão e, consequentemente, a explosão. Uma esfera de urânio de 12 cm de diâmetro tem essa massa de urânio.

a) Considerando a gasolina como sendo constituída por octano (C_8H_{18}), escreva a reação de combustão completa da gasolina devidamente balanceada. Copie a equação de fissão do urânio dada a seguir no seu caderno e, analisando a Classificação Periódica, complete a reação dando os símbolos e os nomes dos elementos X e Y resultantes da fissão do $^{235}_{92}U$.

$$^{235}_{92}U + 1\ ^{1}_{0}n \rightarrow\ ^{90}_{35}X + ^{143}_{57}Y + 3\ ^{1}_{0}n + \text{energia}$$

b) Sabendo que um caminhão-tanque tem capacidade para transportar 40.000 L de gasolina, quantos milhões de caminhões-tanque cheios seriam necessários para produzir quantidade de energia similar àquela liberada na explosão da bomba de Hiroshima?

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

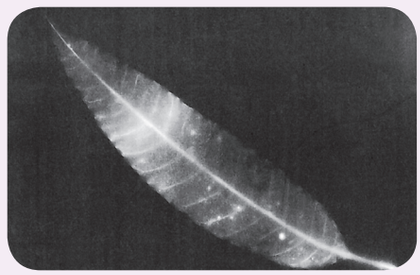
Informe-se sobre a Química

O acidente do césio-137

Era 13 de setembro de 1987. Um aparelho de radioterapia contendo césio-137 encontrava-se abandonado no prédio do Instituto Goiano de Radioterapia, desativado havia cerca de 2 anos. Dois homens, à procura de sucata, invadiram o local e encontraram o aparelho, que foi levado e vendido ao dono de um ferro-velho.

Durante a desmontagem do aparelho, foram expostos ao ambiente 19,26 g de cloreto de césio-137 ($^{137}CsC\ell$), pó branco semelhante ao sal de cozinha, que, no entanto, brilha no escuro com uma coloração azulada. (O ^{137}Cs é β-emissor e transforma-se em ^{137}Ba, γ-emissor.)

Encantado com o brilho do pó, o dono do ferro-velho passou a mostrá-lo e até distribuí-lo a amigos e parentes.



INSTITUTO DE PESQUISAS ENERGÉTICAS E NUCLEARES – MINISTÉRIO DA CIÊNCIA E TECNOLOGIA

▲ Autorradiografia de uma folha de mangueira próxima ao local de abertura da cápsula. A imagem foi obtida no escuro. O césio-137 presente na folha emitiu a radiação que impressionou o filme. Autorradiografia de 1987.

Os primeiros sintomas da contaminação (tonturas, náuseas, vômitos e diarreia) apareceram algumas horas depois do contato com o pó, levando as pessoas a procurar farmácias e hospitais, sendo medicadas como portadoras de alguma doença contagiosa. Os sintomas só foram caracterizados como contaminação radioativa em 29 de setembro, depois que a esposa do dono do ferro-velho levou parte do aparelho desmontado até a sede da Vigilância Sanitária.

Na época, quatro pessoas morreram. Segundo a Comissão Nacional de Energia Nuclear (CNEN), além delas, de 112.800 pessoas que foram monitoradas, 129 apresentaram contaminação corporal interna e externa. Destas, 49 foram internadas e 21 exigiram tratamento médico intensivo.

A propagação do césio-137 para as vizinhanças da casa onde o aparelho foi desmontado se deu por diversas formas. Merece destaque o fato de o $CsC\ell$ ser higroscópico, isto é, absorver água da atmosfera. Isso faz com que ele fique úmido e, assim, passe a aderir com facilidade na pele, nas roupas e nos calçados. Levar mãos ou alimentos contaminados à boca resulta em contaminação interna do organismo.

Os trabalhos de descontaminação dos locais afetados produziram 13,4 t de lixo contaminado com césio-137: roupas, utensílios, plantas, restos de solo e materiais de construção. O lixo do maior acidente radiológico do Brasil está armazenado em cerca de 1.200 caixas, 2.900 tambores e 14 contêineres em um depósito construído na cidade de Abadia de Goiás, vizinha a Goiânia, onde deverá ficar, pelo menos, 180 anos.

A tragédia de Goiânia deu origem a um processo judicial de 14 volumes, envolvendo os donos do Instituto Goiano de Radioterapia, que chegou ao final em março de 1996. Considerados culpados por homicídio culposo, três médicos e um físico hospitalar foram condenados a 3 anos e 2 meses de pena em regime aberto (isto é, trabalhando normalmente de dia e pernoitando em albergue). Outro médico, antigo proprietário do instituto, foi condenado a 1 ano e 2 meses em liberdade condicional.



SALOMON CYTRYNOWICZ/ PULSAR IMAGENS

▲ Contêineres contendo lixo radioativo do acidente chegam a Abadia de Goiás, onde viria a ser o depósito desses resíduos. Goiânia, GO, 1987.



SALOMON CYTRYNOWICZ/OLHAR IMAGEM

▲ Animais sacrificados sendo colocados em barris, após o acidente com o césio-137. Goiânia, GO, 1987.



CLÁUDIO PEDROSO

▲ Técnico medindo o nível de radiação em seu colega. Goiânia, GO, 1987.

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

O acidente de Chernobyl

Na manhã de 26 de abril de 1986, como resultado de uma série de falhas de engenharia e controle, ocorreu um superaquecimento do reator número 4 da usina nuclear de Chernobyl, próximo à cidade de Kiev, na Ucrânia (ex-URSS). O superaquecimento provocou uma explosão que deslocou a tampa do reator, de duas mil toneladas, lançando na atmosfera uma nuvem contendo isótopos radioativos. Tal nuvem subiu até cerca de 5 km de altitude e se alastrou por vários países da Europa, sendo detectada a muitos quilômetros de distância. Esse foi o mais grave acidente nuclear da história.

Muitos dos operários e bombeiros que tentaram apagar o incêndio nas instalações morreram pouco depois, por terem sido expostos à radiação. O fogo só foi controlado quando helicópteros jogaram cinco mil toneladas de areia no topo do reator. Controlado o perigo mais imediato, veículos-robôs foram usados na tentativa de limpar a usina e eliminar os resíduos radioativos. Esses robôs apresentaram falhas de funcionamento, provavelmente devido aos altos níveis de radiação no local. Finalmente, homens foram enviados para fazer tal limpeza (muitos deles também morreram). Mais de 115 mil pessoas foram evacuadas das regiões vizinhas.

RIA NOVOSTI/SCIENCE PHOTO LIBRARY/LATINSTOCK



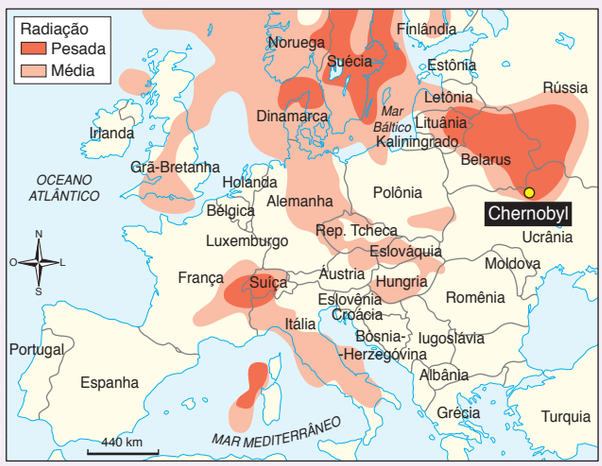
▲ Vista aérea da usina de Chernobyl após o acidente, 1986.

GLEB GARANICH/REUTERS/LATINSTOCK



▲ Imenso túmulo construído em torno da usina de Chernobyl, feito com 300 mil toneladas de concreto, visando isolar os resíduos que ainda permanecerão sofrendo decaimento radioativo por décadas. Ucrânia, 1999.

ALESSANDRO PASSOS DA COSTA



◄ Áreas afetadas pela radiação espalhada no acidente de Chernobyl. Por vários meses foi possível medir índices de radioatividade acima do normal no leite e em produtos laticínios provenientes dessas regiões.

Fonte do mapa: RAVEN, P. H.; BERG, L. R. *Environment*. 4. ed. Hoboken: John Wiley, 2004. p. 244.

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

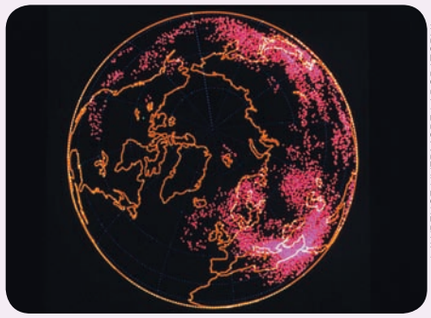
Ucrânia e Belarus (antiga Bielorrússia) enfrentam problemas a longo prazo. Muitos dos seus habitantes não podem beber água do local ou ingerir vegetais, carne e leite ali produzidos. Cerca de 20% do solo agricultável e 15% das florestas de Belarus não poderão ser ocupados por mais de um século devido aos altos índices de radioatividade.

Especialistas estimam que 8 mil ucranianos já morreram como consequência da tragédia. Há previsões de que até 17 mil pessoas poderão morrer de câncer nos próximos setenta anos devido à radiação espalhada no acidente.



VIKTOR DRACHEV/AFP/GETTY IMAGES

▲ Monitoramento de contaminação em tambores de leite na região de Chernobyl, 2006.



LAWRENCE LIVERMORE LABORATORY/ SCIENCE PHOTO LIBRARY-LATINSTOCK

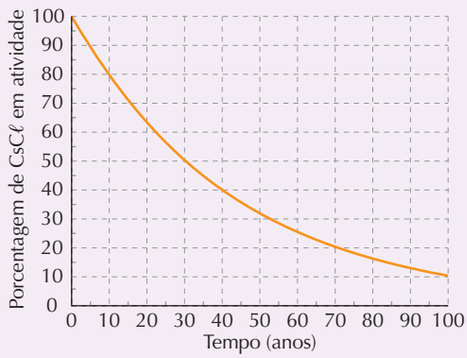
▲ Simulação por computador das áreas do Hemisfério Norte afetadas pela radiação do acidente de Chernobyl (indicadas em rosa e vermelho), dez dias após sua ocorrência. (Globo terrestre ilustrado visto pelo Polo Norte.)

Você entendeu a leitura? Responda em seu caderno

Caso o Professor julgue necessário, os alunos poderão ser reunidos em grupos para a discussão do texto e do gráfico abaixo, necessários para responder às questões de 1 a 4.

Em 13/9/1987, ocorreu o acidente com o césio-137 em Goiânia. Havia no aparelho 19,26 g de cloreto de césio-137 ($^{137}CsC\ell$), que foram liberados a céu aberto, provocando um dos maiores acidentes radiológicos de que se tem notícia.

O gráfico a seguir mostra a curva de decaimento radioativo do césio-137.



ADILSON SECCO

1. Após consulta na tabela periódica, calcule a massa em gramas de ^{137}Cs presente nos 19,26 g de cloreto de césio-137.

2. Analise o gráfico e determine o tempo de meia-vida do ^{137}Cs.

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

3. A partir do dia do acidente e com base nos cálculos efetuados, em que ano ainda restará cerca de 1,9 g de ^{137}Cs na amostra?

4. Sabe-se que o césio-137 sofre decaimento nuclear por emissão de partícula β. Escreva em seu caderno a equação nuclear para o decaimento do ^{137}Cs, juntamente com o nuclídeo formado no decaimento mencionado.

Caso o Professor julgue necessário, um aluno poderá ser convidado para a leitura do texto abaixo, ao qual se referem as atividades de 5 a 7.

Os principais componentes de um reator nuclear são:

- barras de material físsil, que pode ser urânio-235 (natural), urânio-233 ou plutônio-239 (artificiais) – esse conjunto de barras de material físsil tem uma massa que é igual ou superior à crítica;
- fluido trocador de calor;
- moderador (grafite ou água), que serve para diminuir a velocidade dos nêutrons, o que torna a reação possível (nêutrons rápidos não são eficientes para provocar fissão);
- barras de controle (cádmio ou boro), que absorvem nêutrons e servem para evitar que a reação saia de controle, superaquecendo o reator.

5. Segundo informações, uma das possíveis razões que causaram o acidente de Chernobyl está relacionada com erro humano.
Discuta com os colegas uma possível razão relacionada a falha humana que pode ter causado o acidente.

6. Faça uma pesquisa sobre o que vem a ser massa crítica.

7. Por ser fissionável, o ^{235}U é o isótopo do urânio de maior interesse tanto na área científica como na bélica. Sabe-se que numa amostra de urânio natural (mistura de vários isótopos) existem apenas 0,7% de ^{235}U. Para torná-lo utilizável em reatores nucleares é necessário enriquecê-lo até 4%. Já nas bombas atômicas o enriquecimento deve atingir os 90%.
Discuta com seus colegas uma possível explicação para o fato de o teor de ^{235}U precisar ser maior em uma bomba atômica do que em uma usina nuclear.

8. Faça uma pesquisa e cite aspectos positivos e negativos da utilização da radioatividade em nosso dia a dia.

9. Em grupo, discuta as possíveis soluções para um descarte correto de lixo nuclear. Pesquise o que alguns países têm feito para resolver esse problema e exemplifique.

Reavalie o que você pensa a respeito

Resolva em seu caderno

Verifique em que mudaram suas concepções prévias

Reveja sua resposta à atividade da segunda página deste capítulo, reavalie o que escreveu, discuta com seus colegas e, se julgar necessário, elabore novas justificativas ou aprimore as que tinha escrito. Apresente-as ao professor.

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

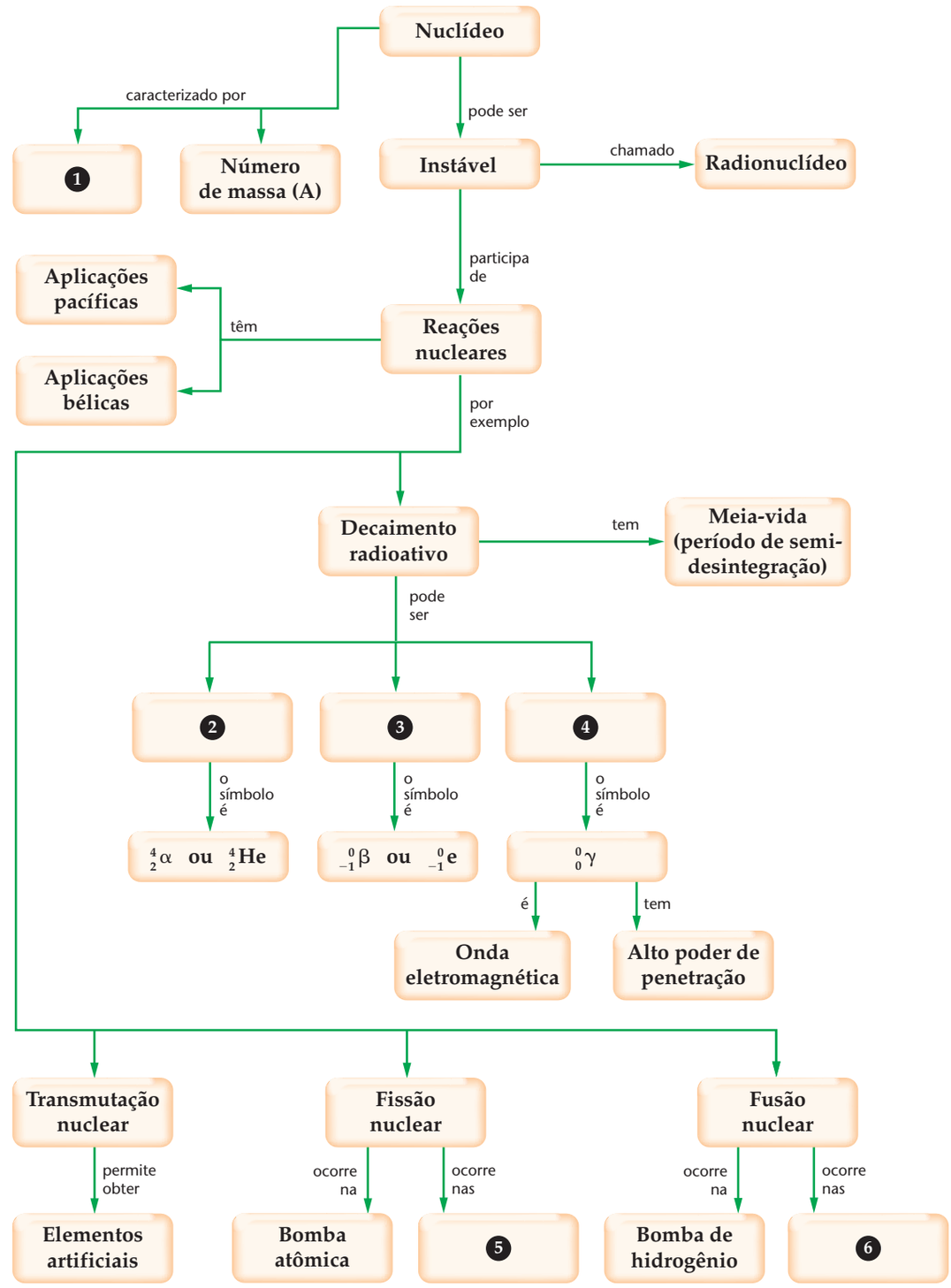
ESTABELEÇA CONEXÕES

Resolva em seu caderno

Importante:
Este mapa é apenas uma das muitas possibilidades de relacionar esses conteúdos conceituais.

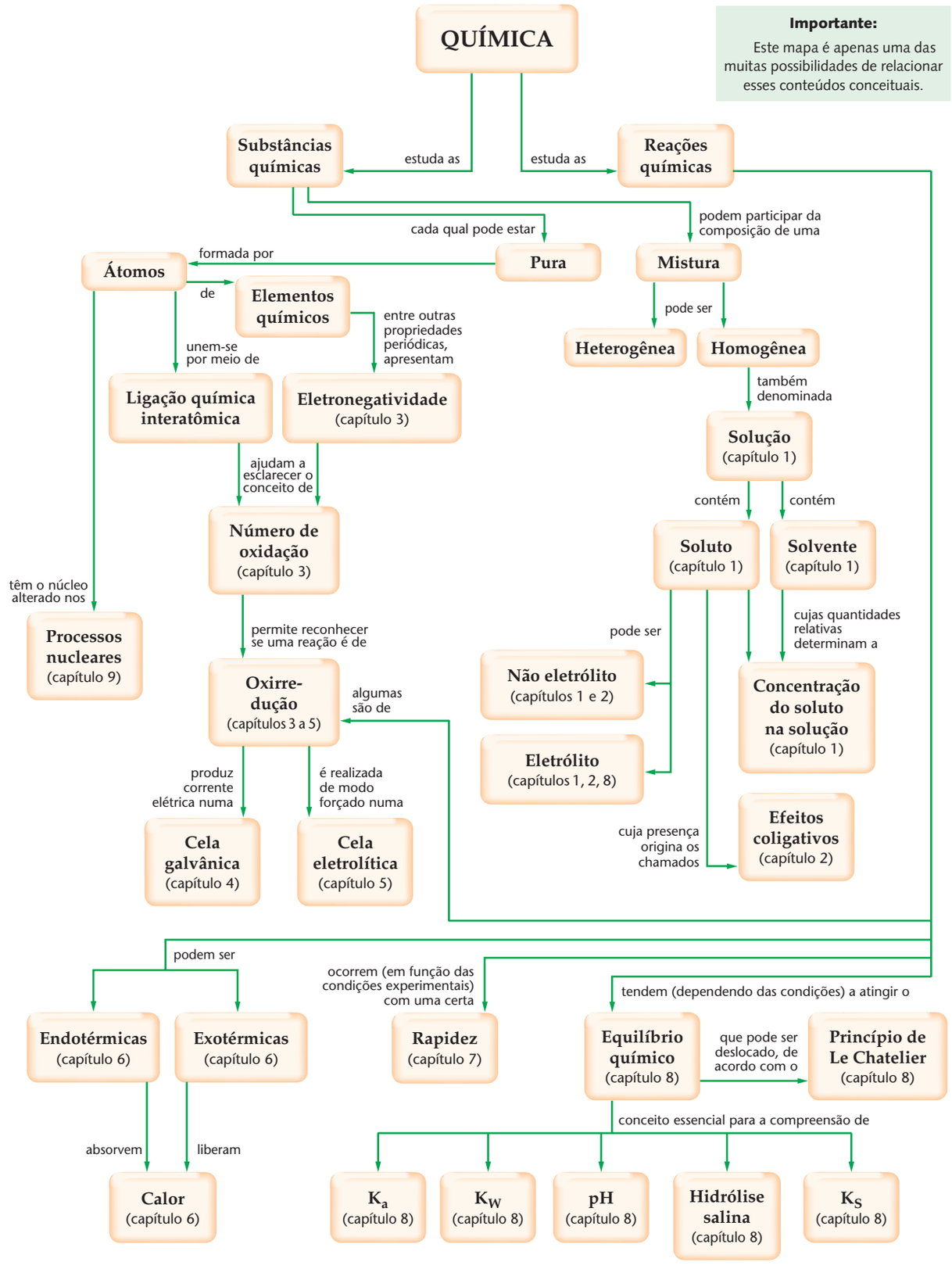
MAPA CONCEITUAL – RADIOATIVIDADE

Revise os conceitos estudados e decida como podem ser completados os locais em que aparecem os números.



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

MAPA CONCEITUAL – FÍSICO-QUÍMICA



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

Apêndice A

Tabela de cátions e de ânions

Cátions (íons positivos)

Carga +1		Carga +2		Carga +3		Carga +4	
H^+	Ag^+	Mg^{2+}	Fe^{2+}	$A\ell^{3+}$	Au^{3+}	Pt^{4+}	Sn^{4+}
Li^+	Cu^+	Ca^{2+}	Mn^{2+}	Bi^{3+}	Fe^{3+}	Pb^{4+}	Mn^{4+}
Na^+	Au^+	Sr^{2+}	Pb^{2+}	Co^{3+}	Sb^{3+}		
K^+	NH_4^+	Ba^{2+}	Sn^{2+}	Cr^{3+}	As^{3+}		
Rb^+	H_3O^+	Ra^{2+}	Pt^{2+}	Ni^{3+}	Mn^{3+}		
Cs^+	Hg_2^{2+}	Zn^{2+}	Cu^{2+}				
		Co^{2+}	Ni^{2+}				
		Cd^{2+}	Hg^{2+}				
		Cr^{2+}					

Ânions (íons negativos)

Carga −1		Carga −2		Carga −3	
F^-	Fluoreto	O^{2-}	Óxido	PO_4^{3-}	Fosfato
$C\ell^-$	Cloreto	O_2^{2-}	Peróxido	BO_3^{3-}	Borato
Br^-	Brometo	S^{2-}	Sulfeto	$Fe(CN)_6^{3-}$	Ferricianeto
I^-	Iodeto	SO_3^{2-}	Sulfito		
$C\ell O^-$	Hipoclorito	SO_4^{2-}	Sulfato		
$C\ell O_2^-$	Clorito	$S_2O_3^{2-}$	Tiossulfato		
$C\ell O_3^-$	Clorato	CO_3^{2-}	Carbonato		
$C\ell O_4^-$	Perclorato	$C_2O_4^{2-}$	Oxalato		
NO_2^-	Nitrito	SiO_3^{2-}	Metassilicato		
NO_3^-	Nitrato	HPO_3^{2-}	Fosfito	**Carga −4**	
CN^-	Cianeto	CrO_4^{2-}	Cromato	$P_2O_7^{4-}$	Pirofosfato
OCN^-	Cianato	$Cr_2O_7^{2-}$	Dicromato	SiO_4^{4-}	Silicato
SCN^-	Tiocianato	MnO_4^{2-}	Manganato	$Fe(CN)_6^{4-}$	Ferrocianeto
PO_3^-	Metafosfato	MnO_3^{2-}	Manganito		
$H_2PO_2^-$	Hipofosfito				
MnO_4^-	Permanganato				
OH^-	Hidróxido				
H^-	Hidreto				
CH_3COO^-	Acetato				

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

Apêndice B

Potências de dez e notação científica

Potências de dez são muito úteis em ciências. Com o auxílio das potências de dez, qualquer número real pode ser escrito em notação científica.

$$
\begin{aligned}
100.000 &= 10^5 \\
10.000 &= 10^4 \\
1.000 &= 10^3 \\
100 &= 10^2 \\
10 &= 10^1 \\
1 &= 10^0 \\
0{,}1 &= 10^{-1} = 1/10^1 \\
0{,}01 &= 10^{-2} = 1/10^2 \\
0{,}001 &= 10^{-3} = 1/10^3 \\
0{,}0001 &= 10^{-4} = 1/10^4 \\
0{,}00001 &= 10^{-5} = 1/10^5
\end{aligned}
$$

Dizemos que um número está expresso em **notação científica** quando ele está escrito na forma $\mathbf{a \cdot 10^b}$, sendo **a** um número real tal que $1 \leqslant \mathbf{a} < 10$ e **b** um número inteiro (isto é, **b** = ..., –3, –2, –1, 0, 1, 2, 3, ...).

A notação científica permite expressar com facilidade números muito grandes ou muito pequenos. Exemplos:

- $560.000 = 5{,}6 \cdot 10^5$
- $602.000.000.000.000.000.000.000 = 6{,}02 \cdot 10^{23}$
- $0{,}078 = 7{,}8 \cdot 10^{-2}$
- $0{,}0000000000000000019 = 1{,}6 \cdot 10^{-19}$

Usando a notação científica e conhecendo as operações relacionadas no quadro abaixo, fica relativamente simples realizar operações matemáticas envolvendo números muito grandes ou muito pequenos. Exemplos:

- Multiplicar 800.000 por 0,0002:

$$8 \cdot 10^5 \cdot 2 \cdot 10^{-4} = 8 \cdot 2 \cdot \underbrace{10^5 \cdot 10^{-4}} = 16 \cdot 10^{(5)+(-4)} = 16 \cdot 10^1 = 1{,}6 \cdot 10^2$$

Conservamos a base e somamos os expoentes

- Dividir 800.000 por 0,0002:

$$\frac{8 \cdot 10^5}{2 \cdot 10^{-4}} = \frac{8}{2} \cdot \underbrace{\frac{10^5}{10^{-4}}} = 4 \cdot 10^{(5)-(-4)} = 4 \cdot 10^9$$

Conservamos a base e subtraímos os expoentes

- Elevar 800.000 ao quadrado:

$$(8 \cdot 10^5)^2 = (8)^2 \cdot \underbrace{(10^5)^2} = 64 \cdot 10^{10} = 6{,}4 \cdot 10^{11}$$

Multiplicamos 5 por 2

- Extrair a raiz quadrada de 0,0009:

$$\sqrt{9 \cdot 10^{-4}} = \sqrt{9} \cdot \underbrace{\sqrt{10^{-4}}} = 3 \cdot 10^{-2}$$

Dividimos –4 por 2

Algumas operações envolvendo potências de dez

Multiplicação: $10^m \cdot 10^n = 10^{(m+n)}$

Divisão: $\frac{10^m}{10^n} = 10^{m-n}$

Potenciação: $(10^m)^n = 10^{m \cdot n}$

Radiciação: $\sqrt[n]{10^m} = 10^{m/n}$

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

Apêndice C

Algumas unidades, seus múltiplos e submúltiplos

Grandeza	Unidade	Símbolo	Relações importantes
Massa	grama	g	$1\ kg = 10^3\ g$
	quilograma*	kg	$1\ t = 10^3\ kg = 10^6\ g$
	tonelada	t	
Comprimento	metro*	m	
Volume	metro cúbico*	m^3	$1\ m^3 = 10^3\ L$
	decímetro cúbico	dm^3	$1\ L = 1\ dm^3 = 10^3\ mL = 10^3\ cm^3$
	centímetro cúbico	cm^3	
	litro	L	
	mililitro	mL	
Pressão	atmosfera	atm	1 atm = 760 mmHg = 760 torr
	milímetro de mercúrio	mmHg	$1\ atm = 1{,}013 \cdot 10^5\ Pa$
	torr	torr	
	pascal*	Pa	
Temperatura	celsius	°C	temperatura em K = temperatura em °C + 273
	kelvin*	K	
Quantidade de matéria	mol*	mol	quantidade em mols = massa/massa molar

* Unidades que fazem parte do Sistema Internacional de Unidades (SI).

Há muitos prefixos que, quando utilizados, permitem expressar múltiplos ou submúltiplos de unidades. Alguns deles aparecem nas tabelas a seguir.

Veja exemplos desses prefixos, quando aplicados ao metro, unidade de comprimento:

- 1 terametro = 1 Tm = 10^{12} m
- 1 gigametro = 1 Gm = 10^9 m
- 1 megametro = 1 Mm = 10^6 m
- 1 quilômetro = 1 km = 10^3 m
- 1 milímetro = 1 mm = 10^{-3} m
- 1 micrometro = 1 µm = 10^{-6} m
- 1 nanômetro = 1 nm = 10^{-9} m
- 1 picometro = 1 pm = 10^{-12} m

Múltiplo	Prefixo	Símbolo
10^{12}	tera	T
10^9	giga	G
10^6	mega	M
10^3	quilo	k

Submúltiplo	Prefixo	Símbolo
10^{-3}	mili	m
10^{-6}	micro	µ
10^{-9}	nano	n
10^{-12}	pico	p

Outros exemplos, envolvendo outras unidades:

- 1 quilograma = 1 kg = 10^3 g
- 1 miligrama = 1 mg = 10^{-3} g
- 1 mililitro = 1 mL = 10^{-3} L
- 1 milimol = 1 mmol = 10^{-3} mol
- 1 quilopascal = 1 kPa = 10^3 Pa

Há outros prefixos, além dos apresentados, que possuem menor importância. Apenas um dos que não foram mostrados na tabela merece comentários. É o prefixo *centi* (c), que corresponde a 10^{-2}. Ele é muito empregado em associação com a unidade metro. Assim sendo, 1 centímetro = 1 cm = 10^{-2} m.

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

Apêndice D

Logaritmos decimais

Logaritmos decimais são muito importantes no estudo da Físico-Química, principalmente no que diz respeito às escalas de pH e pOH. Este apêndice resume as informações necessárias para ajudar a compreender tais conceitos. A definição de logaritmo decimal é a seguinte:

Seja a um número real positivo. Denomina-se **logaritmo decimal de a** (ou **logaritmo de a na base dez**) um expoente x, tal que $10^x = a$. Em simbologia matemática, temos:

$$\log a = x \quad \Leftrightarrow \quad 10^x = a$$

O quadro abaixo fornece apenas alguns exemplos de logaritmos decimais. As calculadoras científicas permitem a você determinar o logaritmo decimal de um número real positivo utilizando a tecla *log*. A seguir aparecem alguns exemplos de aplicações relevantes dos logaritmos para seus estudos de Físico-Química:

- Expressar o número 0,002 como uma potência de dez.
  (Dado: log 2 = 0,3)
  $\log 2 = 0{,}3 \quad \Rightarrow \quad 10^{0,3} = 2$
  $0{,}002 = 2 \cdot 10^{-3} = \underbrace{10^{0,3} \cdot 10^{-3}} = 10^{-2,7}$
  conservamos a base e somamos os expoentes

- Usando o resultado do exemplo anterior, determine o valor de –log (0,002).
  O logaritmo de 0,002 é o expoente x tal que $10^x = 0{,}002$. Pelo exemplo anterior, temos $0{,}002 = 10^{-2,7}$. Decorre que:
  $0{,}002 = 10^{-2,7} = 10^x \quad \Rightarrow \quad x = -2{,}7$
  Assim, concluímos que –log (0,002) = 2,7

- Expressar o número 0,000025 como uma potência de dez.
  (Dado: log 5 = 0,7)
  $\log 5 = 0{,}7 \quad \Rightarrow \quad 10^{0,7} = 5$
  $0{,}000025 = 25 \cdot 10^{-6} = 5 \cdot 5 \cdot 10^{-6} = \underbrace{10^{0,7} \cdot 10^{0,7} \cdot 10^{-6}} = 10^{-4,6}$
  conservamos a base e somamos os expoentes

- Usando o resultado do exemplo anterior, determine o valor de –log (0,000025).
  O logaritmo de 0,000025 é o expoente x tal que $10^x = 0{,}000025$. Pelo exemplo anterior, temos $0{,}000025 = 10^{-4,6}$. Decorre que:
  $0{,}000025 = 10^{-4,6} = 10^x \quad \Rightarrow \quad x = -4{,}6$
  Assim, concluímos que –log (0,000025) = 4,6

- Expressar o número 0,16 como uma potência de dez.
  (Dado: log 2 = 0,3)
  Como log 2 = 0,3, podemos afirmar que $10^{0,3} = 2$
  $0{,}16 = 16 \cdot 10^{-2} = (2)^4 \cdot 10^{-2} = \underbrace{(10^{0,3})^4} \cdot 10^{-2} = \underbrace{10^{1,2} \cdot 10^{-2}} = 10^{-0,8}$
  multiplicamos os expoentes; conservamos a base e somamos os expoentes

- Usando o resultado do exemplo anterior, determine o valor de –log (0,16).
  O logaritmo de 0,16 é o expoente x tal que $10^x = 0{,}16$. Pelo exemplo anterior, temos $0{,}16 = 10^{-0,8}$. Decorre que:
  $0{,}16 = 10^{-0,8} = 10^x \quad \Rightarrow \quad x = -0{,}8$
  Assim, concluímos que –log (0,16) = 0,8

- Determine o valor de –log (1).
  O número 1 pode ser escrito como 10^0.
  Assim, log (1) = 0 e –log (1) = 0

Alguns valores de logaritmos decimais

número	logaritmo
1	0
2	0,30
3	0,48
4	0,60
5	0,70
6	0,78
7	0,85
8	0,90
9	0,95
10	1

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

Respostas

Capítulo 1. Expressando a concentração de soluções aquosas

1. Inicialmente deve-se pesar 11,9 g de KBr. A seguir, essa massa deve ser transferida para um balão volumétrico de 1 L. Nele, adiciona-se um pouco de água destilada e agita-se para dissolver completamente o sólido. Finalmente, acrescenta-se água destilada até a marca de aferição de 1 L.
O volume em questão é igual a 0,8 L (ou 800 mL).

2. a) Solvente: água; soluto: hidróxido de sódio.
b) 30 g
c) 250 mL

3. B **4.** C **5.** 20 g **6.** 37 m^3

7. a) 78 mg/L
b) Cloreto de potássio, citrato de sódio di-hidratado e cloreto de sódio.
Essas três substâncias são compostos iônicos que, ao serem dissolvidos em água, sofrem dissociação iônica, sendo, portanto, condutores de corrente elétrica.

8. D **9.** 5 mL; 20 mL

10. de soluto/solução/um mililitro de solução

11. A solução está mais densa do que deveria. Para reduzir a densidade da solução, deve-se acrescentar um pouco de água (componente de menor densidade) até que a solução atinja a densidade desejada, quando a marca do densímetro coincidirá com o nível do líquido.

12. Ambas as bolinhas são menos densas que o líquido do desenho A e mais densas que o de B. A bolinha verde é mais densa e a vermelha é menos densa que o líquido do desenho C. Assim, o líquido de A é mais denso que o de C, que é mais denso que o de B. Decorre que o líquido do desenho A é água, o do desenho B é álcool e o do desenho C é uma mistura de ambos.

13. Resolvido. **14.** 0,04 g/mL

15. a) 238,10 g/L
b) 1.190,5 g/L; 1,19 g/cm^3

16. 217,40 g/dm^3

17. soluto/litro/solução

18. 64 g

19. a) Soluto: ácido nítrico; solvente: água.
b) 0,1 mol
c) 6,3 g
d) 0,05 mol
e) 3,15 g
f) 6,3 g/L

20. Devem-se pesar 34,2 g de sacarose (0,1 mol) e transferir essa massa para um balão volumétrico de 1 L. Nele, adiciona-se um pouco de água destilada e agita-se para dissolver completamente o sólido. Finalmente, acrescenta-se água destilada até a marca de aferição de 1 L.

21. a) 150 g/L b) 5 mL c) 1,25 mol/L

22. Resolvido.

23. a) $5 \cdot 10^{-4}$ mol b) 49 mg

24. a) 20 mol b) 1,96 kg

25. 0,1 mol/L **26.** 40 g **27.** E **28.** D

29. A **30.** C **31.** C **32.** D

33. Resolvido. **34.** Resolvido. **35.** B

36. C **37.** E

38. a) $\mathcal{M}_{Ca^{2+}} = 0{,}05$ mol/L
$\mathcal{M}_{C\ell^-} = 0{,}10$ mol/L
b) $\mathcal{M}_{K^+} = 0{,}08$ mol/L
$\mathcal{M}_{SO_4^{2-}} = 0{,}04$ mol/L
c) $\mathcal{M}_{Na^+} = 3{,}6$ mol/L
$\mathcal{M}_{PO_4^{3-}} = 1{,}2$ mol/L
d) $\mathcal{M}_{K^+} = 0{,}12$ mol/L
$\mathcal{M}_{I^-} = 0{,}12$ mol/L
e) $\mathcal{M}_{K^+} = 2$ mol/L
$\mathcal{M}_{NO_3^-} = 2$ mol/L
f) $\mathcal{M}_{Ce^{3+}} = 0{,}08$ mol/L
$\mathcal{M}_{SO_4^{2-}} = 0{,}12$ mol/L

39. a) 0,3 mol de Ca^{2+}; 0,6 mol de $C\ell^-$
b) 0,4 mol de K^+; 0,4 mol de NO_3^-
c) 0,24 mol de Na^+; 0,08 mol de PO_4^{3-}
d) 0,008 mol de Ce^{3+}; 0,012 mol de SO_4^{2-}

40. 2,85 mg

41. $[K^+] = [I^-] = 0{,}01$ mol/L

42. 0,003 mol/L

43. $[Fe^{3+}] = 0{,}2$ mol/dm^3 e $[SO_4^{2-}] = 0{,}3$ mol/dm^3

44. E **45.** C **46.** C **47.** B **48.** C

49. massa do soluto/massa da solução

50. Pesar 100 g de sacarose. Adicionar 900 g de água (900 mL) e agitar até que o soluto se dissolva.

51. Resolvido. **52.** Resolvido.

53. 105 g/L **54.** A **55.** B

56. $\bar{c}_v = 0{,}78$ **57.** B **58.** E

59. $2 \cdot 10^{-4}$ ppm **60.** D

61. a) $H_2SO_4\,(\ell) \xrightarrow{H_2O} 2\,H^+(aq) + SO_4^{2-}\,(aq)$
b) $Zn + 2\,HC\ell \rightarrow ZnC\ell_2 + H_2$
c) 7,1 mL de HNO_3

62. B **63.** B **64.** B **65.** D

66. D **67.** Resolvido. **68.** 2 mol/L

69. B **70.** C **71.** E

72. 01 e 08 estão corretas.

73. a) diluição
b) Depois da diluição, a concentração do soluto é menor do que antes.

74. a) As moléculas de soluto, pois seu número permaneceu constante com a adição de solvente.
b) A solução inicial é mais "concentrada" que a final. A final é mais "diluída" que a inicial.
c) Preparação de um refresco diluindo-se o suco concentrado vendido comercialmente; adição de água a um café "forte", deixando-o mais "fraco".

75. a) igual
b) igual
c) O final é o dobro.
d) A final é a metade da inicial.
e) A final é a metade da inicial.

76. a) Reduz-se a 1/3
b) Reduz-se a 1/3

77. Reduz-se a 1/3

78. dois ∞pos **79.** 4 g/L

80. Colocar os 500 mL em um balão volumétrico de 2 L e adicionar água destilada até a marca que existe no gargalo do balão.

81. Resolvido.

82. 01 − falsa; 02 − verdadeira; 04 − verdadeira; 08 − verdadeira; soma dos itens corretos = 14.

83. C

84. a) 18 mol/L b) 3,6 mol/L

85. D **86.** C

87. a) $6{,}27 \cdot 10^{-4}$ mol/L b) $1 \cdot 10^{-3}$ mol/L

88. a) 0,1 mol/L
b) O procedimento mais eficiente foi aquele realizado na embalagem II.

89. 0,08 mol/L

90. Não é correta; a concentração é 0,30 mol/L.

91. 0,04 mol/L

92. a) ① b) ② c) ③
d) O modelo ④ corresponde a uma situação em que se adicionou ácido além do ponto de equivalência.

93. O volume da solução de base colocada no erlenmeyer, a concentração da solução de ácido usada como titulante e o volume dessa solução ácida que é adicionado até chegar ao ponto de equivalência.

94. D **95.** Resolvido. **96.** 68,4%

97. ≃85% **98.** 60 g **99.** E **100.** D

101. 54% **102.** 0,5 mol/L · 100 = 50 **103.** E

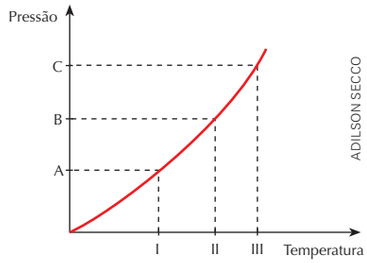
104. 7,5 g · L^{-1}

Capítulo 2. Propriedades coligativas

1. Soma = 45 (01, 04, 08 e 32 estão corretas.)

2. C

3. A altitude dos locais citados aumenta na ordem: Fortaleza, Brasília, alto da Serra da Mantiqueira. A pressão atmosférica aumenta na ordem inversa. Assim:



Onde:
A = pressão atmosférica no alto da Serra da Mantiqueira
B = pressão atmosférica em Brasília
C = pressão atmosférica em Fortaleza
I = temperatura de ebulição da água no alto da Serra da Mantiqueira
II = temperatura de ebulição da água em Brasília
III = temperatura de ebulição da água em Fortaleza

4. a) Uma amostra de água na fase vapor, ponto 1, é resfriada a pressão constante. A uma certa temperatura ela sofre condensação. Após todo o vapor condensar, o líquido continua a ser resfriado até chegar a uma temperatura em que sofre solidificação. Após todo o líquido solidificar, o sólido continua a ser resfriado até o ponto 2.
b) Uma amostra de vapor de água, ponto 3, é submetida a um aumento de pressão a temperatura constante. Ao chegar a um certo valor de pressão, o vapor sofre condensação. Após todo o vapor condensar, o líquido continua a ter sua pressão aumentada até o ponto 4.

5. A **6.** D

7. a) Na cidade A. De acordo com o diagrama de fases, a pressão a ser exercida na água para que ocorra a liquefação é menor a −5 °C do que a −35 °C.
b) Como B está a aproximadamente 2.400 m de altitude, a pressão atmosférica é menor. Consequentemente, a temperatura de fusão da água será maior que em A, e a temperatura de ebulição será menor que em A.

8. a) 140 °C b) 65 °C e 2 atm

9. Seta Ⓐ. A formação da camada de água líquida entre a lâmina e o gelo se deve à fusão do gelo provocada pelo aumento da pressão exercida sobre ele.

10. Seta Ⓑ. Um pedaço de gelo deixado sobre a pia sofrerá um aquecimento gradual, a pressão constante, e passará da fase sólida para a fase líquida.

11. A pressão de vapor da acetona nos três frascos é igual.

12. A

13. a) Líquido A: 60 °C; líquido B: 70 °C.
b) Líquido A. O valor da pressão é aproximadamente 0,8 atm.

14. B

15. a) Em São Paulo.
b) Como São Paulo está localizada a uma altitude menor que a da Cidade do México, a pressão ambiente será maior, o que faz com que a água entre em ebulição a uma temperatura maior.

16. E **17.** B

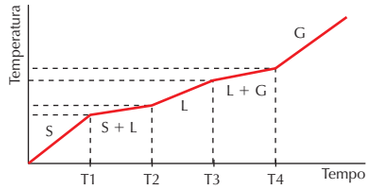
18. a) Éter dietílico (A): 30 °C. Etanol (B): 75 °C.
b) O éter dietílico está na fase gasosa e o etanol está na fase líquida.

19. D **20.** B **21.** B **22.** E

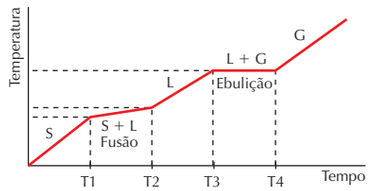
23. a) I < III < II; destilação fracionada

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

b) Como a mistura de II e III é uma mistura comum, ela terá a seguinte curva de aquecimento:



Como a mistura de I e III é azeotrópica, ela terá a seguinte curva de aquecimento:

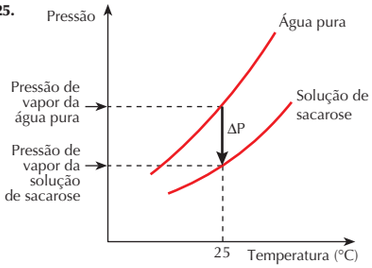


ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

Ou seja, como podemos observar, a temperatura de ebulição da mistura entre II e III varia. Já a temperatura de ebulição da mistura entre I e III se mantém constante (mistura azeotrópica).

24. Resolvido.

25.



ADILSON SECCO

26. Incorreta. Ocorre abaixamento da pressão de vapor da água, mas isso a torna menos volátil.

27. D **28.** Resolvido. **29.** 182 u

30. a) III < II < I
b) Solução III. Quanto maior a concentração de sacarose, maior será o abaixamento da pressão de vapor.

31. C **32.** Resolvido.

33. A adição de açúcar faz com que a temperatura necessária para iniciar a fervura do líquido sofra súbito aumento e, por causa disso, o líquido que estava em ebulição pare de ferver. Contudo, a chama do fogo continua a transferir calor para o líquido. Isso faz com que a temperatura dele suba gradualmente, até alcançar a temperatura necessária para o início da ebulição da solução. Nesse momento se reinicia a fervura.

34. III é a única correta; a água do café tem temperatura de início de ebulição superior à da água pura.

35. O efeito crioscópico do sal dissolvido na água do mar faz com que o congelamento desse solvente se inicie em uma temperatura inferior a 0 °C.

36. a) III < II < I b) I < II < III c) III < II < I

37. B

38. a) O frasco que contém o líquido X, pois sua temperatura não será superior a 50 °C (temperatura normal de ebulição de X), isto é, abaixo da temperatura-limite de 60 °C.
b) A temperatura do líquido X aumentará, pois a adição de um soluto não volátil provoca um aumento na temperatura de ebulição do solvente na solução. Já o líquido Y, cuja temperatura de ebulição é superior à temperatura da chapa elétrica de aquecimento, continuará na mesma temperatura (100 °C).

39. a) A linha contínua representa a curva do líquido puro, pois apresenta os maiores valores de pressão de vapor numa dada temperatura. Já a linha pontilhada representa a curva da solução, pois a adição de um soluto não volátil provoca o abaixamento da pressão de vapor do solvente na solução.
b) A pressão de vapor do líquido puro no ponto de ebulição será igual à pressão atmosférica ao nível do mar (1 atm). No gráfico, a temperatura correspondente a 1 atm, para a linha contínua, é aproximadamente (78 ± 1) °C.

40. D **41.** A

42. a) Da água pura para a solução aquosa de sacarose. Osmose.
b) Pressão osmótica. Sobre a solução aquosa de sacarose.

43. a) No final ele fica com aspecto mais murcho se comparado ao aspecto inicial.
b) Por osmose, o pepino perde água para a salmoura.

44. a) A solução mais concentrada é a 3, a mais diluída é a 1 e a solução 2 tem uma concentração intermediária entre 1 e 3.
b) 3 < 2 < 1
c) solução 3
d) solução 3
e) solução 3

45. Resolvido.

46. Solução aquosa 18 g/L de glicose, pois contém maior concentração de partículas de soluto.
Quantidade em mol de soluto por litro de solução: glicose = 0,1 mol/L e sacarose = 0,053 mol/L.

47. B **48.** A

49. a) $2\ CH_3COOH\ (aq) + CaCO_3\ (s) \rightarrow Ca(CH_3COO)_2 + H_2O\ (\ell) + CO_2\ (g)$
b) O ovo incha ao ser colocado em água pura devido ao fluxo osmótico de água para dentro do ovo.
c) O ovo murcha, pois o fluxo osmótico ocorre para fora do ovo.

50. soma = 02 **51.** E **52.** E

53. (1) − falso; (2) − falso; (3) − verdadeiro; (4) − verdadeiro.

54. C **55.** Resolvido. **56.** Resolvido.

57. B **58.** B **59.** B **60.** B

61. a) $T_4 < T_2 < T_1 = T_3$
b) O número de partículas do soluto numa solução aquosa de NaCℓ é o dobro do número de partículas presentes em uma mesma massa de uma solução aquosa de glicose. Por isso a solução de NaCℓ apresenta menor temperatura de congelamento que a solução de glicose. Ambas as soluções apresentam temperatura de congelamento inferior à temperatura de congelamento da água, pois a presença de um soluto não volátil provoca o abaixamento da temperatura de congelamento do solvente.

62. a) Líquidos puros: I e III. O líquido I é mais volátil, pois, sob a mesma pressão, apresenta o menor ponto de ebulição.
b) Soluções: II e IV. Pois apresentam pressões de vapor menores que os líquidos correspondentes.

63. B **64.** B

65. a) 40.000 mg/L
b) 850 kPa
c) A pressão a ser aplicada à nova solução seria maior, ou seja, 3/2 da pressão aplicada na solução do item anterior, pois para cada mol de cloreto de sódio do item **a**, são gerados dois mols de partículas em solução, enquanto para o sulfato de sódio são gerados três mols em solução, apresentando, então, maior quantidade de partículas e, por consequência, uma maior pressão osmótica.

66. A

67. Osmose. Como nos indivíduos diabéticos a passagem de glicose (soluto) para o interior da célula, através de sua membrana, é dificultada, teremos uma pressão de vapor maior no interior da célula e menor do lado de fora. Com isso o solvente fluirá do meio de menor pressão osmótica (menos concentrado ou hipotônico) para o meio de maior pressão osmótica (mais concentrado ou hipertônico). Ou seja, o solvente migrará do interior da célula para o exterior e será eliminado na urina.

Capítulo 3. Processos de oxirredução

1. Resolvido.

2. a) zero b) zero
c) zero d) H +1, F −1
e) C −4, H +1 f) C −2, H +1, F −1
g) C zero, H +1, F −1 h) C +2, H +1, F −1
i) C +4, F −1 j) C +4, O −2
k) H +1, C zero, O −2 l) N −3, H +1
m) N +3, F −1 n) H + 1, N + 3, O −2
o) H +1, N +5, O −2 p) H +1, S −2
q) zero r) S +4, O −2
s) S +6, O −2 t) H +1, Cℓ −1
u) H +1, Cℓ +1, O −2 v) H +1, Cℓ +3, O −2
w) H +1, Cℓ +5, O −2 x) H +1, Cℓ +7, O −2

3. O maior número de oxidação possível para o carbono é +4, o que ocorre quando ele estabelece quatro ligações com átomos de elementos mais eletronegativos que ele ($CC\ell_4$, CO_2). E o menor número de oxidação possível é −4, quando ele se combina apenas com elementos menos eletronegativos que ele (CH_4).

4. O maior número de oxidação possível para um elemento ocorre quando ele estabelece todas as ligações com átomos de elementos mais eletronegativos que ele. E o menor ocorre quando ele se combina com elementos menos eletronegativos que ele.
a) Nitrogênio tem número de oxidação máximo +5 (ex.: HNO_3) e mínimo −3 (ex.: NH_3).
b) Enxofre tem número de oxidação máximo +6 (ex.: H_2SO_4) e mínimo −2 (ex.: H_2S).
c) Cloro tem número de oxidação máximo +7 (ex.: $HC\ell O_4$) e mínimo −1 (ex.: $HC\ell$).

5. A **6.** C **7.** A

8. Resolvido.

9. a) zero
b) zero
c) zero
d) H +1, F −1
e) C −4, H +1
f) C −2, H +1, F −1
g) C zero, H +1, F −1
h) C +2, H +1, F −1
i) C +4, F −1
j) C +4, O −2
k) H +1, C zero, O −2
l) N −3, H +1
m) N +3, F −1
n) H +1, N +3, O −2
o) H +1, N +5, O −2
p) H +1, S −2
q) zero
r) S +4, O −2
s) S +6, O −2
t) H +1, Cℓ −1
u) H +1, Cℓ +1, O −2
v) H +1, Cℓ +3, O −2
w) H +1, Cℓ +5, O −2
x) H +1, Cℓ +7, O −2

10. Uma resposta possível: atribui-se o nome **per...ico** quando o número de oxidação do elemento central for +7, **...ico** quando for +6 ou +5, **...oso** quando for +4 ou +3 e **hipo...oso** quando for +1. Outra resposta: atribui-se o nome **...ico** quando o elemento central estiver com o número de oxidação máximo que lhe for possível, **...oso** quando for duas unidades menor que o máximo e **hipo...oso** quando for quatro unidades menor. O caso do grupo 17 (halogênios) teria um tratamento diferente, atribuindo-se **per...ico** quando o número de oxidação for o máximo possível (+7), **...ico** quando for duas unidades abaixo dele, **...oso** quando for quatro e **hipo...oso** quando for seis.

11. Resolvido. **12.** É o mesmo: +4.

13. É o mesmo: +6. **14.** É o mesmo: +5.

15. Por meio da fórmula estrutural, determinamos que os carbonos do propano apresentam número de oxidação −3, −2 e −3. Por meio das regras chega-se a −8/3, que é a média aritmética de −3, −2 e −3. Por meio da fórmula estrutural, determinamos que os carbonos do butano apresentam número de oxidação −3, −2, −2 e −3. Por meio das regras chega-se a −10/4, ou −5/2, que é a média aritmética de −3, −2, −2 e −3.

16. E **17.** D **18.** C **19.** Resolvido.

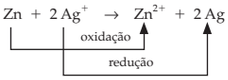
20. $HC\ell + NaOH \rightarrow NaC\ell + H_2O$; não é oxirredução, pois o número de oxidação dos elementos não se altera (H: +1; Cℓ: −1; Na: +1; O: −2).

21. a) Chumbo = Pb; enxofre = S.
b) $PbS + 4\ H_2O_2 \rightarrow PbSO_4 + 4\ H_2O$
c) Sim. A transformação de sulfeto de chumbo II em sulfato de chumbo II pela ação do peróxido de hidrogênio é uma reação de oxirredução, pois ocorre com variação dos números de oxidação.

22. B **23.** B **24.** A **25.** B

26. C **27.** A **28.** Resolvido.

29. a) $Zn + 2\ Ag^+ \rightarrow Zn^{2+} + 2\ Ag$



Espécie oxidante: Ag^+.
Espécie redutora: Zn.

b) $K^+ + Fe \rightarrow$ não ocorre reação.
O K^+ não é capaz de oxidar o Fe a Fe^{2+}, sofrer redução e se transformar em K.

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

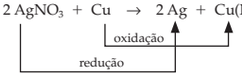
c) $HC\ell + Ni \rightarrow NiC\ell_2 + H_2$



Espécie oxidante: $HC\ell$.
Espécie redutora: Ni.

d) $Ag + 2\,H^+ \rightarrow$ não ocorre reação.
O H^+ não é capaz de oxidar o Ag a Ag^+, sofrer redução e se transformar em H_2.

e) $2\,AgNO_3 + Cu \rightarrow 2\,Ag + Cu(NO_3)_2$



Espécie oxidante: $AgNO_3$.
Espécie redutora: Cu.

f) $Cu + NaC\ell \rightarrow$ não ocorre reação.
O Na^+ do cloreto de sódio não é capaz de oxidar o Cu a Cu^{2+}, sofrer redução e se transformar em Na.

30. E **31.** D **32.** B

33. a) $FeSO_4$
b) Fe^{3+}
c) Antioxidante, pois impede a oxidação do íon Fe^{2+}, que é absorvido no intestino, a Fe^{3+}, que não é absorvido.

34. a) O agente oxidante é o N_2O_4 e o agente redutor é $(CH_3)_2N{-}NH_2$.
b) A reação entre eles é espontânea, pois ocorre pela simples mistura dos compostos.
Há formação de grande volume gasoso, cuja ejeção é responsável pela impulsão dos foguetes.

35. B **36.** C

37. a) $A\ell_2(SO_4)_3 + 3\,Ca(OH)_2 \rightarrow 2\,A\ell(OH)_3 + 3\,CaSO_4$
b) $NaC\ell O$; dois elétrons.

38. $K_2Cr_2O_7$: +6 (alaranjado); $Cr_2(SO_4)_3$: +3 (verde). O álcool presente no ar expirado reage com o K_2CrO_7, produzindo $Cr_2(SO_4)_3$.

39. a) Reagentes: NO e O_2; produto: NO_2.
b) $2\,NO + O_2 \rightarrow 2\,NO_2$
c) Porque houve alteração do número de oxidação de elementos químicos envolvidos:
$\overset{+2}{N}O + O_2 \rightarrow \overset{+4\,-2}{N}O_2$
d) Cada átomo de nitrogênio perde dois elétrons. Assim, os átomos de nitrogênio de duas moléculas de NO perdem quatro elétrons. Cada átomo de oxigênio (do O_2) recebe dois elétrons. Então, uma molécula de O_2 recebe quatro elétrons.
e) Agente oxidante: O_2; agente redutor: NO.

40. a) Oxidante: O_2; redutor: H_2S.
b) $2\,H_2S + 3\,O_2 \rightarrow 2\,SO_2 + 2\,H_2O$

41. a) Oxidante: MnO_2; redutor: $H_2C_2O_4$.
b) $MnO_2 + H_2C_2O_4 + H_2SO_4 \rightarrow$
$\rightarrow MnSO_4 + 2\,CO_2 + 2\,H_2O$

42. a) Oxidante: em I; redutor: em II.
b) Nas substâncias HNO_3 e H_2SO_4 o nitrogênio e o enxofre já se encontram com o maior número de oxidação possível (N: +5; S: +6).

43. $4\,FeS + 6\,H_2O + 3\,O_2 \rightarrow 4\,Fe(OH)_3 + 4\,S$

44. $C\ell O^- + 2\,I^- + 2\,H^+ \rightarrow C\ell^- + I_2 + H_2O$

45. Resolvido.

46. a) $4\,Ag + 2\,H_2S + O_2 \rightarrow 2\,Ag_2S + 2\,H_2O$; o agente redutor é Ag.
b) 0,09 g de $A\ell$

47. A **48.** E **49.** A **50.** C

51. a) O número de oxidação do cromo varia de +6 no íon dicromato a +3 no íon crômico. O número de oxidação do oxigênio varia de −1 no peróxido de hidrogênio a zero no oxigênio gasoso.
b) $H_2O_2 + H^+ + 2\,e^- \rightarrow H_2O + OH^-$

52. E

Capítulo 4. Eletroquímica: celas galvânicas

1. Resolvido.

2. a) Ânodo: eletrodo de cobre; cátodo: eletrodo de prata.
b) Negativo: eletrodo de cobre; positivo: eletrodo de prata.
c) Cu se oxida; Ag^+ se reduz.
d) $Cu\,(s) \rightarrow Cu^{2+}\,(aq) + 2\,e^-$
e) $Ag^+\,(aq) + e^- \rightarrow Ag\,(s)$
f) $Cu\,(s) + 2\,Ag^+\,(aq) \rightarrow Cu^{2+}\,(aq) + Ag\,(s)$
g) Da placa de cobre para a de prata.
h) O fluxo efetivo de cátions é da semicela de cobre para a de prata e o de ânions é no sentido inverso.

3. a) Ânodo: eletrodo de zinco; cátodo: eletrodo de níquel.
b) Negativo: eletrodo de zinco; positivo: eletrodo de níquel.
c) Zn se oxida; Ni^{2+} se reduz.
d) A de zinco.
e) A de níquel.
f) $Zn\,(s) \rightarrow Zn^{2+}\,(aq) + 2\,e^-$
g) $Ni^{2+}\,(aq) + 2\,e^- \rightarrow Ni\,(s)$
h) $Zn\,(s) + Ni^{2+}\,(aq) \rightarrow Zn^{2+}\,(aq) + Ni\,(s)$
i) O fluxo efetivo de cátions é da semicela de zinco para a de níquel e o de ânions é no sentido inverso.

4. a) Ânodo: $Cr^0\,(s) \rightarrow Cr^{3+}\,(aq) + 3\,e^-$ (oxidação)
Cátodo: $Fe^{2+}\,(aq) + 2\,e^- \rightarrow Fe^0\,(s)$ (redução)
b) $2\,Cr\,(s) + 3\,Fe^{2+}\,(aq) \rightarrow 2\,Cr^{3+}\,(aq) + 3\,Fe^0\,(s)$

5. D **6.** E **7.** E **8.** D **9.** 77

10. E **11.** B **12.** +0,77 V

13. a) Ânodo: eletrodo de zinco; cátodo: eletrodo de prata.
b) Negativo: eletrodo de zinco; positivo: eletrodo de prata.
c) Zn se oxida; Ag^+ se reduz.
d) $Zn\,(s) \rightarrow Zn^{2+}\,(aq) + 2\,e^-$
e) $Ag^+\,(aq) + e^- \rightarrow Ag\,(s)$
f) $Zn\,(s) + 2\,Ag^+\,(aq) \rightarrow Zn^{2+}\,(aq) + 2\,Ag\,(s)$
g) Da placa de zinco para a de prata.
h) O fluxo efetivo de cátions é da semicela de zinco para a de prata e o de ânions é no sentido inverso.
i) +1,56 V

14. Os potenciais revelam que o alumínio (menor E°) tem maior tendência a se oxidar e o cobre (maior E°) tem maior tendência a se reduzir. Assim, o ânodo será o eletrodo de alumínio, no qual $A\ell^0$ passará a $A\ell^{3+}$, e o cátodo será o eletrodo de cobre, no qual Cu^{2+} passará a Cu^0. Isso foi corretamente representado apenas pelo aluno 1.

15. $2\,A\ell + 3\,Cu^{2+} \rightarrow 2\,A\ell^{3+} + 3\,Cu$

16. a) Átomos de cobre metálico do fio, Cu^0, sofreram oxidação passando a Cu^{2+}, enquanto íons prata da solução, Ag^+, sofreram redução passando para Ag^0 e depositando-se sobre o fio:
$Cu\,(s) + 2\,Ag^+\,(aq) \rightarrow Cu^{2+}\,(aq) + Ag\,(s)$
b) Sim, pois há alteração do número de oxidação de elementos envolvidos.
c) Oxidante: Ag^+; redutor: Cu^0.
d) +0,46 V

17. B **18.** D

19. a) redução: $Cu^{2+}\,(aq) + 2\,e^- \rightarrow Cu\,(s)$
oxidação: $Ni\,(s) \rightarrow Ni^{2+}\,(aq) + 2\,e^-$
global: $Ni\,(s) + Cu^{2+}\,(aq) \rightarrow Ni^{2+}\,(aq) + Cu\,(s)$
$E^0_{Zn} = -0{,}76V$
b) ddp = + 0,59 V; eletrodo de cobre.

20. B **21.** D **22.** Resolvido.

23. a) Ordem crescente de poder oxidante: I_2, Br_2, $C\ell_2$, F_2.
b) Ordem crescente de poder redutor: F^-, $C\ell^-$, Br^-, I^-.

24. a) Mg, Zn, Fe, Pb b) Cu, Ag, Au

25. Au, Ag, Cu, Pb, Fe, Zn, Mg

26. Quanto maior a reatividade do metal, maior sua tendência a sofrer oxidação.

27. (08); (16); (64)

28. D **29.** E **30.** A **31.** B **32.** D

33. Frasco I − Não ocorre reação, pois o E°_{red} do cobre é maior que o do zinco.
Frasco II − Ocorre reação, pois o E°_{red} do cobre é maior que o do ferro:
$Fe\,(s) + Cu^{2+}\,(aq) \rightarrow Fe^{2+}\,(aq) + Cu\,(s)$
Frasco III − Não ocorre reação, pois o E°_{red} do estanho é maior que o do ferro.
Frasco IV − Não ocorre reação, pois o E°_{red} do ferro é maior que o do zinco.

34. C **35.** E

36. a) Adicionou pequenas placas dos metais na solução de cloreto de níquel II e observou se haveria a formação de níquel metálico.
b) Como o potencial de redução do ferro é menor que o do níquel, a solução não poderá ser guardada em um recipiente de ferro, pois haverá redução do níquel.

37. C **38.** A **39.** C **40.** D

41. a) Para evitar a corrosão (oxidação) do ferro, é necessária a presença de um metal que possua um E°_{red} menor que o dele. No caso, poderiam protegê-lo da corrosão os metais Mg e Zn.
b) $\Delta E^\circ = +0{,}78$ V

42. E **43.** B **44.** D **45.** B

46. E **47.** A **48.** A

49. B **50.** (01), (16) e (64) estão corretas.

51. 1, 2 e 4 **52.** C

53. a) I, pois nela há oxidação do chumbo de Pb para Pb^{2+}; logo, houve perda de dois elétrons.
b) Diminui, devido ao consumo de H_2SO_4 (aq).

54. C

55. a) Pois há produção de água na região.
b) Hidrogênio, pois ele é reagente à reação no ânodo da pilha.
c) O balanceamento estequiométrico ocorre com 2 mol de H_2 para 1 mol de O_2, logo a proporção deverá ser: 4 g de H_2 para 32 g de O_2. Portanto, 1 : 8.

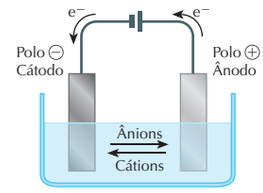
56. Reação anódica:
$1\,H_2\,(g) + 2\,OH^-\,(aq) \rightarrow 2\,H_2O\,(\ell) + 2\,e^-$
Sentido da corrente de elétrons pelo circuito externo: do H_2 para o O_2, ou, segundo o desenho apresentado, da esquerda para a direita.

57. a) Eletrodo 2, pois apresenta o maior potencial elétrico.
b) $2\,H_2 \rightarrow 4\,H^+ + \cancel{4\,e^-}$
$O_2 + 4\,H^+ + \cancel{4\,e^-} \rightarrow 2\,H_2O$
$2\,H_2 + O_2 \rightarrow 2\,H_2O \qquad \Delta E^\circ = +1{,}23$ V

Capítulo 5. Eletroquímica: celas eletrolíticas

1. E

2.



ADILSON SECCO

semirreação catódica (redução): $K^+ + e^- \rightarrow K^0$
semirreação anódica (oxidação): $2\,F^- \rightarrow F_2 + 2\,e^-$
$2\,K^+ + \cancel{2\,e^-} \rightarrow 2\,K^0$
$2\,F^- \rightarrow F_2 + \cancel{2\,e^-}$
reação global: $2\,K^+ + 2\,F^- \rightarrow 2\,K^0 + F_2$
ou: $2\,KF \rightarrow 2\,K^0 + F_2$

3. No ânodo: cloro (oxidação de $C\ell^-$ a $C\ell_2$); no cátodo: magnésio (redução de Mg^{2+} a Mg^0).

4. a) $A\ell^{3+}$ e O^{2-}.
b) Alumínio metálico ($A\ell^0$) e gás oxigênio (O_2).

5. D **6.** C **7.** E

8. a) Precipitação do $Mg(OH)_2$:
$Mg^{2+} + 2\,OH^- \rightarrow Mg(OH)_2$
Tratamento do $Mg(OH)_2$ com $HC\ell$:
$Mg(OH)_2 + 2\,HC\ell \rightarrow MgC\ell_2 + 2\,H_2O$
Eletrólise do $MgC\ell_2$: $MgC\ell_2 \rightarrow Mg + C\ell_2$
b) Cátodo: magnésio metálico; ânodo: gás cloro.

9. D

10. a) Cloro; $2\,C\ell^-\,(aq) \rightarrow C\ell_2\,(g) + 2\,e^-$
b) Hidrogênio; $2\,H^+\,(aq) + 2\,e^- \rightarrow H_2\,(g)$
c) Cloreto de hidrogênio, $HC\ell$.
d) Hidróxido de sódio, NaOH.

11. Porque, na eletrólise de solução aquosa de eletrólito cujo cátion seja Na^+, K^+, Mg^{2+} ou $A\ell^{3+}$, a substância produzida no cátodo é o gás hidrogênio.

12. Está correta. Numa cela eletrolítica, o polo positivo é aquele que atrai os ânions, que, em sua superfície, perdem elétrons e sofrem oxidação. E o eletrodo em que ocorre oxidação é o ânodo.

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

13. E

14. a) Um eletrodo feito de uma substância que não tome parte na eletrólise como reagente, exercendo apenas papel de condutor de corrente elétrica.
b) Polo positivo: O_2 (g); polo negativo: H_2 (g).
c) $2\,H_2O\,(\ell) \rightarrow 2\,H_2\,(g) + O_2\,(g)$ ou

$$H_2O\,(\ell) \rightarrow H_2\,(g) + \frac{1}{2}O_2\,(g).$$

d) NaOH, H_2SO_4 ou KNO_3.
e) De acordo com os coeficientes estequiométricos de H_2 e O_2, a relação volumétrica é de 2 : 1, ou seja, dois volumes de H_2 para um volume de O_2.

15. a) Gás A: H_2; gás B: O_2.
b) Neutro, pois por se tratar da eletrólise da água, as quantidades de íons H^+ e OH^- na solução serão iguais.

16. a) Ânodo: gás cloro; cátodo: níquel metálico.
b) 1,60 V

17. E **18.** A **19.** D **20.** D **21.** E **22.** A

23. a) No eletrodo A (cátodo), pois, nele, os elétrons provenientes do ânodo provocam a redução de Cu^{2+} a Cu^0.
b) A cor da solução terá permanecido igual, pois, para cada íon Cu^{2+} produzido em B (onde Cu^0 se oxida a Cu^{2+}), um íon Cu^{2+} é consumido em A (onde Cu^{2+} se reduz a Cu^0).

24. D **25.** B

26. a) $Cu_2S + O_2 \rightarrow 2\,Cu + SO_2$
b) $Cu^{2+} + 2\,e^- \rightarrow Cu$
ânodo (polo positivo); produção de cobre metálico (polo negativo)
c) O fluxo dos íons e dos elétrons se dá do ânodo para o cátodo.

27. B

28. 1. Ag, Au, Cu, Hg e Pt.
2. Aℓ, K, Mg e Na.
3. Cr, Fe, Mn, Pb, Sn e Zn.

29. a) Oxidação: S; redução: Ag e O.
b) Oxidação: S; redução: Hg e O.

30. $Cu_2S + O_2 \rightarrow 2\,Cu + SO_2$

31. a) Fe b) CO

32. a) $SnO_2 + 2\,CO \rightarrow Sn + 2\,CO_2$
b) bronze

33. a) nenhuma delas
b) redução
c) ferro galvanizado
d) latão

34. I. $PbS + \frac{3}{2}O_2 \rightarrow PbO + SO_2$

II. $PbO + CO \rightarrow Pb + CO_2$

35. a) redução b) alumínio

36. $3\,MnO_2 + 4\,A\ell \rightarrow 3\,Mn + 2\,A\ell_2O_3$

37. $Fe_2O_3 + 2\,A\ell \rightarrow 2\,Fe + A\ell_2O_3$

38. O alumínio é um elemento químico metálico de símbolo Aℓ que forma uma substância simples de fórmula Aℓ (ou $A\ell^0$). Essa substância é obtida por eletrólise ígnea do óxido de alumínio, $A\ell_2O_3$, chamado de alumina. A alumina é encontrada na natureza, misturada com outras substâncias, no minério chamado bauxita.

39. O processo de obtenção do alumínio envolve a eletrólise ígnea do óxido de alumínio, que consome grande quantidade de energia elétrica. O preço da energia elétrica é, portanto, essencial para que a produção de alumínio seja viável.

40. E **41.** C **42.** C **43.** B **44.** D

45. Resolvido. **46.** D **47.** B

48. a) 96.500 C (Constante de Faraday)
b) $i = Q/\Delta t = 96.500\ C/3.600\ s = 26,8\ A$

49. No caso da prata. **50.** Resolvido.

51. C **52.** 0,10 mol **53.** C

54. B **55.** Resolvido.

56. a) $A\ell^{3+} + 3\,e^- \rightarrow A\ell^0$ b) 162 kg

57. C **58.** B **59.** B **60.** C **61.** D

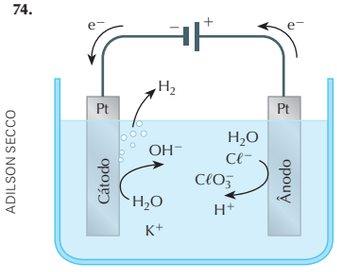
62. D **63.** A **64.** C **65.** 210 u

66. a) 20 pilhas b) 3,175 g

67. 0,1 mol **68.** A **69.** A **70.** 79%

71. B **72.** D **73.** E

74.



$$K C\ell\,(s) \rightarrow K^+\,(aq) + C\ell^-\,(aq)$$

Eletrodo I: $C\ell^-\,(aq) + 3\,H_2O\,(\ell) \rightarrow 6\,H^+ + C\ell O_3^-\,(aq) + 6\,e^-$

Eletrodo II: $6\,H_2O\,(\ell) + 6\,e^- \rightarrow 3\,H_2\,(g) + 6\,OH^-\,(aq)$

$$K C\ell\,(s) + 3\,H_2O\,(\ell) \rightarrow K^+\,(aq) + C\ell O_3^-\,(aq) + 3\,H_2\,(g) \quad \text{(global)}$$

75. a) Teremos as seguintes reações

$$2\,A\ell_2O_3\,(s) \xrightarrow{\text{fusão}} 4\,A\ell^{3+}\,(\ell) + 6\,O^{2-}\,(\ell)$$

Cátodo; polo (−): $4\,A\ell^{3+}\,(\ell) + 12\,e^- \longrightarrow 4\,A\ell\,(\ell)$

Ânodo; polo (+): $6\,O^{2-}\,(\ell) \longrightarrow 3\,O_2\,(g) + 12\,e^-$

$$2\,A\ell_2O_3\,(s) \longrightarrow 4\,A\ell\,(\ell) + 3\,O_2\,(g) \quad \text{(global)}$$

Como $Q = i \cdot \Delta t$, então:
$Q = 1 \cdot 10^5 \cdot 2,88 \cdot 10^5 = 2,88 \cdot 10^{10}$ C

$1\,A\ell^{3+} + 3\,e^- \longrightarrow 1\,A\ell^0$
3 mol elétrons ——— 27 g Aℓ
$3 \cdot 9,6 \cdot 10^4$ C ——— 27 g Aℓ
$2,88 \cdot 10^{10}$ C ——— m(Aℓ)
$m(A\ell) = 2,7 \cdot 10^6\ g = 2,7\ t\ (A\ell)$

b) De acordo com o texto, a produção de uma tonelada de alumínio reciclado consome 5% da energia necessária para a obtenção da mesma massa desse metal quando obtido diretamente da bauxita, cujo principal componente é o $A\ell_2O_3$ (alumina).
Então, na eletrólise:

1 t (Aℓ) ——— 100% de energia
m(Aℓ) ——— 5% de energia

m(Aℓ) = 0,05 t (massa de Aℓ obtido pela mesma quantidade de energia do que o alumínio reciclado)
Teremos:

$$\frac{1\ t\ (A\ell\ \text{reciclado})}{0,05\ t\ (A\ell\ \text{eletrólise})} = 20$$

Capítulo 6. Termoquímica: o calor e os processos químicos

1. Quando a água que está sobre a pele passa da fase líquida para a fase vapor, absorve calor das vizinhanças, o que inclui a superfície do corpo. Essa perda de calor pelo corpo produz a sensação de frio.

2. A evaporação do álcool absorve calor das vizinhanças, incluindo a superfície do corpo, acarretando a sensação de frio, como no caso da questão anterior. A diferença é que o álcool evapora mais facilmente que a água.

3. Parte da água que umedece a cerâmica evapora e, ao evaporar, absorve calor da talha ou moringa, provocando seu resfriamento.

4. $C_2H_6O\,(\ell) \rightarrow C_2H_6O\,(g) \quad \Delta H = +43,5\ kJ$

5. Endotérmicos: I, II e V; exotérmicos: III, IV e VI.

6. C **7.** D

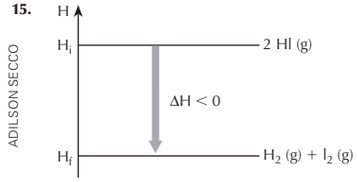
8. A afirmação é incorreta. A dissolução do etanol em água é um processo exotérmico, pois ocorre com absorção de calor, o que provoca o aumento da temperatura da mistura.

9. B **10.** B **11.** D

12. a) falso c) verdadeiro
b) verdadeiro d) falso

13. B **14.** Resolvido.

15.



16. C **17.** C **18.** E

19. E **20.** A **21.** B

22. a) 44 g
b) CO_2 e H_2O
c) Sim, pois ela ocorre com absorção de calor.

23. Pacote amarelo, pois haverá liberação de calor (reação exotérmica).

24. E **25.** B **26.** C

27. O hambúrguer com queijo.

28. A maçã.

29. 7 horas repousando; 42 minutos pedalando.

30. 21 minutos nadando; 36 minutos caminhando.

31. Um hambúrguer com queijo.

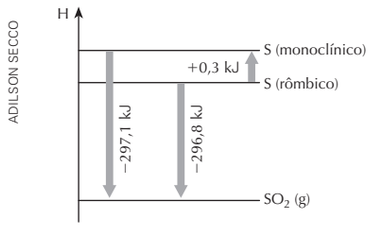
32. A de três fatias de *pizza*.

33. O hambúrguer. **34.** dois

35. Hambúrguer com queijo: $1,97 \cdot 10^3$ kJ; sorvete: $1,07 \cdot 10^3$ kJ; fatia de *pizza*: $7,73 \cdot 10^2$ kJ; maçã: $2,93 \cdot 10^2$ kJ

36. Resolvido.

37. a) +0,3 kJ
b)

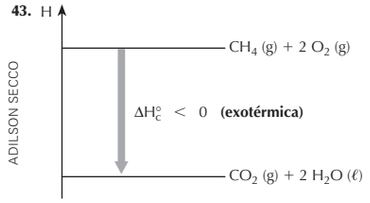


38. −334 kJ **39.** −204 kJ

40. $C_2H_5OH\,(g) + 3\,H_2O\,(v) \rightarrow 2\,CO_2\,(g) + 6\,H_2\,(g)$
$\Delta H = +154,7\ kJ/mol$

41. A **42.** C

43.



44. O engenheiro pode calcular o ΔH° usando a Lei de Hess, somando as equações fornecidas, invertendo a segunda e multiplicando a terceira por 2.

$C_2H_2\,(g) + \frac{5}{2}O_2\,(g) \rightarrow 2\,CO_2\,(g) + H_2O\,(\ell)$
$\Delta H_1^\circ = -1.301\ kJ$

$2\,CO_2\,(g) + 3\,H_2O\,(\ell) \rightarrow C_2H_6\,(g) + \frac{7}{2}O_2\,(g)$
$\Delta H_2^\circ = +1.561\ kJ$

$2\,H_2\,(g) + O_2\,(g) \rightarrow 2\,H_2O\,(\ell) \quad \Delta H_3^\circ = 2 \cdot (-286)\ kJ$

$C_2H_2\,(g) + 2\,H_2\,(g) \rightarrow C_2H_6\,(g)$
$\Delta H^\circ = \Delta H_1^\circ + \Delta H_2^\circ + \Delta H_3^\circ$

$\boxed{\Delta H^\circ = -312\ kJ}$

45. Aplicando a Lei de Hess, deve-se somar a equação de combustão do octano líquido com o inverso da equação de combustão do octano gasoso, chegando-se a +41,5 kJ.

46. a) $C_2H_5OH\,(\ell) + 3\,O_2\,(g) \rightarrow 2\,CO_2\,(g) + 3\,H_2O\,(\ell)$
$\Delta H = -1.368\ kJ/mol$
b) exotérmica

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

47. $CH_4\,(g) + 2\,O_2\,(g) \rightarrow CO_2\,(g) + 2\,H_2O\,(\ell)$
$\Delta H = -890\ kJ/mol$

48. A **49.** −852 kJ

50. a) V b) F c) F d) F

51. −153,4 kJ/mol **52.** −240 kJ/mol

53. −520 kJ/mol **54.** C **55.** B

56. a) A entalpia-padrão de formação é o ΔH° para a reação de formação de uma substância exclusivamente a partir de reagentes que sejam substâncias simples no estado-padrão, no estado físico e na variedade alotrópica mais estáveis.
b) A Lei de Hess afirma que a variação de entalpia de uma reação é igual à soma das variações de entalpia das etapas em que essa reação pode ser desmembrada, permitindo fazer uma previsão do ΔH de uma reação sem realizá-la.

57. a) −14,8 kJ/mol
b) $CaCO_3\,(s) \rightarrow CaO\,(s) + CO_2\,(g)$
$\Delta H = +178\ kJ/mol$

58. D **59.** B **60.** soma = 53

61. Quanto maior a energia de uma ligação, maior a energia necessária para romper essa ligação, o que indica que mais forte ela é.

62. Elaborando as fórmulas estruturais, percebe-se que no etano há ligação simples entre os carbonos, no eteno há ligação dupla e no etino há ligação tripla. De acordo com os dados tabelados, os carbonos estão mais fortemente unidos no etino.

63. A síntese da água. **64.** −115 kJ

65. a) $N_2\,(g) + 3\,H_2\,(g) \rightarrow 2\,NH_3\,(g)$
b) −76 kJ
c) −91,8 kJ
d) Os valores calculados não são iguais. A diferença se deve ao fato de o método usado no item **b** ser aproximado, pois alguns valores de energia de ligação são a média obtida em várias moléculas e por considerar que cada molécula está na fase gasosa e livre da influência de outras.

66. A

67. A diferença entre as entalpias do vapor-d'água e da água no estado líquido é maior que a diferença entre as entalpias da água no estado líquido e da água no estado sólido.

68. B **69.** C

70. a) −206 kJ/mol b) −189 kJ/mol

71. A

72. O octano, pois apresenta maior ΔH_C°.

73. Hidrogênio: 143 kJ; metano: 55,7 kJ; octano: 48,0 kJ; metanol: 22,7 kJ; etanol: 29,7 kJ. O hidrogênio libera, na combustão, maior quantidade de energia por unidade de massa.

74. Hidrogênio: 0,011 kJ; metano: 0,039 kJ; octano: 33,6 kJ; metanol: 18,2 kJ; etanol: 23,8 kJ. O octano libera, na combustão, maior quantidade de energia por unidade de volume.

75. a) 15,6 kJ
b) 3,7 kcal; 4 kcal; coincide com o valor mencionado.

76. E

77. a) gás natural b) 1.120 g

78. A **79.** B

80. a) −242 kJ/mol
b) Sim, pois os produtos de fermentação contêm CO_2 e CH_4, que contribuem para o efeito estufa.
c) 19,72 mol

81. a) 1.970 kJ liberados b) $4{,}82 \cdot 10^4$ m

82. a) $2\,NH_4C\ell O_4\,(s) \xrightarrow{\Delta} 4\,H_2O\,(v) + N_2\,(g) + 2\,O_2\,(g) + C\ell_2\,(g)$
b) $6\,NH_4C\ell O_4\,(s) + 8\,A\ell\,(s) \rightarrow 3\,N_2\,(g) + 3\,C\ell_2\,(g) + 12\,H_2O\,(v) + 4\,A\ell_2O_3\,(s)$
c) Serão liberados $2{,}24 \cdot 10^3$ kJ a mais.

83. A

84. a) O **menor** poder calorífico é o do carvão com **menor** teor percentual em carbono não volátil, portanto, lignito.
b) Durante a combustão, além dos gases CO e CO_2, há formação de SO_2 proveniente da combustão da pirita. Portanto, haverá maior liberação de poluentes na queima do carvão com maior teor de pirita: betuminoso.
c) $4\,FeS_2 + 11\,O_2 \rightarrow 2\,Fe_2O_3 + 8\,SO_2$
d) $2{,}8 \cdot 10^7$ kJ

Capítulo 7. Cinética química: o transcorrer das reações químicas

1. Resolvido.

2. a) 0,20 mol/s b) 0,050 mol/s

3. B **4.** A **5.** C **6.** C **7.** E

8. A **9.** C **10.** A **11.** E

12. Um incêndio envolve a reação química de combustão (queima), na qual o gás oxigênio (O_2) é um reagente. A ventania substitui o ar no local da queima (que tem baixa concentração de oxigênio, porque ele é consumido) por ar contendo maior concentração de oxigênio. Isso aumenta a velocidade da combustão e o incêndio se propaga mais depressa.

13. A

14. a) colisão eficaz
b) $N_2O\,(g) + NO\,(g) \rightarrow N_2\,(g) + NO_2\,(g)$
c) Complexo ativado ou estado de transição.

15. a) $N_2O\,(g) + NO\,(g) \rightarrow N_2\,(g) + NO_2\,(g)$
b) Duas moléculas: uma de N_2O e uma de NO.
c) complexo ativado
d) energia de ativação
e) variação de entalpia da reação (ΔH)
f) exotérmica

16. a) $NOC\ell\,(g) + NO_2\,(g) \rightarrow NO\,(g) + NO_2C\ell\,(g)$
b) energia de ativação
c) variação de entalpia da reação (ΔH)
d) endotérmica

17. A **18.** A **19.** D **20.** A

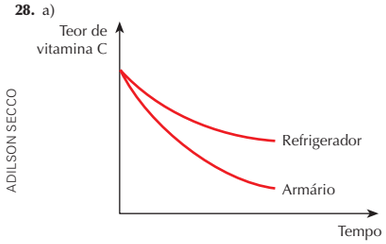
21. D **22.** E **23.** E

24. O enunciado dá a entender que ocorre uma reação química entre o material da mancha e o vinagre. Para aumentar a velocidade dessa reação, pode-se usar água quente (aumento da temperatura) ou colocar mais vinagre na mesma quantidade de água (aumento da concentração de reagente). Ambos os procedimentos aumentam a frequência de colisões efetivas.

25. Ao usar a panela de pressão, permitimos que a água atinja (ainda líquida) uma temperatura maior do que atingiria se a panela fosse aberta. Essa maior temperatura acarreta um aumento da velocidade das reações envolvidas no cozimento.

26. E **27.** A

28. a)



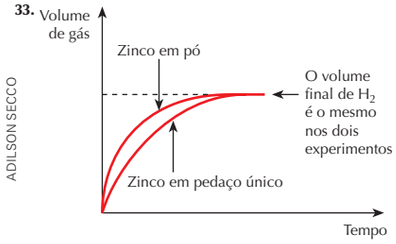
ADILSON SECCO

No refrigerador, a temperatura é mais baixa do que no armário e isso faz a reação de oxidação da vitamina C ser mais baixa.
b) Exemplos de característica: não ser tóxica, não reagir com o alimento, não ter gosto ruim ou que prejudique o sabor do produto.

29. D **30.** D **31.** D

32. Resolvido.

33.



ADILSON SECCO

34. a) No copo com água morna, pois a maior temperatura faz com que as colisões ocorram com maior energia, aumentando a frequência de colisões eficazes.
b) No caso do comprimido finamente triturado, pois ele apresenta uma superfície de contato com a água maior do que o comprimido inteiro.

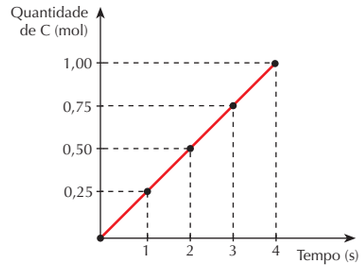
35. B **36.** D

37. a) O MnO_2 atua como catalisador da reação de decomposição do H_2O_2. Ele cria um "caminho" alternativo que apresenta menor energia de ativação e, por isso, aumenta a velocidade do processo.
b) Na forma de pó, a superfície de contato entre o magnésio e o oxigênio é muito maior e, portanto, a velocidade da reação também é maior.

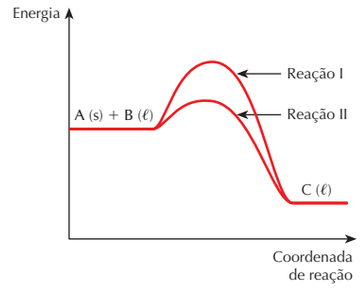
38. E **39.** B **40.** Corretas: A e B.

41. C

42. a) A reação III é a que se dá com maior velocidade. O gráfico é:



b)



ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

43. a) duplica b) triplica

44. a) É multiplicada por 4.
b) É multiplicada por 9.

45. B **46.** C **47.** B **48.** B **49.** 27 **50.** D

51. a) $v = k \cdot [(CH_3)_3CBr]$ b) $0{,}010\ s^{-1}$

52. B

53. a) A velocidade da reação é tanto maior quanto maior for a $[H^+]$. Por isso, a curva para HCℓ 2 mol/L sobe mais rápido. As curvas tendem ao mesmo valor porque o volume de H_2 produzido ao final será o mesmo. Esse valor depende da quantidade dos reagentes.
b) Primeira ordem, $v = k \cdot [H^+]$.

54. E

55. a) $v = k \cdot [C_2H_4] \cdot [H_2]$ b) $v = k \cdot [C\ell O]^2$

56. A **57.** $v = k \cdot [HBr] \cdot [O_2]$ **58.** D

59. Catálise homogênea: B e C; catálise heterogênea: A e D.

60. A: energia de ativação da primeira etapa (lenta) da reação catalisada (que coincide com a energia de ativação da reação global catalisada).
B: energia de ativação da reação sem catalisador.
C: variação de entalpia da reação global (seja na presença, seja na ausência de catalisador).

61. a) Sim, pois os íons I^- criam um mecanismo alternativo para a decomposição do H_2O_2 e não são efetivamente consumidos no processo global (veja reação global no item **b**).
b) Somando as equações fornecidas, temos:
$2\,H_2O_2 \rightarrow 2\,H_2O + O_2$

62. a) $v = k \cdot [H_2O_2] \cdot [I^-]$
b) A velocidade duplica, pois ela é diretamente proporcional a $[I^-]$.

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

Capítulo 8. Equilíbrio químico: a coexistência de reagentes e produtos

1. D **2.** B **3.** D **4.** Resolvido. **5.** A

6. a) $K_C = \frac{[COC\ell_2]}{[CO]\,[C\ell_2]}$

b) $K_C = \frac{[NO]^2\,[O_2]}{[NO_2]^2}$

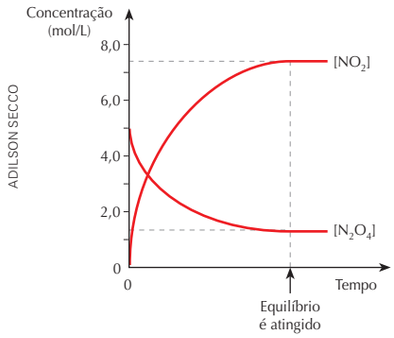
c) $K_C = \frac{[SO_3]^2}{[SO_2]^2\,[O_2]}$

7. A **8.** Resolvido. **9.** D **10.** E

11. E **12.** A **13.** E **14.** C

15. Resolvido. **16.** 0,74 ou 74%

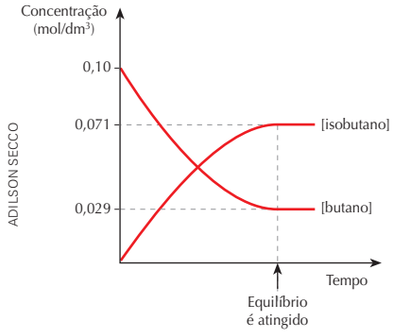
17.



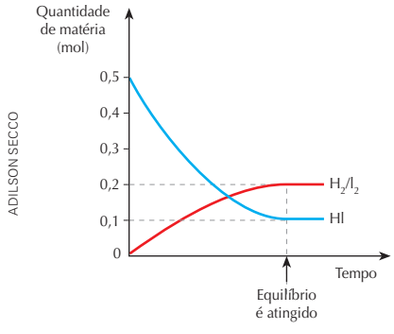
18. Resolvido. **19.** 9 **20.** $4{,}9 \cdot 10^{-2}$

21. 0,071 mol/dm³ **22.** 0,71 ou 71%

23.



24. a) 0,80 ou 80%
b) 4,0
c)



25. C **26.** A **27.** D **28.** A

29. B **30.** A **31.** E

32. 12 (pois são corretas: 04 e 08).

33. Resolvido.

34. a) $K_P = \frac{P_{COC\ell_2}}{P_{CO} \cdot P_{C\ell_2}}$ b) $K_P = \frac{P^2_{NO} \cdot P_{O_2}}{P^2_{NO_2}}$

c) $K_P = \frac{P^2_{NH_3}}{P_{N_2} \cdot P^3_{H_2}}$ d) $K_P = \frac{P^4_{NO_2} \cdot P_{O_2}}{P^2_{N_2O_5}}$

35. C

36. a) $K_P = \frac{P_{CO} \cdot (P_{H_2})^3}{P_{CH_4} \cdot P_{H_2O}}$ (subentende-se que se trata de K_P)

b) 1,2 atm

37. D **38.** C **39.** A

40. O efeito é o deslocamento do equilíbrio para a:
a) direita; b) esquerda; c) direita; d) esquerda; e) esquerda; f) direita.

41. a) Deslocamento para a direita.
b) Deslocamento para a esquerda.

42. O aumento de pressão **não** terá efeito sobre o equilíbrio, pois ele **não** é deslocado por variação de pressão (mesmo volume gasoso em ambos os membros).

43. a) Deslocamento para a esquerda.
b) Deslocamento para a direita.

44. O aumento de temperatura desloca para a direita e a redução de temperatura desloca para a esquerda.

45. a) diminui b) aumenta

46. A **47.** B

48. a) $5 \cdot 10^{-3}$
b) A reação é endotérmica, pois o aumento da temperatura provoca aumento da constante de equilíbrio; no equilíbrio, com o aumento de temperatura, há maior concentração de HCN (produto) e menor concentração de N_2 e C_2H_2 (reagentes), ou seja, deslocamento para a direita.

49. 0 − F; 1 − F; 2 − F; 3 − V; 4 − V.

50. Erradas: 1 e 3; certas: 2 e 4.

51. 1. A reação de formação de H_2 é exotérmica, pois, com o aumento de temperatura, ocorre a diminuição da concentração de HI (deslocamento para a esquerda).
2. $K_c = 64$
3. A constante de equilíbrio, à temperatura de 940 °C, é menor que a constante de equilíbrio a 400 °C, pois a concentração de HI (produto) diminui e a concentração de H_2 e I_2 (reagentes) aumenta.

52. C

53. a) $K_a = \frac{[H^+]\,[F^-]}{[HF]}$ c) $K_a = \frac{[H^+]\,[C\ell O^-]}{[HC\ell O]}$

b) $K_a = \frac{[H^+]\,[CN^-]}{[HCN]}$

54. Resolvido.

55. D **56.** C **57.** 08 (pois só a 08 é correta).

58. Resolvido. **59.** Resolvido. **60.** B

61. C **62.** A **63.** A **64.** D **65.** C **66.** A

67. E **68.** A **69.** E **70.** E **71.** D **72.** B

73. D **74.** B **75.** D **76.** Resolvido.

77. a) **B** b) cem

78. redução de mil vezes **79.** A **80.** E

81. Resolvido.

82. Respectivamente, 1 e 2. A mais ácida é a 0,1 mol/L.

83. 11

84. Respectivamente, 13 e 12. A mais básica é a 0,1 mol/L.

85. 3 **86.** 4

87. 4,5 (**Dica**: extrair a raiz quadrada equivale a elevar a meio.)

88. D **89.** C

90. a) Apresenta menor pH a solução de ácido fórmico (maior K_a), pois o pH é tanto menor quanto maior for a concentração de H^+.
b) $1 \cdot 10^{-3}$ mol/L

91. A

92. a) $NaHCO_3\,(s) \xrightarrow{H_2O} Na^+\,(aq) + HCO_3^-\,(aq)$
b) A razão vale 10^5 e o pOH é 12.

93. B **94.** Resolvido. **95.** 4,2 **96.** 10,5

97. errada **98.** A **99.** Resolvido.

100. a) **1.** pH = 1
2. $1 \cdot 10^{-4}$ mol/L (pH = 4)
3. $1 \cdot 10^{-10}$ mol/L. Observe que, após as diluições, a concentração hidrogeniônica devida exclusivamente ao HCℓ é mil vezes menor que a concentração hidrogeniônica da água pura (10^{-7} mol/L). Portanto, a $[H^+]$ da solução pode ser considerada igual à $[H^+]$ da água pura, apresentando, dessa forma, pH = 7.

101. $Y \cdot 10^6 = 10$ **102.** D **103.** D

104. E **105.** C **106.** B

107. a) O ácido clorídrico é forte e apresenta um grau de ionização bastante superior ao do ácido cianídrico, que é fraco. Assim, há maior $[H^+]$ na solução de HCℓ, conduzindo a um menor pH (solução mais ácida).
b) Não. A neutralização estequiométrica produz uma solução aquosa de NaCℓ e outra de NaCN. A solução de NaCℓ (sal de base forte e ácido forte) terá pH = 7 (neutro) e a solução de NaCN (sal de base forte e ácido fraco) terá pH > 7 (alcalino).

108. B

109. Dentre os sais apresentados, o que produz solução ácida é o NH_4Br, devido à hidrólise do cátion:
$NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons NH_4OH + H^+$. O que apresenta solução neutra é o K_2SO_4, pois não se hidrolisa. Os demais sofrem hidrólise do ânion, deixando o meio básico. As equações são:
$CH_3COO^- + H_2O \rightleftharpoons CH_3COOH + OH^-$
$CO_3^{2-} + H_2O \rightleftharpoons HCO_3^- + OH^-$
(ou $CO_3^{2-} + 2\,H_2O \rightleftharpoons H_2CO_3 + 2\,OH^-$)
$CN^- + H_2O \rightleftharpoons HCN + OH^-$

110. D **111.** A

112. Certos: 3, 5 e 6; errados: 1, 2, 4 e 7.

113. $K_C = \frac{[H_2O]}{[CO_2]}$

114. $K_C = [Mg^{2+}] \cdot [OH^-]^2$

115. a) Não, pois o volume gasoso (zero) é o mesmo em ambos os membros.
b) Sim, pois desloca o equilíbrio para a direita.
c) Não, pois desloca o equilíbrio para a esquerda.

116. a) $K_C = [Ca^{2+}]^5 \cdot [PO_4^{3-}]^3 \cdot [OH^-]$
b) Os íons H^+ provenientes da fermentação bacteriana reagem com os íons OH^- participantes do equilíbrio, deslocando-o, consequentemente, para a direita. Isso provoca consumo de hidroxiapatita.

117. E

118. Entre as respostas possíveis estão: diminuição da concentração do reagente H_2; aumento da temperatura; diminuição da pressão.

119. B

120. a) $K_C = \frac{[WI_6]}{[I_2]^3}$ ou $K_P = \frac{P_{WI_6}}{P^3_{I_2}}$
b) Exotérmica, pois o resfriamento desloca o equilíbrio no sentido dos produtos (sentido exotérmico) e o aquecimento desloca o equilíbrio no sentido dos reagentes (sentido endotérmico).

121. C **122.** D **123.** B **124.** B **125.** C **126.** B

127. a) Só há equilíbrio no sistema I, pois nele existe solução saturada e corpo de chão.

$$\underbrace{NaC\ell\,(s)}_{\text{corpo de chão}} \rightleftharpoons \underbrace{Na^+\,(aq) + C\ell^-\,(aq)}_{\text{íons na solução saturada}}$$

b) Em I e II, todo o NaCℓ (s) adicionado não se dissolverá e irá tomar parte do corpo de chão. Em III, o NaCℓ (s) se dissolverá, o que aumentará a concentração da solução.

128. E **129.** 40 g **130.** C **131.** B **132.** C

133. a) 80 °C b) 80 g

134. E **135.** A

136. a) $K_S = [Ca^{2+}] \cdot [F^-]^2$ d) $K_S = [Fe^{3+}] \cdot [OH^-]^3$
b) $K_S = [Zn^{2+}] \cdot [S^{2-}]$ e) $K_S = [A\ell^{3+}]^2 \cdot [CO_3^{2-}]^3$
c) $K_S = [Ag^+]^2 \cdot [CrO_4^{2-}]$

137. a) $K_S = 4\,S^3$ c) $K_S = 4\,S^3$ e) $K_S = 108\,S^5$
b) $K_S = S^2$ d) $K_S = 27\,S^4$

138. $9{,}0 \cdot 10^{-9}$ mol/L **139.** D **140.** $1{,}76 \cdot 10^{-6}$

141. D **142.** $2 \cdot 10^{-5}$ mol/L **143.** C **144.** B

145. Ele poderia adicionar 120 mL de água e agitar o sistema. A quantidade de corpo de fundo é suficientemente grande para se dissolver até que a solução volte a ficar saturada. (E ainda sobrará $MgCO_3$ no corpo de fundo.)

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

Capítulo 9. Radioatividade: fenômenos de origem nuclear

1. B **2.** Resolvido. **3.** Resolvido.

4. a) A radiação que atinge a placa no ponto 3 foi atraída pela placa negativa, sendo, portanto, positiva. Trata-se de radiação α.
b) $^{234}_{92}U \rightarrow {}^{4}_{2}\alpha + {}^{230}_{90}X$

5. a) $^{235}_{92}U \rightarrow {}^{4}_{2}\alpha + {}^{231}_{90}Th$ c) $^{14}_{6}C \rightarrow {}^{0}_{-1}\beta + {}^{14}_{7}N$
b) $^{230}_{90}Th \rightarrow {}^{4}_{2}\alpha + {}^{226}_{88}Ra$

6. B **7.** D

8. Onda eletromagnética. Exemplos: raios gama, raios X, ultravioleta, luz visível, infravermelho, micro-ondas, ondas de rádio.

9. É maior que a das demais ondas eletromagnéticas.

10. Não, porque a onda transporta apenas energia para fora do núcleo, não afetando os números de prótons e de nêutrons.

11. A chapa de alumínio é suficiente para segurar as radiações alfa e beta. Assim, o filme recebeu radiação gama, que possui maior poder de penetração.

12. 1 − F; 2 − V; 4 − F; 8 − V; 16 − V.

13. a) Z = 93; A = 237.
b) Consultando na tabela periódica Z = 93, encontramos netúnio (Np).

14. A **15.** E **16.** D **17.** B **18.** A **19.** B

20. D **21.** E **22.** D **23.** C **24.** Resolvido.

25. Resolvido. **26.** 625 mg ou 0,625 g

27. 84 anos **28.** D **29.** A **30.** 8 dias

31. Resolvido.

32. a) Consultando a tabela periódica, obtemos para o xenônio Z = 54. Assim, a equação é:
$$^{A}_{53}Y \rightarrow {}^{0}_{-1}\beta + {}^{A}_{54}Xe$$
b) O isótopo radioativo $^{A}_{53}Y$ possui Z = 53. Consultando Z = 53 na tabela periódica, concluímos que Y corresponde ao elemento químico iodo.
c) Ao perder 87,5% da atividade radioativa, restará 12,5% (isto é, 100% − 87,5%). Em 24 dias transcorreram, portanto, 3 meias-vidas. Assim, a meia-vida é igual a 8 dias.

33. 30 anos

34. a) 800 g b) Partículas alfa. Três vezes.

35. C

36. a) 133 b) 4 min

37. B **38.** B **39.** 26,04 anos **40.** B

41. C **42.** Resolvido.

43. $^{19}_{9}F + {}^{4}_{2}\alpha \rightarrow {}^{22}_{11}Na + {}^{1}_{0}n$

44. a) ^{1}H: zero; ^{2}H: um; ^{3}H: dois.
b) deutério

45. B **46.** A

47. a) Apenas a I.
b) A é $^{219}_{87}Fr$ (frâncio); B é $^{215}_{85}At$ (astato).
c) 0,075 s
d) $^{215}_{85}At \rightarrow 2\,{}^{4}_{2}\alpha + {}^{0}_{-1}\beta + {}^{207}_{82}Pb$

48. C **49.** Resolvido. **50.** 11.460 anos

51. 17.190 anos **52.** D **53.** B

54. D **55.** D **56.** 1 − V; 2 − V; 4 − V; 8 − F; 16 − F.

57. E **58.** D **59.** B

60. a) fissão nuclear b) $^{90}_{37}Rb$

61. B **62.** 06 (02 + 04)

63. Apenas o 3 é correto.

64. Fissão nuclear é o processo de quebra de núcleos grandes em núcleos menores, liberando grande quantidade de energia. Fusão nuclear é a junção de núcleos pequenos formando núcleos maiores e liberando uma quantidade de energia ainda maior que a fissão nuclear.

65. A fusão nuclear. No Sol e em outras estrelas.

66. A fissão nuclear. Nas usinas termonucleares.

67. De fissão nuclear.

68. A **69.** B **70.** A

71. a) 0,56 t b) 2,1 t c) 2,7 e 10 t

72. X pertence à família dos gases nobres (grupo 18), e o número de massa de Y é 289.

73. C **74.** 61 (01 + 04 + 08 + 16 + 32)

75. a) HNO_3 − ácido nítrico; NH_4OH − hidróxido de amônio.
b) N_{ox} do urânio no U_3O_8: +16/3; N_{ox} do urânio no $(NH_4)_2U_2O_7$: +6.

76. 8 partículas alfa e 6 partículas beta

77. $352 \cdot 10^3$ kJ

78. a) $^{235}_{92}U + 1\,{}^{1}_{0}n \rightarrow {}^{90}_{35}Br + {}^{143}_{57}La + 3\,{}^{1}_{0}n$ + energia
b) 1 milhão de caminhões-tanque

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

Siglas de vestibulares

Acafe-SC	Associação Catarinense das Fundações Educacionais
Ceeteps-SP	Centro Estadual de Educação Tecnológica "Paula Souza"
Cefet-MG	Centro Federal de Educação Tecnológica de Minas Gerais
Cefet-PA	Centro Federal de Educação Tecnológica do Pará
Cefet-PR	Centro Federal de Educação Tecnológica do Paraná
Cefet-RJ	Centro Federal de Educação Tecnológica "Celso Suckow da Fonseca"
Cefet-SP	Centro Federal de Educação Tecnológica de São Paulo
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
Esal-MG	Escola Superior de Agronomia de Lavras
Esam-RN	Escola Superior de Agricultura de Mossoró
ESPM-SP	Escola Superior de Propaganda e Marketing
Estácio-RJ	Universidade Estácio de Sá
Evangélica-GO	Faculdades Integradas da Associação Educativa Evangélica
F. Dom Bosco-DF	Faculdade Dom Bosco de Educação Física
F. Ruy Barbosa-BA	Faculdade Ruy Barbosa
Faap-SP	Fundação Armando Álvares Penteado
Faee-GO	Faculdades Integradas da Associação Educativa Evangélica
Fatec-SP	Faculdade de Tecnologia de São Paulo
Fazu-MG	Faculdade de Agronomia e Zootecnia de Uberaba
FCAP-PA	Faculdade de Ciências Agrárias do Pará
FCC-BA	Fundação Carlos Chagas da Bahia
Fecolinas-TO	Fundação Municipal de Ensino Superior de Colinas do Tocantins
FEI-SP	Faculdade de Engenharia Industrial
Fepar-PR	Faculdade Evangélica do Paraná
Fesp-PE	Fundação do Ensino Superior de Pernambuco
FFCL Belo Horizonte-MG	Faculdade de Filosofia, Ciências e Letras de Belo Horizonte
FGV-SP	Fundação Getúlio Vargas
FMTM-MG	Faculdade de Medicina do Triângulo Mineiro
FMU/Fiam-Faam/Fisp-SP	Vestibular integrado FMU, Fiam-Faam e Fisp
FUA-AM	Fundação Universidade Federal do Amazonas
FUERN	Fundação Universidade do Estado do Rio Grande do Norte
Funrei-MG	Fundação de Ensino Superior de São João Del Rei
Furg-RS	Fundação Universidade Federal do Rio Grande
FURRN	Fundação Universidade Regional do Rio Grande do Norte
Fuvest-SP	Fundação Universitária para o Vestibular
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-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. 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
UCPel-RS	Universidade Católica de Pelotas
UCSal-BA	Universidade Católica de Salvador
UCS-RS	Universidade de Caxias do Sul
Udesc	Universidade do Estado de Santa Catarina
Uece	Universidade Estadual do Ceará
UEFS-BA	Universidade Estadual de Feira de Santana
UEG-GO	Universidade Estadual de Goiás
UEL-PR	Universidade Estadual de Londrina
Uema	Universidade Estadual do Maranhão

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

UEMG	Universidade do Estado de Minas Gerais
UEM-PR	Universidade Estadual de Maringá
Uenf-RJ	Universidade Estadual do Norte Fluminense
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
Uesb-BA	Universidade Estadual do Sudoeste da Bahia
Uespi	Universidade Estadual do Piauí
Ufac	Fundação Universidade Federal do Acre
Ufal	Universidade Federal de Alagoas
Ufam	Universidade Federal do Amazonas
UFBA	Universidade Federal da Bahia
UFC-CE	Universidade Federal do Ceará
Ufes	Universidade Federal do Espírito Santo
UFF-RJ	Universidade Federal Fluminense
UFG-GO	Universidade Federal de Goiás
UFJF-MG	Universidade Federal de Juiz de Fora
Ufla-MG	Universidade Federal de Lavras
UFMA	Fundação Universidade Federal do Maranhão
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
UFPB	Universidade Federal da Paraíba
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
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
UFT-TO	Universidade Federal de Tocantins
UFU-MG	Fundação Universidade Federal de Uberlândia
UFV-MG	Fundação Universidade Federal de Viçosa
UGF-RJ	Universidade Gama Filho
Ulbra-RS	Universidade Luterana do Brasil
UMC-SP	Universidade de Mogi das Cruzes
Unama-PA	Universidade da Amazônia
UnB-DF	Fundação Universidade de Brasília
Uneb-BA	Universidade do Estado da Bahia
Unesp	Universidade Estadual Paulista
UNIBH-MG	Centro Universitário de Belo Horizonte
Unicamp-SP	Universidade Estadual de Campinas
Unicap-PE	Universidade Católica de Pernambuco
Unic-MT	Universidade de Cuiabá
Unifenas-MG	Universidade de Alfenas
Unifesp	Universidade Federal de São Paulo
Unifor-CE	Universidade de Fortaleza
Unirio-RJ	Fundação Universidade do Rio de Janeiro
Unir-RO	Fundação Universidade Federal de Rondônia
Unisinos-RS	Universidade do Vale do Rio dos Sinos
Unitins-TO	Universidade do Tocantins
Univali-SC	Universidade do Vale do Itajaí
Unopar-PR	Universidade Norte do Paraná
UPE	Universidade de Pernambuco
UPF-RS	Universidade de Passo Fundo
UVA-CE	Universidade Estadual Vale do Acaraú
Vest-Rio	Universidade do Estado do Rio de Janeiro
Vunesp	Fundação para o Vestibular da Unesp

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

Índice remissivo

- °GL, 211, 29
- °INPM, 29

- Ácido clorídrico, 15, 87, 170
- Aço, 175
- Acumulador de Planté, 149
- Alto-forno, 175
- Alumínio, 177
  - reciclagem, 189
- Aluminotermia, 176
- ampère, 180
- Amperímetro, 180
- Anodização, 170
- Ânodo, 127, 161
- Anticongelante, 65, 82
- Autoionização da água, 164

- Bafômetro, 104
- Bateria, 160
  - conceito, 119
  - tipos de, 149, 150, 151
- Bário, 317
- Becquerel, H., 324
- Bomba atômica, 345
- Bronze, 176

- Calor, 176, 194, 279
- Calor de combustão. *Veja* Entalpia-padrão
- Calor de formação. *Veja* Entalpia-padrão
- Caloria, 195
- Calorímetro, 195
- Carga
  - elétrica, 180
  - perda de, 164
- Catalase, 249
- Catalisador, 249, 262
- Catálise, 249
  - heterogênea, 259
  - homogênea, 259
- Cátodo, 127, 161
- Cela galvânica
  - conceito, 121
  - representação, 127
- Cela voltaica, 121
- Cela eletrolítica, 121, 160
- Cela eletroquímica, 121
- Célula de combustível, 151, 262
- Césio-137, 350
- Chadwick, J., 338
- Chernobyl, 352
- Coeficiente de solubilidade. *Veja* Solubilidade
- Colisão eficaz, 329
- Combustão, 213
- Combustíveis, 193
- Complexo ativado, 238
- Concentração
  - comum, 13, 15
  - das soluções, 12
  - em quantidade de matéria, 18
- Constante de basicidade, 286
- Constante de equilíbrio
  - conceito de, 268
  - em função das concentrações, 267
  - em função das pressões parciais, 275
  - expressão da, 269, 275
- Constante de Faraday, 179
- Contador Geiger, 331
- Contraste radiológico, 317
- Corrente elétrica, 124, 180
- Corrosão do ferro, 142
- Coulomb, 180
- Crioscopia, 64
- Cristalização, germe de, 308
- Curie, M. S., 324
- Curie, P., 324

- Daniell, J., 122
- Datação com carbono-14, 339
- Davy, H., 171
- Decaimento radioativo, 325, 329
- Densidade, 15
- Densímetro, 16
- Descarga, 164
- Diagrama de fases da água, 45
- Diamantes sintéticos, 229
- Dicromato de potássio, 103
- Diferença de potencial elétrico, 120
- Diferença de potencial-padrão, 131
- Diluição
  - conceito de, 30
  - de soluções, 31
- Dissipadores de calor, 228

- Ebulioscopia, 63
- Efeito crioscópico, 64
- Efeito ebulioscópico, 64

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

- Efeito tonoscópico, 59
- Elementos cisurânicos, 338
- Elementos transurânicos, 338
- Eletrodeposição metálica. *Veja* Galvanoplastia
- Eletrodo
  - ativo, 164
  - conceito de, 127
  - inerte, 164
- Eletrodo-padrão de hidrogênio
  - referencial, 130
  - valor, 131
- Eletrólise, 162
  - aquosa, 160, 164
  - conceito de, 121, 160
  - ígnea, 160
- Eletroquímica, 121
- Energia
  - cinética, 239
  - de ativação, 240
  - de ligação, 221
- Entalpia
  - conceito de, 197
  - variação de, 197, 209
- Entalpia molar
  - de fusão da água, 198
  - de solidificação da água, 197
- Entalpia-padrão
  - de combustão, 213
  - de formação, 216
  - de substâncias simples, 217
  - variação de, 212
- Enzimas, 249
- Equação termoquímica, 201
- Equilíbrio
  - de autoionização da água, 291
  - deslocamento de, 277
  - dinâmico, 266
  - grau de, 270
  - perturbação do, 277
  - químico, 266
- Equilíbrio heterogêneo
  - análise matemática, 303
  - conceito de, 267
  - deslocamento de, 304
- Equilíbrio homogêneo, 267
- Espécie química
  - conceito de, 88
  - eletricamente carregada, 97
  - eletricamente neutra, 96
- Espectro eletromagnético, 328
- Estado de transição. *Veja* Complexo ativado
- Estado-padrão, 212
- Etanol, 29, 54
- Explosivos, 222

- Faixa de viragem, 294
- Fajjans, 327
- Faraday, M., 180
- Fermi, E., 346
- Ferro. *Veja* Siderurgia
- Ferrugem, 143
- Fissão nuclear, 344
- Fogos de artifício, 246
- Força eletromotriz, 124, 135
- Fração em mols, 28
- Fusão nuclear, 347

- Galvani, L., 168
- Galvanização, 143
- Galvanoplastia, 159, 168
- Geiger, H., 324, 331

- Hahn, O., 344
- Hess, G. H., 207, 209
- Hidrólise salina, 300

- Indicador ácido-base, 294
- Ionização
  - constantes de, 285
  - grau de, 287
- Isótopos, 326

- Joule, 196

- Lama anódica, 170
- Latão, 176
- Le Chatelier, H., 277, 281
- Lei cinética, 252
  - energia de ativação e, 254
  - para reações elementares, 256
  - para reações não elementares, 257
  - temperatura e, 254
- Lei de
  - diluição de Ostwald, 287
  - Faraday, 181
  - Henry, 311
  - Hess, 208
  - Raoult, 60
- Lipases, 250

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

- Lixo nuclear, 346
- Massa crítica, 345
- Material para medida de volume, 11
- Meia-cela. *Veja* Semicela
- Meia-vida. *Veja* Tempo de meia-vida
- Membrana semipermeável, 69
- Mercúrio, 148, 174, 200
- Metais nobres, 174
- Metal de sacrifício, 143
- Metalurgia, 173
- Metanol, 54, 65
- Millikan, R. A., 180
- Mineral, 173
- Minério, 173
- Mistura, 9
- Mol, 17
- Molalidade, 28
- Molaridade. *Veja* Concentração em quantidade de matéria
- Monóxido de carbono, risco do, 25

- Nuclídeo, 326
- Número atômico, 326
- Número de massa, 326
- Número de oxidação
  - conceito de, 89
  - módulo da variação do, 107
  - regras para determinação do, 194
- Nutriente, 203

- Ondas
  - eletromagnéticas, 327
  - mecânicas, 327
- Oppenheimer, J. R., 345
- Osmose, 69
- Osmose reversa
  - conceito, 70
  - utilização, 73
- Ostwald, F. W., 288
- Oxidação, 88, 99, 103
- Oxidante, 103
- Oxirredução
  - reações de, 86, 100, 140
  - fotografia, 115

- Partes
  - por bilhão (ppb), 25
  - por milhão (ppm), 24
  - por trilhão (ppt), 25
- Permanganato de potássio, 103
- Peróxido de hidrogênio, 95, 250, 256
  - concentração de, 28
- Pilha, 121
  - alcalina, 148
  - de Daniell, 122
  - de mercúrio, 149
  - seca, 148
- Poder de penetração, 329
- Ponte salina, 123, 126
- Ponto de equivalência, 36
- Porcentagem
  - em massa, 23
  - em volume, 29
- Potencial
  - hidrogeniônico (pH), 292
  - hidroxilônico (pOH), 292
- Potencial-padrão de redução
  - conceito de, 133
  - interpretação, 138
- Pressão de vapor da água, 52
- Pressão osmótica, 69
- Princípio de Le Chatelier, 277, 281
- Processo Haber-Bosch, 282
- Processo
  - endotérmico, 194
  - exotérmico, 194
- Produto iônico da água, 291
- Propriedades coligativas, 43, 59
- Proteases, 250

- Quantidade de matéria, 18

- Radiação, tipos de, 326
- Radiações eletromagnéticas. *Veja* Ondas eletromagnéticas
- Radioatividade, 323
  - conceito de, 326
  - descoberta da, 324
  - primeira lei da, 326
  - segunda lei da, 327
- Radioisótopo, 326
- Radionuclídeo, 326
- Radioterapia, 340
- Raoult, F. M., 60
- Rapidez de uma reação, 234
  - efeito do catalisador sobre a, 249
  - efeito da concentração sobre a, 238
  - efeito da superfície de contato sobre a, 246
  - efeito da temperatura sobre a, 243
- Reação
  - aluminotérmica. *Veja* Aluminotermia

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

de combustão, 193
de formação, 216
elementar, 256, 257
em cadeia, 344
endotérmica, 200
espontaneidade de uma, 269
exotérmica, 199
mecanismo de, 256
não elementar, 256
nuclear, 326
rendimento de uma, 271
velocidade de uma, 234
- Reator nuclear, 346
- Redução, 88, 99,103
- Redutor, 103
- Refino eletrolítico, 170
- Regra de van't Hoff, 244
- Röntgen, W. C., 324
- Russel, 327
- Rutherford, E., 325

- Seaborg, G. T., 338
- Semicela, 123
potencial-padrão de, 131
- Semidesintegração. *Veja* Tempo de meia-vida
- Semirreação, 127
- Siderurgia, 175
- Soddy, 327
- Solubilidade
conceito de, 307
curvas de, 309
de gases em líquidos, 311
produto de, 314
- Solução
conceito de, 9, 10
concentrada, 32
diluída, 32
titulada, 35
titulante, 35
- Solução ideal, 61
- Soluto
conceito de, 10
não eletrólito, 59
não volátil, 59
- Solvente, 10
- Sorensen, S. P. L., 292
- Soro, 72
- Strassman, F., 344
- Sulfeto de carbono, 54

- Tempo de meia-vida, 334
- Termoquímica, 193
- Titulação ácido-base, 35
- Título
em massa, 23
em volume, 24
- Transmutação nuclear, 337

- Ustulação, 174

- van't Hoff, J. H., 70, 244
- Velocidade de uma reação. *Veja* Rapidez de uma reação
- Villard, P., 325
- Viragem de indicador, 36
- Volatilidade, 54
- volt, 120
- Volta, A., 120
- Voltímetro, 120

- Zona de viragem, 294

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

Bibliografia

AHLUWALIA, V. K.; PARASHAR, R. K. *Organic Reaction Mechanisms*. 3. ed. Oxford: Alpha Science, 2007.

ATKINS, P. W.; DE PAULA, J. *Physical Chemistry*. 8. ed. Oxford: Oxford University Press, 2006.

ATKINS, P. W. et al. *Inorganic Chemistry*. 4. ed. Oxford: Oxford University Press, 2006.

ATKINS, P. W.; JONES, L. L. *Chemical Principles*: The Quest for Insight. 4. ed. Nova York: Freeman, 2008.

AUSTIN, G. T. *Shreve's Chemical Process Industries*. 5. ed. Nova York: McGraw-Hill, 1984.

BARREIRO, E. J.; FRAGA, C. A. M. *Química Medicinal*: As Bases Moleculares da Ação dos Fármacos. 2. ed. Porto Alegre: Artmed, 2008.

BEISER, A. *Concepts of Modern Physics*. 6. ed. Nova York: McGraw-Hill, 2003.

BETTELHEIM, F. A. et al. *Introduction to General, Organic & Biochemistry*. 7. ed. Belmont: Brooks/Cole, 2004.

BLEI, I.; ODIAN, G. *General, Organic and Biochemistry*: Connecting Chemistry to your Life. 2. ed. Nova York: Freeman, 2006.

BLOOMFIELD, M. M.; STEPHENS, L. J. *Chemistry and the living organism*. 6. ed. Nova York: John Wiley, 1996.

BOTKIN, D. B.; KELLER, E. A. *Environmental Science*: Earth as Living Planet. 5. ed. Hoboken: John Wiley, 2005.

BRADY, J. E.; SENESE, F. *Chemistry*: Matter and its Changes. 4. ed. Hoboken: John Wiley, 2004.

BROWN, T. L. et al. *Chemistry*: The Central Science. 9. ed. Upper Saddle River: Prentice-Hall, 2003.

BROWN, W. H. et al. *Organic Chemistry*. 4. ed. Belmont: Brooks/Cole, 2005.

BÜCHEL, K. H. et al. *Industrial Inorganic Chemistry*. 2. ed. Weinheim: VCH, 2000.

CAREY, F. A. *Organic Chemistry*. 7. ed. Nova York: McGraw-Hill, 2008.

_____; SUNDBERG, R. J. *Advanced Organic Chemistry*. 5. ed. Nova York: Springer, 2007. 2 v.

CHANG, R. *Chemistry*. 8. ed. Nova York: McGraw-Hill, 2005.

CIPRIANI, J.; HASMONAY, H. *Cours de Chimie*. Paris: Vuibert, 1986.

CONNELLY, N. G. et al. *Nomenclature of Inorganic Chemistry*: IUPAC Recommendations 2005. Cambridge: IUPAC/RSC Publishing, 2005.

COTTON, F. A. et al. *Advanced Inorganic Chemistry*. 6. ed. Nova York: John Wiley, 1999.

DAMODARAN, S. et al. (eds.) *Fennema's Food Chemistry*. 4. ed. Boca Raton: CRC Press, 2008.

DAVID, R. *Chimie Pratique*. Paris: Vuibert, 1973.

EBBING, D. D.; GAMMON, S. D. *General Chemistry*. 8. ed. Boston: Houghton Mifflin, 2005.

FREEMANTLE, M. *Chemistry in Action*. 2. ed. Londres: Macmillan, 1995.

GARRITZ, A.; CHAMIZO, J. A. *Química*. Tradução de Giovanni S. Crisi. São Paulo: Pearson, 2002.

GILLESPIE, R. J. et al. *Atoms, Molecules and Reactions*: An Introduction to Chemistry. Englewood Cliffs: Prentice-Hall, 1994.

GILLESPIE, R. J.; HARGITTAI, I. *The VSEPR Model of Molecular Geometry*. Needham Heights: Allyn and Bacon, 1991.

GREEN, M. M. et al. *Organic Chemistry Principles and Industrial Practice*. Weinheim: VCH, 2003.

HALL, N. (Ed.) *The New Chemistry*: A Showcase for Modern Chemistry and its Applications. Cambridge: Cambridge University Press, 2000.

HALLIDAY, D. et al. *Fundamentals of Physics*. 8. ed. Hoboken: John Wiley, 2008.

HEIN, M. et al. *Introduction to General, Organic and Biochemistry*. 9. ed. Hoboken: John Wiley, 2009.

HUHEEY, J. E. et al. *Inorganic Chemistry*: Principles of Structure and Reactivity. 4. ed. Harper: Nova York, 1993.

JONES Jr., M. *Organic Chemistry*. 3. ed. Nova York: Norton, 2005.

KOTZ, J. C. et al. *Chemistry & Chemical Reactivity*. 6. ed. Belmont: Brooks/Cole, 2006.

LEICESTER, H. M. *The Historical Background of Chemistry*. Nova York: Dover, 1971.

LEVINE, I. *Physical Chemistry*. 6. ed. Nova York: McGraw-Hill, 2009.

_____ . *Quantum Chemistry*. 6. ed. Upper Saddle River: Pearson Prentice Hall, 2009.

LIDE, D. R. (Ed.) *CRC Handbook of Chemistry and Physics*. 84. ed. Boca Raton: CRC Press, 2003.

MAHAN, B. H.; MYERS, R. J. *University Chemistry*. 4. ed. Menlo Park: Benjamin-Cummings, 1987.

MASTERTON, W. L.; HURLEY, C. N. *Chemistry*: Principles & Reactions. 4. ed. Belmont: Brooks/Cole, 2001.

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

MATTHEWS, P. *Advanced Chemistry*. Cambridge: Cambridge University Press, 1992. 2 v.

McMURRY, J. et al. *Fundamentals of General, Organic and Biological Chemistry*. 5. ed. Upper Saddle River: Pearson Prentice Hall, 2007.

McNAUGHT, A. D.; WILKINSON, A. *Compendium of Chemical Terminology*: IUPAC Recommendations. 2. ed. Oxford: Blackwell Science, 1997.

MILLER Jr., G. T. *Living in the Environment*: Principles, Connections, and Solutions. 14. ed. Pacific Grove: Brooks/Cole, 2005.

MOELLER, T. et al. *Chemistry with Inorganic Qualitative Analysis*. 3. ed. New York: Harcourt Brace-Jovanovich, 1989.

MOORE, J. W. et al. *Chemistry*: The Molecular Science. 2. ed. Belmont: Brooks/Cole, 2005.

MORRISON, R. T.; BOYD, R. N. *Organic Chemistry*. 6. ed. Englewood Cliffs: Prentice-Hall, 1992.

MORTIMER, R. G. *Physical Chemistry*. 2. ed. Nova York: Harcourt Academic Press, 2000.

MUNDY, B. P. et al. *Organic and Biological Chemistry*. Orlando: Saunders, 1993.

NELSON, D. L.; COX, M. M. *Lehninger Principles of Biochemistry*. 5. ed. Nova York: Freeman, 2008.

OLMSTED III, J.; WILLIAMS, G. M. *Chemistry*. 3. ed. Nova York: John Wiley, 2002.

PANICO, R. et al. *A Guide to IUPAC Nomenclature of Organic Compounds*. Recommendations 1993. Cambridge: Blackwell Science, 1993. (Correções publicadas em *Pure and Applied Chemistry*, v. 71, n. 7, p. 1.327-1.330, 1999.)

_____. *Guia IUPAC para a Nomenclatura de Compostos Orgânicos*. Tradução portuguesa, nas variantes europeia e brasileira. Tradução de José Augusto Rosário Rodrigues et al. Lisboa: Lidel, 2002.

PARTINGTON, J. R. *A short history of Chemistry*. Nova York: Dover, 1989.

PAULING, L. *General Chemistry*. Nova York: Dover, 1970.

_____. *The Nature of Chemical Bonding*. 3. ed. Ithaca: Cornell University Press, 1960.

PINE, S. H. et al. *Organic Chemistry*. 5. ed. Singapore: McGraw-Hill, 1987.

POTAPOV, V.; TATARINCHIK, S. *Chimie Organique*. Moscou: Éditions Mir, 1981.

PURVES, W. K. et al. *Life*: The Science of Biology. 8. ed. Sunderland: Sinauer, 2008.

RAVEN, P. H.; BERG, L. R. *Environment*. 4. ed. Hoboken: John Wiley, 2004.

RAYNER-CANHAM, G.; OVERTON, T. *Descriptive Inorganic Chemistry*. 4. ed. Nova York: Freeman, 2006.

RONAN, C. A. *História Ilustrada da Ciência*. Rio de Janeiro: Jorge Zahar, 1987. 4 v.

ROYAL SOCIETY OF CHEMISTRY. *The Age of the Molecule*. London: Royal Society of Chemistry, 1999.

SALZBERG, H. W. *From Caveman to Chemist*: Circumstances and Achievements. Washington: American Chemical Society, 1991.

SANTOS FILHO, P. F. *Estrutura Atômica & Ligação Química*. 2. ed. Campinas: publicação do autor (Instituto de Química da Unicamp), 2007.

SCHECHTER, H.; BERTULANI, C. A. *Introdução à Física Nuclear*. Rio de Janeiro: Editora da UFRJ, 2007.

SELINGER, B. *Chemistry in the Marketplace*: A Consumer Guide. 5. ed. Sydney: Harcourt Brace, 1998.

SILBERBERG, M. S. *Chemistry*: the Molecular Nature of Matter and Change. 5. ed. Nova York: McGraw-Hill, 2009.

SMITH, M. B.; MARCH, J. *March's Advanced Organic Chemistry*. 6. ed. Hoboken: John Wiley, 2007.

SNYDER, C. H. *The Extraordinary Chemistry of Ordinary Things*. 4. ed. Nova York: John Wiley, 2003.

SOLOMONS, T. W. G.; FRYHLE, C. *Organic Chemistry*. 9. ed. Hoboken: John Wiley, 2008.

SYKES, P. *A Guidebook to Mechanism in Organic Chemistry*. 6. ed. Nova York: Longman, 1995.

THOMAS, J. E. (Org.) *Fundamentos de Engenharia de Petróleo*. Rio de Janeiro: Interciência, 2001.

TIPLER, P. A.; MOSCA, G. *Physics for Scientists and Engineers*. 6. ed. Nova York: Freeman, 2008.

TIPLER, P. A.; LLEWELLYN, R. A. *Modern Physics*. 4. ed. Nova York: Freeman, 2003.

VOET et al. *Fundamentals of Biochemistry*. 3. ed. Hoboken: John Wiley, 2008.

VOLLHARDT, K. P. et al. *Organic Chemistry*: Structure and Function. 5. ed. Nova York: Freeman, 2007.

WARREN, S. et al. *Organic Chemistry*. Oxford: Oxford University Press, 2001.

WEEKS, M. E.; LEICESTER, H. M. *Discovery of the Elements*. 7. ed. Easton: Journal of Chemical Education, 1968.

WHITTEN, K. W. et al. *General Chemistry with Qualitative Analysis*. 7. ed. Belmont: Brooks/Cole, 2004.

ZUMDAHL, S. S. *Chemical Principles*. 5. ed. Boston: Houghton Mifflin, 2005.

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

ADILSON SECCO

Tabela periódica dos elementos (IUPAC)

1 ← Numeração dos grupos de acordo com a União Internacional de Química Pura e Aplicada (IUPAC)

1A ← Numeração antiga dos grupos, NÃO recomendada pela IUPAC, porém ainda usada por alguns autores

1 1A	2 2A	3 3B	4 4B	5 5B	6 6B	7 7B	8	9 8B	10	11 1B	12 2B	13 3A	14 4A	15 5A	16 6A	17 7A	18 0
1 hidrogênio **H** 1,0																	2 hélio **He** 4,0
3 lítio **Li** 6,9	4 berílio **Be** 9,0											5 boro **B** 10,8	6 carbono **C** 12,0	7 nitrogênio **N** 14,0	8 oxigênio **O** 16,0	9 flúor **F** 19,0	10 neônio **Ne** 20,2
11 sódio **Na** 23,0	12 magnésio **Mg** 24,3											13 alumínio **Aℓ** 27,0	14 silício **Si** 28,1	15 fósforo **P** 31,0	16 enxofre **S** 32,1	17 cloro **Cℓ** 35,5	18 argônio **Ar** 39,9
19 potássio **K** 39,1	20 cálcio **Ca** 40,1	21 escândio **Sc** 45,0	22 titânio **Ti** 47,9	23 vanádio **V** 50,9	24 crômio **Cr** 52,0	25 manganês **Mn** 54,9	26 ferro **Fe** 55,8	27 cobalto **Co** 58,9	28 níquel **Ni** 58,7	29 cobre **Cu** 63,5	30 zinco **Zn** 65,4	31 gálio **Ga** 69,7	32 germânio **Ge** 72,6	33 arsênio **As** 74,9	34 selênio **Se** 79,0	35 bromo **Br** 79,9	36 criptônio **Kr** 83,8
37 rubídio **Rb** 85,5	38 estrôncio **Sr** 87,6	39 ítrio **Y** 88,9	40 zircônio **Zr** 91,2	41 nióbio **Nb** 92,9	42 molibdênio **Mo** 95,9	43 tecnécio **Tc** [98]	44 rutênio **Ru** 101,1	45 ródio **Rh** 102,9	46 paládio **Pd** 106,4	47 prata **Ag** 107,9	48 cádmio **Cd** 112,4	49 índio **In** 114,8	50 estanho **Sn** 118,7	51 antimônio **Sb** 121,8	52 telúrio **Te** 127,6	53 iodo **I** 126,9	54 xenônio **Xe** 131,3
55 césio **Cs** 132,9	56 bário **Ba** 137,3	57 - 71	72 háfnio **Hf** 178,5	73 tântalo **Ta** 180,9	74 tungstênio **W** 183,8	75 rênio **Re** 186,2	76 ósmio **Os** 190,2	77 irídio **Ir** 192,2	78 platina **Pt** 195,1	79 ouro **Au** 197,0	80 mercúrio **Hg** 200,6	81 tálio **Tℓ** 204,4	82 chumbo **Pb** 207,2	83 bismuto **Bi** 209,0	84 polônio **Po** [209]	85 astato **At** [210]	86 radônio **Rn** [222]
87 frâncio **Fr** [223]	88 rádio **Ra** [226]	89 - 103	104 rutherfórdio **Rf** [261]	105 dúbnio **Db** [262]	106 seabórgio **Sg** [266]	107 bóhrio **Bh** [264]	108 hássio **Hs** [277]	109 meitnério **Mt** [268]	110 darmstádtio **Ds** [271]	111 roentgênio **Rg** [272]	112 copernício **Cn** [277]						

Número atômico

Nome **Símbolo**

Massa atômica

57 lantânio **La** 138,9	58 cério **Ce** 140,1	59 praseodímio **Pr** 140,9	60 neodímio **Nd** 144,2	61 promécio **Pm** [145]	62 samário **Sm** 150,4	63 európio **Eu** 152,0	64 gadolínio **Gd** 157,3	65 térbio **Tb** 158,9	66 disprósio **Dy** 162,5	67 hólmio **Ho** 164,9	68 érbio **Er** 167,3	69 túlio **Tm** 168,9	70 itérbio **Yb** 173,0	71 lutécio **Lu** 175,0
89 actínio **Ac** [227]	90 tório **Th** 232,0	91 protactínio **Pa** 231,0	92 urânio **U** 238,0	93 netúnio **Np** [237]	94 plutônio **Pu** [244]	95 amerício **Am** [243]	96 cúrio **Cm** [247]	97 berquélio **Bk** [247]	98 califórnio **Cf** [251]	99 einstênio **Es** [252]	100 férmio **Fm** [257]	101 mendelévio **Md** [258]	102 nobélio **No** [259]	103 laurêncio **Lr** [262]

Tabela periódica da IUPAC (União Internacional de Química Pura e Aplicada), versão de 22 de junho de 2007, com as massas atômicas aqui apresentadas com um algarismo após a vírgula. Para elementos que não têm isótopos estáveis ou de longa duração, está indicado entre colchetes o número de massa do isótopo com maior tempo médio de existência. Os dados são provenientes de **www.iupac.org/reports/periodic_table** (acessado em 3/3/2010), onde atualizações são periodicamente disponibilizadas. A produção artificial de elementos acima do 112 já foi relatada por pesquisadores, mas aguarda o reconhecimento da IUPAC antes de figurar em sua tabela periódica.
O reconhecimento do elemento 112 pela IUPAC está disponível em: <http://media.iupac.org/publications/pac/asap/pdf/PAC-REC-09-08-20.pdf>. Acesso em: 3 mar. 2010.