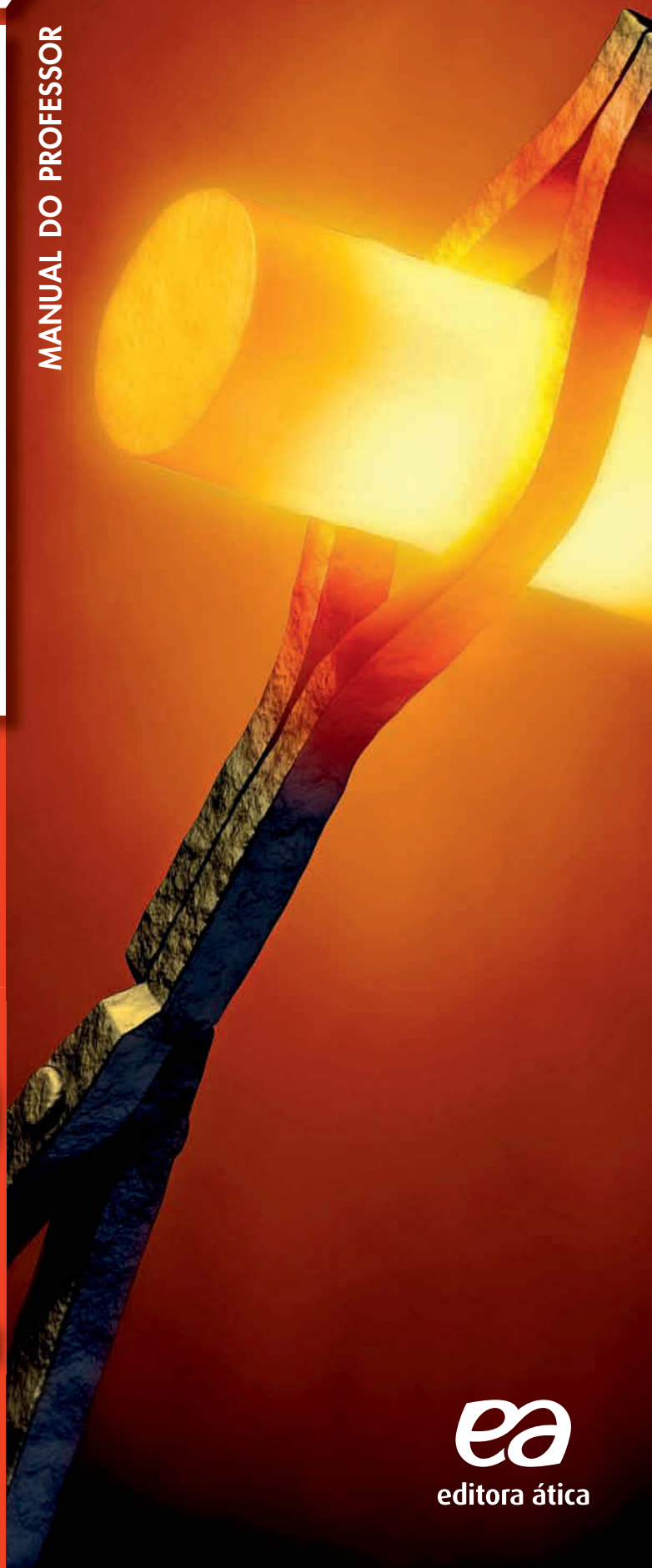
MARTHA REIS

QUÍ 2

MANUAL DO PROFESSOR

QUÍMICA

ENSINO MÉDIO



editora ática



Matthias Kulka/Masterfile/Other Images

QUÍMICA

MANUAL DO PROFESSOR

2

QUÍMICA
ENSINO MÉDIO

MARTHA REIS

Bacharel e licenciada em Química pela Faculdade de Ciências Exatas, Filosóficas e Experimentais da Universidade Mackenzie. Foi professora dos colégios Mackenzie e Objetivo, e do curso preparatório para vestibulares Universitário, tendo atuado também como editora de livros didáticos.

1ª edição
São Paulo • 2013

editora ática

editora ática

Diretoria editorial: Angélica Pizzutto Pozzani

Gerência de produção editorial: Hélia de Jesus Gonsaga

Editoria de Ciências da Natureza, Matemática e suas Tecnologias: José Roberto Miney

Editora assistente: Daniela Teves Nardi; Geisa Gimenez (estag.)

Supervisão de arte e produção: Sérgio Yutaka

Editora de arte: Tomiko Chiyo Suguita

Diagramadores: Cleiton Caliman, Divina Rocha Corte, Ester Harue Inakake e Fukuko Saito

Supervisão de criação: Didier Moraes

Editora de arte e criação: Andréa Dellamagna

Design gráfico: Ulhôa Cintra Comunicação Visual e Arquitetura (miolo e capa)

Revisão: Rosângela Muricy (coord.), Ana Carolina Nitto, Ana Paula Chabaribery Malfa, Heloísa Schiavo e Gabriela Macedo de Andrade (estag.)

Supervisão de iconografia: Sílvio Kligin

Pesquisadora iconográfica: Roberta Freire Lacerda dos Santos

Cartografia: Juliana Medeiros de Albuquerque e Márcio Santos de Souza

Tratamento de imagem: Cesar Wolf e Fernanda Crevin

Foto da capa: Matthias Kulka/Masterfile/Other Images

Ilustrações: Alex Argozino e Luis Moura

Direitos desta edição cedidos à Editora Ática S.A.

Av. Otaviano Alves de Lima, 4400

6ª andar e andar intermediário ala A

Freguesia do Ó – CEP 02909-900 – São Paulo – SP

Tel.: 4003-3061

www.atica.com.br/editora@atica.com.br

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

Fonseca, Martha Reis Marques da
Química / Martha Reis Marques da Fonseca.
1. ed. – São Paulo : Ática, 2013.
Obra em 3 v.
Bibliografia.
1. Química (Ensino médio) I. Título.

13–02429 CDD–540.7

Índice para catálogo sistemático:

1. Química: Ensino médio 540.7

2013

ISBN 978 8508 16289-5 (AL)

ISBN 978 8508 16290-1 (PR)

Código da obra CL 712772

Uma publicação Abril EDUCAÇÃO

Versão digital

Diretoria de tecnologia de educação: Ana Teresa Ralston

Gerência de desenvolvimento digital: Mário Matsukura

Gerência de inovação: Guilherme Molina

Coordenadores de tecnologia de educação: Daniella Barreto e Luiz Fernando Caprioli Pedroso

Coordenadora de edição de conteúdo digital: Daniela Teves Nardi

Editores de tecnologia de educação: Cristiane Buranello e Juliano Reginato

Editores assistentes de tecnologia de educação: Aline Oliveira Bagdanavicius, Drielly Galvão Sales da Silva, José Victor de Abreu e Michelle Yara Urcci Gonçalves

Assistentes de produção de tecnologia de educação: Alexandre Marques, Gabriel Kujawski Japiassu, João Daniel Martins Bueno, Paula Pelisson Petri, Rodrigo Ferreira Silva e Saulo André Moura Ladeira

Desenvolvimento dos objetos digitais: Agência GR8, Atômica Studio, Cricket Design, Daccord e Mídias Educativas

Desenvolvimento do livro digital: Digital Pages

Legenda das fotos de abertura das unidades

Unidade 1: Estação meteorológica.
Unidade 2: Saco plástico e peixe leão no oceano.
Unidade 3: Camada de fumaça e poeira durante o nascer do sol na cidade de Jacarta, Indonésia.
Unidade 4: Recifes de corais e peixes tropicais.
Unidade 5: Peças de computadores em depósito de reciclagem. Hamburgo, Alemanha.

Apresentação

Nos próximos anos, ao longo de todo o Ensino Médio, você vai estudar Química, e deve estar se perguntando qual a importância que esse estudo terá em sua vida.

Não há dúvida de que todo conhecimento adquirido é importante, pois nos faz crescer e enxergar além do que víamos antes.

Assim, o estudo da Química, em particular, vai lhe fornecer informações que farão você compreender melhor o funcionamento do seu corpo e do mundo em que vive. Essas informações ajudarão você a exercer efetivamente sua cidadania e a ter consciência de suas escolhas — incluindo o uso da tecnologia —, pois será capaz de avaliar o impacto dessas escolhas tanto no meio ambiente quanto na sua saúde.

Utilizar o conhecimento adquirido com o estudo da Química para entender os fenômenos, compreender as notícias, analisar e questionar as informações, duvidar, verificar se os dados estão corretos, tudo isso permite que você saia do papel do espectador e passe a atuar sobre os problemas que nos afetam.

Esperamos que você goste dos livros e que o aprendizado em Química seja incorporado definitivamente à sua vida e ao seu exercício diário de cidadania.

A autora

Conheça seu livro

Cada volume da coleção é dividido em cinco unidades, com um tema central relacionado ao meio ambiente. Em cada unidade você vai encontrar os seguintes boxes e seções:

Abertura da unidade

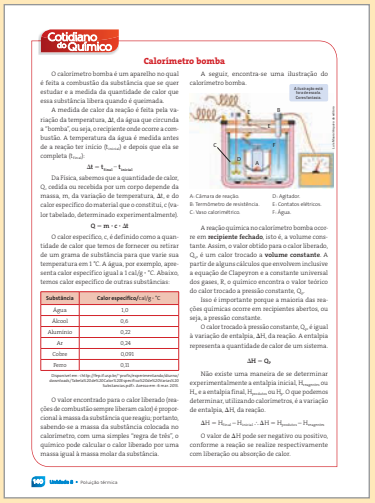
A relevância do tema ambiental que norteia cada unidade é apresentada em um breve texto de introdução.





Saiu na Mídia!

Os capítulos iniciam com um texto jornalístico, relacionado ao tema da unidade, do qual são extraídas uma ou mais questões. Para responder a essas questões e compreender plenamente o texto, é necessário adquirir o conhecimento teórico apresentado no capítulo.



Cotidiano do Químico

Nesta seção são discutidos processos químicos feitos em laboratório com aparelhagens específicas e alguns processos de análise e síntese.



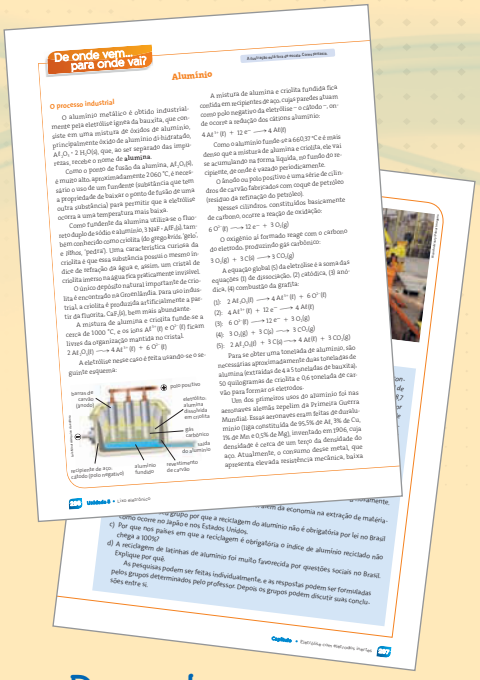
Experimento

Experimentos investigativos que introduzem um assunto, despertam questionamentos e a vontade de continuar aprendendo.
Os experimentos são interessantes e acessíveis, norteados pela preocupação com a segurança e com o meio ambiente.



Curiosidade

Fatos intrigantes relacionados ao assunto que está sendo desenvolvido, eventos históricos ou discussões extras para o enriquecimento da aula são alguns dos temas que aparecem neste boxe.



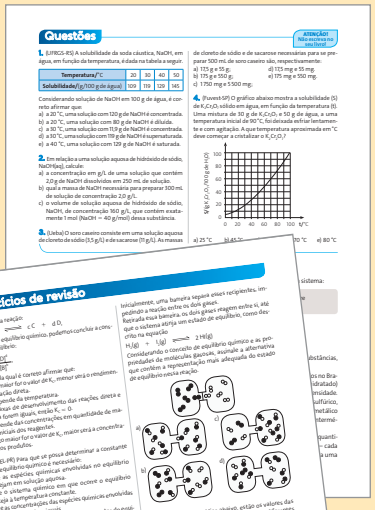
De onde vem... para onde vai?

Discute, de modo simples, as matérias-primas utilizadas, o processo de extração, a obtenção e as aplicações de produtos economicamente importantes. Esta seção inclui uma sugestão de trabalho em equipe: aprender a trabalhar em grupo, a respeitar opiniões, a expor um ponto de vista e a buscar uma solução em conjunto são habilidades muito requisitadas no mercado de trabalho.



Compreendendo o mundo

Esta seção, que finaliza a unidade, conclui o tema que foi discutido e mostra como ele está relacionado ao tema que será abordado na unidade seguinte.



Questões

Ao longo do capítulo são propostos exercícios que auxiliam a compreensão do tema.

Exercícios de revisão

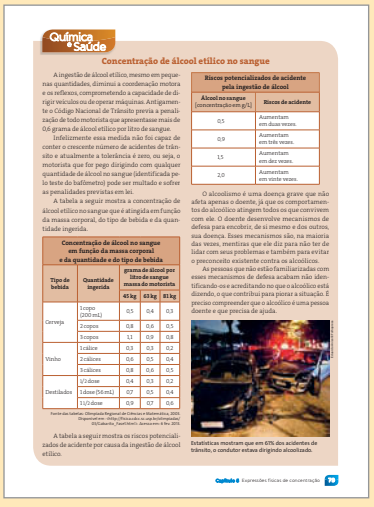
Ao final dos capítulos são apresentadas questões sobre todo o conteúdo desenvolvido no capítulo.

ATENÇÃO! Não escreva no seu livro!

Atenção! Ainda que se peça "Assinale", "Indique", etc. em algumas questões, nunca escreva no livro. Responda a todas as questões no caderno.

CONTEÚDO DIGITAL

Este ícone indica Objetos Educacionais Digitais relacionados aos conteúdos do livro.



Química e Saúde

Contextualiza os conceitos de Química apresentados ao longo dos capítulos com temas relacionados aos cuidados com a saúde e ao bem-estar.

Sumário

UNIDADE 1

Meteorologia e as variáveis do clima

CAPÍTULO 1

Teoria cinética dos gases

1 O gás ideal 13
- *Experimento: Propriedades dos gases* 14

2 Mudanças de estado 17
- *Exercícios de revisão* 28

CAPÍTULO 2

Equação geral dos gases

1 Equação de Clapeyron 33
- *Exercícios de revisão* 37

CAPÍTULO 3

Misturas gasosas

1 Fração em quantidade de matéria 39
2 Pressão parcial 41
3 Volume parcial 43
4 Massa molar aparente 45
5 Umidades absoluta e relativa 47
- *Experimento: Construção de um psicrômetro* 50

6 Difusão e efusão gasosas 53
- *Exercícios de revisão* 54



Artur Synenko/Shutterstock

CAPÍTULO 4

Cálculo estequiométrico

1 Cálculos teóricos 57
2 Reagentes em excesso 64
3 Rendimento 66
4 Pureza de reagentes 68
- *Exercícios de revisão* 70
- *Compreendendo o mundo* 71


Blickwinkel/Alamy/Other Images

UNIDADE 2

Poluição da água

CAPÍTULO 5

Expressões físicas de concentração

1 Preparação de soluções 75
- *Experimento: Interações solvente-soluto* 76

2 Relações entre soluto e solução 78
- *Exercícios de revisão* 90

CAPÍTULO 6

Concentração em quantidade de matéria

1 Concentração em mol/L 92
- *Exercícios de revisão* 97

CAPÍTULO 7

Mistura de soluções

1 Diluição e concentração 99
2 Mistura de soluções que não reagem entre si 101
3 Mistura de soluções que reagem entre si 106
4 Titulação de soluções 109
- *Exercícios de revisão* 113

CAPÍTULO 8

Propriedades coligativas

1 Tonoscopia 118
2 Ebulioscopia 122
3 Crioscopia 124
4 Osmoscopia 126
- *Experimento: Difusão entre solvente puro e solução* 127
- *Exercícios de revisão* 132
- *Compreendendo o mundo* 133



Geogphoto/Alamy/Other Images

UNIDADE 3

Poluição térmica

CAPÍTULO 9

Reações exotérmicas e endotérmicas

1 Conteúdo calorífico 138
2 Calor envolvido nas reações químicas 142
- *Experimento: Calor e trabalho* 148
- *Exercícios de revisão* 151

CAPÍTULO 10

Cálculos da variação de entalpia

1 Entalpia-padrão de combustão 153
2 Entalpia-padrão de formação 156
3 Lei de Hess 157
4 Cálculos de ΔH a partir das entalpias de formação 160
5 Energia das ligações 162
- *Exercícios de revisão* 165

CAPÍTULO 11

Cinética química

1 Taxa de desenvolvimento da reação 169
2 Condições para que ocorra reação 174
3 Fatores que influenciam a taxa de desenvolvimento das reações 177
- *Experimento: Taxa de desenvolvimento da reação* 177

4 Lei da ação das massas 183
- *Exercícios de revisão* 187
- *Compreendendo o mundo* 189



SPL/Latinstock

UNIDADE 4

Corais

CAPÍTULO 12

Equilíbrio dinâmico

1 Equilíbrios moleculares 194
2 Cálculos das constantes: K_C e K_P 204
• *Exercícios de revisão* 211

CAPÍTULO 13

Deslocamento de equilíbrios

1 Fatores que deslocam o equilíbrio de um sistema .. 213
• *Exercícios de revisão* 222

CAPÍTULO 14

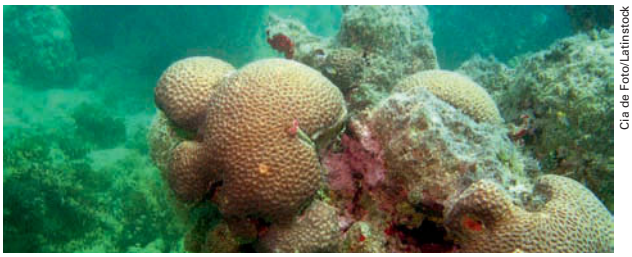
Equilíbrios iônicos

1 Constante de ionização ou de dissociação 225
2 Lei da diluição de Ostwald 229
3 Deslocamento de equilíbrios iônicos 234
• *Exercícios de revisão* 237

CAPÍTULO 15

Produto iônico da água e K_{PS}

1 pH e pOH 240
2 Hidrólise de íons 245
3 Efeito do íon comum 248
• *Experimento: Efeito do íon comum no equilíbrio* .. 248
4 Produto de solubilidade 255
• *Exercícios de revisão* 259
• *Compreendendo o mundo* 261



Cia de Foto/Latinstock

UNIDADE 5

Lixo eletrônico

CAPÍTULO 16

Pilhas e baterias

1 Oxidação e redução 265
• *Experimento: Pilhas caseiras* 268
2 A pilha de Daniell 269
3 Medida do potencial-padrão de um eletrodo 272
4 Pilha seca ácida – Leclanché 276
5 Pilha seca alcalina 278
6 Outros tipos de pilha 279
7 Acumuladores ou baterias 280
8 Descarte de pilhas e baterias 283
• *Exercícios de revisão* 288

CAPÍTULO 17

Eletrólise com eletrodos inertes

1 Eletrólise ígnea 291
2 Eletrólise em meio aquoso 299
• *Experimento: Eletrólise do iodeto de potássio* 301
• *Exercícios de revisão* 304

CAPÍTULO 18

Eletrólise com eletrodos ativos

1 Eletrólise de purificação 306
2 Galvanoplastia 307
3 Leis de Faraday 309
4 Aplicações das leis de Faraday 312
• *Exercícios de revisão* 315
• *Compreendendo o mundo* 317

Sugestões de leitura, filmes e *sites* 318
Bibliografia 319
Índice remissivo 319



Sunshine Pics/Alamy/Other Images

Tabela periódica dos elementos

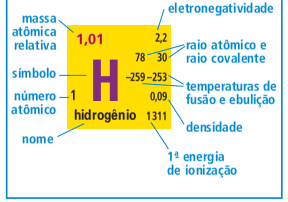
- Os elementos de **números atômicos 113, 115, 117 e 118** não constam na tabela porque, apesar de relatados por pesquisadores, até junho de 2012 ainda não haviam sido referendados pela Iupac/Iupap.
- As **massas atômicas** relativas são listadas com arredondamento no último algarismo. As massas atômicas entre parênteses representam valores ainda não padronizados pela Iupac.
- Os valores de **eletronegatividade** estão na escala de Pauling. Nessa escala, a eletronegatividade do flúor, elemento mais eletronegativo, é 4,0. O valor para o frâncio, elemento menos eletronegativo, é 0,7.
- Os valores de **raio atômico** e **raio covalente** são dados em pm (picômetros): 1 pm = 10^{-12} m.
- Os valores de **temperatura de fusão** e **de ebulição** são dados em °C (graus Celsius).
- Os valores de **densidade** para sólidos e líquidos são dados em g/cm^3 (gramas por centímetro cúbico) e, para gases, em g/L (gramas por litro).
- Os valores da **1ª energia de ionização** são dados em kJ/mol (quilojoules por mol).
- Os **traços** indicam valores desconhecidos.
- As **cores nos símbolos** dos elementos indicam o estado físico a 25 °C e a 1 atm de pressão: **azul** – estado líquido; **roxo** – estado gasoso; **preto** – estado sólido; **cinza** – estado físico desconhecido.
- A classificação dos elementos boro, silício, germânio, arsênio, antimônio, telúrio e polônio em **semimetais** ou **metaloides** não é reconhecida pela Iupac.
- **Observação:** As cores utilizadas nesta tabela não têm significado científico; são apenas recursos visuais pedagógicos.

Metais
Não metais
Gases nobres

* Leia-se carbono grafite
** b – fósforo branco/ v – fósforo vermelho
*** Temperatura de sublimação

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1,01 2,2 78 30 −259 −253 0,09 1 **H** hidrogênio 1311																	4,00 — 128 — — −269 0,18 2 **He** hélio 2376
6,94 1,0 152 123 181 1342 0,53 3 **Li** lítio 520	9,01 1,6 113,3 89 1287 2471 1,85 4 **Be** berílio 901											10,81 2,0 83 88 2075 4000 2,34 5 **B** boro 800	12,01 2,6 — 77 — 3825*** 2,2 6 **C*** carbono 1085	14,01 3,0 71 70 −210 −196 1,23 7 **N** nitrogênio 1404	16,00 3,4 — 66 −219 −183 1,40 8 **O** oxigênio 1316	19,00 4,0 70,9 58 −220 −188 1,67 9 **F** flúor 1684	20,18 — — — −249 −246 0,89 10 **Ne** neônio 2082
22,99 0,9 153,7 — 98 883 0,97 11 **Na** sódio 494	24,31 1,3 160 136 650 1090 1,74 12 **Mg** magnésio 737											26,98 1,6 143,1 125 660 2519 2,70 13 **Al** alumínio 578	28,09 1,9 117 117 1414 3265 2,33 14 **Si** silício 788	30,97 2,2 93 (b) 115 (v)** 110 44 281 1,82 (b) 15 **P** fósforo 1014	32,07 2,6 104 104 115 445 2,07 16 **S** enxofre 1001	35,45 3,2 — 99 −102 −34 3,11 17 **Cl** cloro 1253	39,95 — 174 — −189 −186 1,75 18 **Ar** argônio 1521
39,10 0,8 227 203 63 759 0,89 19 **K** potássio 419	40,08 1,0 197,3 174 842 1484 1,54 20 **Ca** cálcio 591	44,96 1,4 160,6 144 1541 2836 2,99 21 **Sc** escândio 633	47,87 1,5 144,8 132 1668 3287 4,51 22 **Ti** titânio 658	50,94 1,6 132,1 — 1910 3407 6,0 23 **V** vanádio 649	52,00 1,7 124,9 — 1907 2671 7,15 24 **Cr** crômio 654	54,94 1,6 124 117 1246 2061 7,3 25 **Mn** manganês 716	55,85 1,8 124,1 116,5 1538 2861 7,87 26 **Fe** ferro 763	58,93 1,9 125,3 116 1495 2927 8,86 27 **Co** cobalto 768	58,69 1,9 124,6 115 1455 2913 8,90 28 **Ni** níquel 737	63,55 1,9 127,8 117 1085 2562 8,96 29 **Cu** cobre 746	65,38 1,7 133,2 125 420 907 7,14 30 **Zn** zinco 905	69,72 1,8 122,1 125 30 2204 5,91 31 **Ga** gálio 578	72,64 2,0 122,5 122 938 2833 5,32 32 **Ge** germânio 763	74,92 2,2 125 121 — 614*** 5,75 33 **As** arsênio 947	78,96 2,6 215,2 117 221 685 4,39 34 **Se** selênio 943	79,90 3,0 — 114,2 −7 59 3,10 35 **Br** bromo 1140	83,80 — — 189 −157 −153 3,68 36 **Kr** criptônio 1353
85,47 0,8 247,5 — 39 688 1,53 37 **Rb** rubídio 402	87,62 1,0 215,1 192 777 1382 2,64 38 **Sr** estrôncio 549	88,91 1,2 181 162 1522 3345 4,47 39 **Y** ítrio 599	91,22 1,3 160 145 1855 4409 6,52 40 **Zr** zircônio 641	92,91 1,6 142,9 134 2477 4744 8,57 41 **Nb** nióbio 654	95,96 2,2 136,2 129 2623 4639 10,2 42 **Mo** molibdênio 683	(98) 2,1 135,8 — 2157 4265 11 43 **Tc** tecnécio 704	101,07 2,2 134 124 2334 4150 12,1 44 **Ru** rutênio 712	102,91 2,3 134,5 125 1964 3695 12,4 45 **Rh** ródio 721	106,42 2,2 137,6 128 1555 2963 12,0 46 **Pd** paládio 804	107,87 1,9 144,4 134 962 2162 10,5 47 **Ag** prata 733	112,41 1,7 148,9 141 321 767 8,69 48 **Cd** cádmio 867	114,82 1,8 162,6 150 157 2072 7,31 49 **In** índio 557	118,71 2,0 140,5 140 232 2602 7,27 50 **Sn** estanho 708	121,76 2,1 182 141 631 1587 6,68 51 **Sb** antimônio 830	127,60 2,1 143,2 137 450 988 6,24 52 **Te** telúrio 872	126,90 2,7 — 133,3 114 184 4,93 53 **I** iodo 1010	131,29 2,6 218 209 −112 −108 5,76 54 **Xe** xenônio 1173
132,91 0,8 265,4 235 28 671 1,93 55 **Cs** césio 377	137,33 0,9 217,3 198 727 1897 3,62 56 **Ba** bário 503	SÉRIE DOS LANTANÍDIOS 57-71	178,49 1,3 156,4 144 2233 4603 13,3 72 **Hf** háfnio 658	180,95 1,5 143 134 3017 5458 16,4 73 **Ta** tântalo 729	183,84 1,7 137,0 130 3422 5555 19,3 74 **W** tungstênio 758	186,21 1,9 137,0 128 3816 5596 20,8 75 **Re** rênio 758	190,23 2,2 135 126 3033 5012 22,59 76 **Os** ósmio 813	192,22 2,2 135,7 126 2446 4428 22,5 77 **Ir** irídio 867	195,08 2,2 138 129 1768 3825 21,5 78 **Pt** platina 863	196,97 2,4 144,2 134 1064 2856 19,3 79 **Au** ouro 892	200,59 1,9 160 144 −39 357 13,53 80 **Hg** mercúrio 1010	204,38 1,8 170,4 155 304 1473 11,8 81 **Tl** tálio 591	207,21 1,8 175,0 154 327 1749 11,3 82 **Pb** chumbo 716	208,98 1,9 155 152 271 1564 9,79 83 **Bi** bismuto 704	(209) 2,0 167 153 254 962 9,20 84 **Po** polônio 813	(210) 2,2 — — 302 337 — 85 **At** astato —	(222) — — — −71 −62 9,74 86 **Rn** radônio 1039
(223) 0,7 270 — 27 677 — 87 **Fr** frâncio 394	(226) 0,9 223 — 700 1140 5 88 **Ra** rádio 511	SÉRIE DOS ACTINÍDIOS 89-103	(261) — — — 104 **Rf** rutherfórdio —	(262) — — — 105 **Db** dúbnio —	(266) — — — 106 **Sg** seabórgio —	(264) — — — 107 **Bh** bóhrio —	(277) — — — 108 **Hs** hássio —	(268) — — — 109 **Mt** meitnério —	(271) — — — 110 **Ds** darmstádtio —	(272) — — — 111 **Rg** roentgênio —	(277) — — — 112 **Cn** copernício —		(289) — — — 114 **Fl** fleróvio —		(292) — — — 116 **Lv** livermório —		

Propriedade dos elementos dentro das células



SÉRIE DOS LANTANÍDIOS

138,91 1,1 187,7 169 918 3464 6,15 57 **La** lantânio 541	140,12 1,1 182,5 165 798 3443 6,77 58 **Ce** cério 536	140,91 1,1 182,8 165 931 3520 6,77 59 **Pr** praseodímio 528	144,24 1,1 182,1 164 1021 3074 7,01 60 **Nd** neodímio 532	(145) — 181,0 — 1042 3000 7,26 61 **Pm** promécio 541	150,36 1,2 180,2 166 1074 1794 7,52 62 **Sm** samário 545	151,96 — 204,2 185 822 1525 5,24 63 **Eu** európio 549	157,25 1,2 180,2 161 1313 3273 7,90 64 **Gd** gadolínio 595	158,93 — 178,2 159 1356 3230 8,23 65 **Tb** térbio 566	162,50 1,2 177,3 159 1412 2567 8,55 66 **Dy** disprósio 574	164,93 1,2 176,6 158 1474 2700 8,80 67 **Ho** hólmio 582	167,26 1,2 175,7 157 1529 2868 9,07 68 **Er** érbio 591	168,93 1,3 174,6 156 1545 1950 9,32 69 **Tm** túlio 599	173,05 — 194 170 819 1196 6,90 70 **Yb** itérbio 603	174,97 1,0 173,4 156 1663 3402 9,84 71 **Lu** lutécio 524

SÉRIE DOS ACTINÍDIOS

(227) 1,1 187,8 — 1051 3198 10 89 **Ac** actínio 499	232,04 1,3 179,8 — 1750 4787 11,7 90 **Th** tório 608	231,04 1,5 160,6 — 1572 4027 15,4 91 **Pa** protactínio 570	238,03 1,7 154 — 1135 4131 19,1 92 **U** urânio 599	(237) 1,3 150 — 644 3902 20,2 93 **Np** netúnio 608	(244) 1,3 151 — 640 3228 19,7 94 **Pu** plutônio 582	(243) — 173 — 1176 2011 12 95 **Am** amerício 578	(247) — 174 — 1345 — 13,51 96 **Cm** cúrio 582	(247) — 170 — 1050 — 14,78 97 **Bk** berquélio 603	(251) — 169 — 900 — 15,1 98 **Cf** califórnio 608	(252) — 203 — 860 — — 99 **Es** einstênio 620	(257) — — — 1527 — — 100 **Fm** férmio 629	(258) — — — 827 — — 101 **Md** mendelévio 637	(259) — — — 827 — — 102 **No** nobélio 641	(262) — — — 1627 — — 103 **Lr** laurêncio —

Os dados contidos nesta tabela periódica estão de acordo com as recomendações de 1º junho 2012 da Iupac e da Iupap (International Union of Pure and Applied Chemistry/International Union of Pure and Applied Physics ou, em português, União Internacional de Química Pura e Aplicada/União Internacional de Física Pura e Aplicada, respectivamente).
Em 2005, esta tabela foi revisada e atualizada sob consultoria de Reiko Isuyama (ex-professora do Instituto de Química da Universidade de São Paulo e integrante do Comitê Executivo do Comitê de Ensino de Química da Iupac) com colaboração de Jorge A. W. Gut (professor da Escola Politécnica da Universidade de São Paulo).
Em 2010, esta tabela foi revisada e atualizada sob consultoria de Álvaro Chrispino (atual professor do Cefet-RJ e *Fellow* Iupac e representante nacional do Comitê de Educação Química da Iupac – até 2007).

CONTEÚDO DIGITAL

UNIDADE 1

Meteorologia e as variáveis do clima

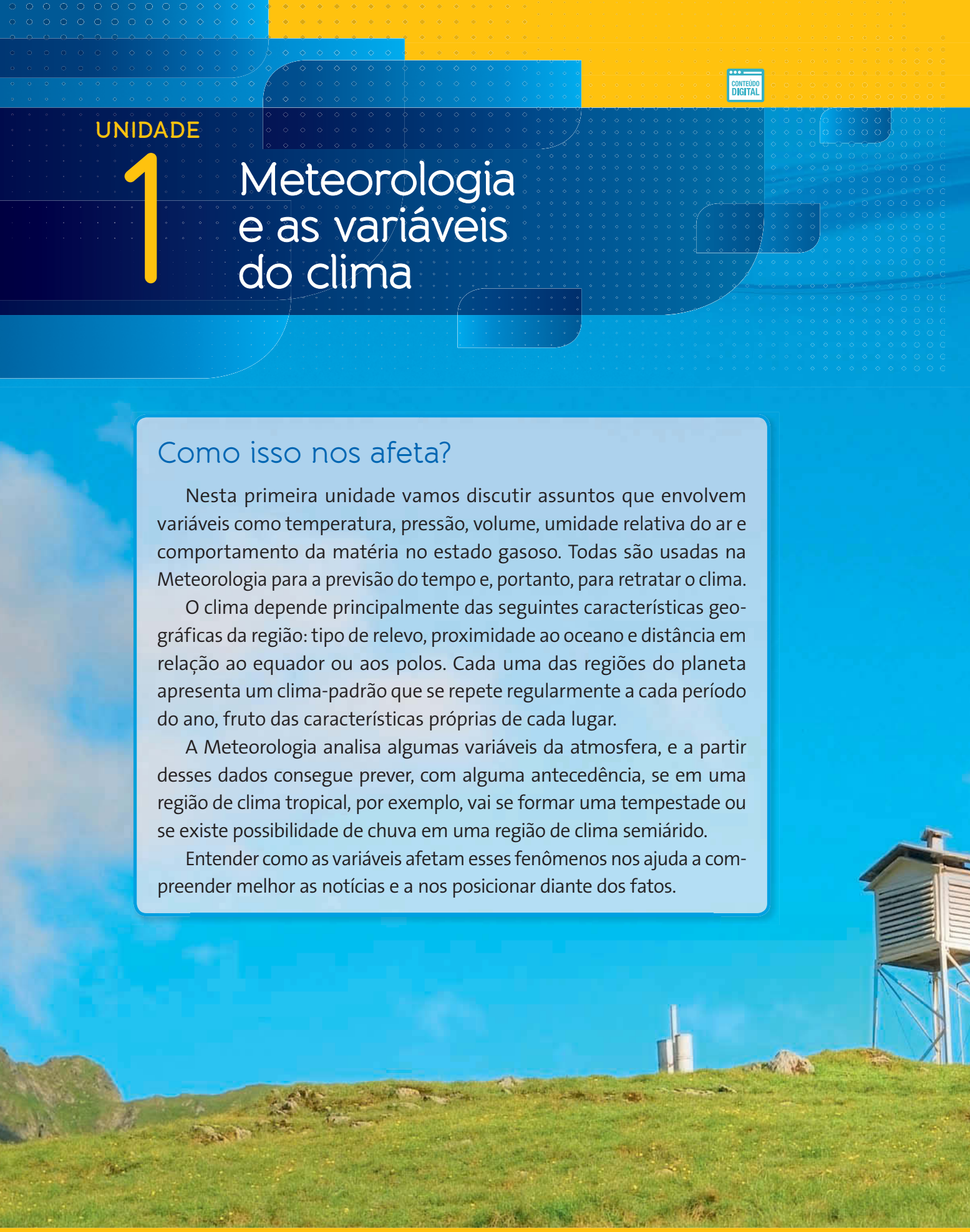
Como isso nos afeta?

Nesta primeira unidade vamos discutir assuntos que envolvem variáveis como temperatura, pressão, volume, umidade relativa do ar e comportamento da matéria no estado gasoso. Todas são usadas na Meteorologia para a previsão do tempo e, portanto, para retratar o clima.

O clima depende principalmente das seguintes características geográficas da região: tipo de relevo, proximidade ao oceano e distância em relação ao equador ou aos polos. Cada uma das regiões do planeta apresenta um clima-padrão que se repete regularmente a cada período do ano, fruto das características próprias de cada lugar.

A Meteorologia analisa algumas variáveis da atmosfera, e a partir desses dados consegue prever, com alguma antecedência, se em uma região de clima tropical, por exemplo, vai se formar uma tempestade ou se existe possibilidade de chuva em uma região de clima semiárido.

Entender como as variáveis afetam esses fenômenos nos ajuda a compreender melhor as notícias e a nos posicionar diante dos fatos.





Catalin D/Shutterstock/Glow Images

CAPÍTULO 1

Teoria cinética dos gases

Saiu na Mídia!

A Meteorologia hoje: barômetros, termômetros e higrômetros

"[...] Três propriedades essenciais – pressão, temperatura e umidade – devem ser medidas constantemente para se compreender o funcionamento da atmosfera. Por isso, a Meteorologia não emergiu realmente como ciência antes do século XVII, quando foram inventados o barômetro, que mede confiavelmente a pressão do ar, e um termômetro preciso para medir temperaturas. Antes do final daquele século, os cientistas também desenvolveram higrômetros confiáveis para medir a umidade. Esses instrumentos, bem como medidores do nível de chuva, permitiram melhoras no planejamento agrícola e nas viagens marítimas. [...]

Por volta do final do século XIX, os meteorologistas estavam usando balões meteorológicos para estudar as camadas superiores da atmosfera. Ao fazê-lo, conseguiram descobertas essenciais sobre a pressão do ar em altitude elevada e os padrões do vento. Com isso, eles puderam descobrir o papel desempenhado pelos centros de baixa pressão na determinação de padrões meteorológicos. Você já deve ter visto o apresentador apontar para eles em uma previsão do tempo na TV. O ar mais frio e denso avança em espiral para áreas mais quentes e de pressão mais baixa, vindo de regiões vizinhas. **Isso leva o ar quente a subir para a parte superior da atmosfera, onde se espalha para todos os lados. Essas formações são conhecidas como ciclones (não confundir com furacões e tufões, que em algumas regiões recebem o nome de ciclones).**

Mas essa elevação do ar não acontece apenas em um centro de baixa pressão. Também acontece quando duas massas de ar colidem em uma frente. Em ambos os casos, o ar elevado muitas vezes forma nuvens e sistemas de tempestades. Com essas descobertas, os meteorologistas estavam mais preparados para prever o tempo. Não estavam mais apresentando palpites informados baseados em reconhecimento de padrões, mas sim compreendendo como funciona a atmosfera." [...]

Adaptado de: <http://ciencia.hsw.uol.com.br/meteorologia2.htm>. Acesso em: 26 out. 2012.



Artur Synenko/Shutterstock

O barômetro é um dos instrumentos utilizados na previsão do tempo.

Você sabe explicar?

- O que são ciclones e como se formam os furacões ou tufões?

- *As nuvens nem têm forma definida nem volume constante. Isso significa que são "feitas" de gás?*
- *Como o ar dentro dos pneus consegue sustentar o peso de um carro?*
- *Por que não podemos aquecer ou incinerar nenhuma embalagem de aerossol ou* spray*?*



Thinkstock/Getty Images

Pneu sendo calibrado.



Sychugina/Shutterstock

Embalagem aerossol

Para responder a essas perguntas e a muitas outras que surgem no nosso dia a dia, como quando cozinhamos um alimento, observamos um veículo movido a GLP* ou enchemos balões para uma festa, precisamos entender como um gás se comporta.

O comportamento, ou **estado**, de um gás é caracterizado quando conhecemos os valores exatos de seu volume, de sua pressão e de sua temperatura.

Essas grandezas são denominadas **variáveis de estado** de um gás.

Cada conjunto específico de valores de volume, pressão e temperatura caracteriza um estado diferente do gás.

* A sigla GLP significa 'gás liquefeito de petróleo' e consiste em uma mistura dos hidrocarbonetos propano e butano, que pode ser armazenada na forma líquida sob pressão moderada.

1 O gás ideal

Não podemos observar o comportamento das **partículas** (átomos ou moléculas) de um gás, mas podemos fazer vários experimentos com os gases e, a partir do resultado desses experimentos, criar um **modelo** para o comportamento dessas partículas.

A teoria cinética dos gases – ou teoria do **gás ideal** – é isso: um modelo (logo, sem existência física real) utilizado para explicar de modo geral o comportamento dos gases.

Que tal fazer alguns experimentos com gases antes de começar a estudar essa teoria? Podemos usar o ar atmosférico, uma mistura em que a maioria** dos constituintes se encontra no estado gasoso.

** O ar atmosférico também contém partículas sólidas em suspensão, além de vapor de água.

EXPERIMENTO

Propriedades dos gases

Parte 1: O gás exerce pressão?

Material necessário

- 1 garrafa PET vazia, limpa e seca, com tampa de rosca
- 1 prego
- 1 panela ou tigela funda
- 1 jarra
- água



Fotos: Shutterstock/Glow Images

Como fazer

Cuidadosamente faça um furo na base da garrafa PET com o prego. Coloque água dentro da panela. Coloque a garrafa dentro da panela com água. Com a ajuda da jarra, coloque água dentro da garrafa e feche-a com a tampa. Levante a garrafa retirando-a da panela, segurando pelo gargalo. O que você observa? Cuidadosamente, abra a tampa da garrafa. E agora, o que acontece?

Parte 2: O gás ocupa espaço?

Material necessário

- 1 copo
- 1 folha de papel
- 1 panela ou tigela funda (mais alta que o copo)
- água



Como fazer

Amasse a folha de papel e coloque-a bem no fundo do copo. Vire o copo de cabeça para baixo para ter certeza de que o papel não vai cair. Encha a panela ou a tigela com água. Vire o copo de cabeça para baixo novamente e, mantendo-o na posição vertical, empurre-o para dentro da panela de água. Aguarde alguns instantes e retire o copo. O que ocorreu com o papel?

Parte 3: O gás expande e contrai?

Material necessário

- 1 garrafa PET transparente, vazia, limpa e seca
- 1 balão (bexiga) de aniversário
- 2 tigelas ou vasilhas fundas, uma com água quente e outra com água gelada



Como fazer

Encaixe o balão de aniverário na boca da garrafa PET. Coloque a garrafa PET com o balão dentro da tigela com água quente. Espere alguns minutos. O que acontece? Em seguida coloque o sistema garrafa-balão dentro da tigela com água gelada. O que ocorre agora?

Investigue

1. Como você explica o resultado da parte 1 do nosso experimento? Por que o comportamento da água dentro da garrafa muda quando abrimos a tampa?
2. Como você explica o que ocorreu com o papel dentro do copo quando ele é colocado de cabeça para baixo dentro da tigela com água?
3. Como você explica os fenômenos observados na parte 3 do nosso experimento? Por que eles ocorrem dessa maneira?
4. Proponha um experimento por meio do qual seja possível verificar se os gases possuem massa ou não.

Há muito tempo o comportamento dos gases fascina e intriga as pessoas. Justamente por não podermos ver as partículas de um gás, temos que imaginar como elas se comportam.

Por que as partículas de gás não se depositam no solo pela ação da gravidade?

Os cientistas admitiram que todo gás é formado por partículas minúsculas que se movimentam velozmente, de modo livre e desordenado. Esse movimento é denominado agitação térmica, porque depende diretamente da temperatura do gás. Por exemplo, a velocidade média das partículas dos gases existentes no ar atmosférico, em condições ambientes (25 °C e 1 atm), é da ordem de 1 400 km/h.

Por que os gases podem ser comprimidos e por que se expandem e se contraem com a variação da temperatura?

Tente responder a essa pergunta. Proponha um modelo que possa explicar por que os gases geralmente têm baixa densidade, misturam-se homogeneamente uns com os outros, podem ser facilmente comprimidos e expandem-se espontaneamente, dilatando-se ao absorver calor, por exemplo. E então, conseguiu?

O que os cientistas admitiram é que as partículas de um gás estão muito afastadas umas das outras, e o espaço que elas ocupam é desprezível em relação ao espaço "vazio" que existe entre elas. Desse modo, a atração que as partículas de um gás ideal exercem umas sobre as outras também é desprezível; o movimento de uma partícula praticamente não interfere diretamente no movimento de outra.

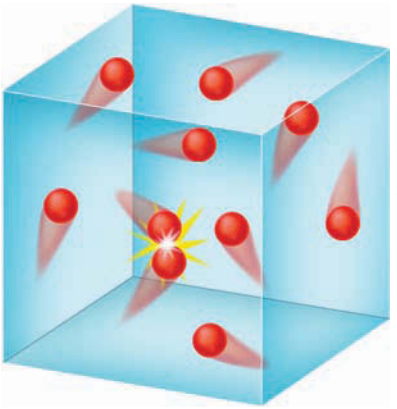
Por que um gás exerce pressão uniforme nas paredes do recipiente que o contém?

Para explicar essa observação, os cientistas admitiram que as partículas de um gás movem-se ao acaso, segundo trajetórias retilíneas que só são interrompidas quando elas colidem umas com as outras ou contra as paredes do recipiente que as contém. A pressão exercida por um gás dentro de um recipiente resulta justamente dos choques das partículas contra as paredes, que ocorrem de forma perfeitamente elástica, sem variação da energia mecânica total (considerando que não haja diferença de temperatura entre o gás e o meio externo, pois nesse caso as moléculas do gás poderiam perder ou ganhar energia cinética).

O choque que ocorre entre duas partículas do gás é também perfeitamente elástico, isto é, a energia mecânica total de duas partículas que colidem permanece inalterada, embora uma partícula possa perder energia para outra durante a colisão.

Note que, estando em movimento contínuo, as partículas de um gás possuem uma energia cinética (E_C) que depende da massa (m) e da velocidade (v) das partículas:

$$E_C = \frac{1}{2} \cdot m \cdot v^2$$



Luis Moura/Arquivo da editora

Modelo do comportamento do gás hipotético X

A ilustração está fora de escala. Cores fantasia.

CONTEÚDO DIGITAL

Por volta de 1880, o químico irlandês Thomas Andrews (1813-1885) demonstrou a existência de uma temperatura crítica, característica de cada espécie de matéria, acima da qual é impossível fazê-la mudar do estado gasoso para o estado líquido apenas por aumento de pressão, qualquer que seja a pressão exercida sobre ela. Nessa situação, a única forma de promover a mudança de estado é diminuir a temperatura.

Essa temperatura crítica diferencia os conceitos de **vapor** e **gás**.

- A matéria está no estado de vapor quando sua temperatura está abaixo da temperatura crítica.
- A matéria está no estado gasoso quando sua temperatura está acima da temperatura crítica.

Por exemplo, em temperaturas acima de 374 °C (temperatura crítica da água), não é mais possível liquefazer a água apenas por aumento de pressão: acima dessa temperatura a água é um gás.

Volume

A Iupac adota o Sistema Internacional de Unidades (SI): o volume é expresso em metros cúbicos (m^3).

Os fatores de conversão são:

$1\ m^3 = 1\ 000\ L$ (ou $10^3\ L$)
$1\ L = 1\ 000\ mL$ (ou $10^3\ mL$)
$1\ m^3 = 1\ 000\ 000\ mL$ (ou $10^6\ mL$)

Pressão

A Iupac e o SI adotam o pascal, Pa, como unidade de pressão, e: 1 pascal é a pressão exercida por uma força de 1 newton, uniformemente distribuída sobre uma superfície plana de 1 metro quadrado de área, perpendicular à direção da força.

A pressão em pascal, Pa, é expressa em:

$Pa = N/m^2$ ou $Pa = N \cdot m^{-2}$

O pascal, porém, é uma unidade de pressão relativamente pequena; por exemplo, a pressão de 1 Pa equivale aproximadamente àquela que uma camada fina de manteiga exerce sobre uma fatia de pão. Por isso é preferível trabalhar em kPa (quilopascal).

$1\ kPa = 10^3\ Pa$
$1\ kPa = 7{,}5\ mmHg$
$1kPa = 9{,}87 \cdot 10^{-3}\ atm$
$1\ atm = 760\ mmHg$

Temperatura

No Brasil a unidade de temperatura mais adotada é o grau Celsius, simbolizado por °C. Em Química utiliza-se o kelvin, K, denominada temperatura termodinâmica ou absoluta, que é adotada pelo Sistema Internacional de Unidades e, portanto, pela Iupac.

A variação de temperatura de 1 °C é igual à variação de 1 K.

Os fatores de conversão são:

$T/K = t/°C + 273{,}15$
$t/°C = T/K - 273{,}15$

Mesmo considerando um único elemento ou uma única substância, de modo que todas as partículas tenham a mesma massa, a velocidade (e a energia cinética) de uma partícula específica pode ser diferente da de outra partícula em dado instante.

Por isso, define-se para as partículas de um gás uma **velocidade média** e uma **energia cinética média**. Essa energia cinética média é diretamente proporcional à temperatura termodinâmica do gás (T).

$E_C = k \cdot T$ (em que k é uma constante de proporcionalidade)

Logo, podemos admitir o seguinte modelo de comportamento para um **gás ideal**:

- O volume que um gás ideal ocupa é igual ao volume do recipiente que o contém. O volume das partículas é desprezível em relação ao volume do recipiente.
- A pressão que o gás exerce é o resultado das colisões das partículas do gás contra as paredes do recipiente que o contém; essas colisões ocorrem sem variação da energia mecânica total (desde que o gás esteja em equilíbrio térmico com o meio externo).
- A temperatura termodinâmica (T) é diretamente proporcional à energia cinética média das partículas que constituem o gás.

Observe que **a energia cinética depende da massa do gás e a temperatura não depende**.

Note que esse modelo de comportamento proposto pela teoria do gás ideal afasta-se sensivelmente daquele observado na prática para um gás real em condições de pressão muito alta e/ou temperatura muito baixa. Nessas condições, o volume do gás diminui bastante, e as partículas ficam mais próximas, passando a interferir uma no movimento da outra, sofrendo **forças de atração intermolecular** (que no modelo de gás ideal são consideradas desprezíveis).

Assim, concluímos que o comportamento de um gás real se aproxima progressivamente do modelo estabelecido para o gás ideal à medida que **a pressão diminui e a temperatura aumenta**, condições que propiciam um grande afastamento entre as partículas (gás rarefeito), de modo que a presença de uma partícula não afete o movimento da outra. Tudo o que veremos sobre o comportamento dos gases baseia-se no modelo da teoria do **gás ideal**.

Com base nesse modelo, você já consegue responder, por exemplo, à pergunta: como o ar dentro dos pneus consegue "sustentar" o peso de um carro?

Dentro do pneu de um automóvel, o choque das partículas dos gases contra as paredes internas do pneu (que ocorre igualmente em todas as direções) é que o mantém cheio por igual (sem deformações). Logo, o ar dentro dos pneus exerce uma determinada pressão interna. O fabricante do veículo indica a pressão necessária em cada pneu, de modo que, no total, os quatro pneus juntos exerçam uma pressão igual à do peso do carro (lembre-se de que o peso é uma força).

Dessa forma, o ar dentro dos pneus consegue "sustentar" o peso do veículo.

2 Mudanças de estado

Sabemos que o **estado de um gás** fica definido quando conhecemos os valores exatos de seu **volume**, de sua **pressão** e de sua **temperatura**. Se houver qualquer alteração em pelo menos uma dessas três variáveis, dizemos que o gás sofreu uma mudança ou transformação de estado.

Um recipiente que contém um gás cujo comportamento está sendo investigado é considerado um **sistema**. Os limites que definem o espaço de um sistema, separando-o do restante do Universo, podem ser denominados **fronteiras** do sistema. Já o meio ambiente imediatamente próximo às fronteiras do sistema é denominado vizinhança.

Um sistema pode ser classificado como:

- **Isolado**: todo sistema que não permite troca de massa ou de calor com o meio ambiente.
- **Fechado**: todo sistema que não permite troca de massa, mas permite troca de calor com o meio ambiente.
- **Aberto**: todo sistema que permite troca de massa e de calor com o meio ambiente.

Nas transformações de estado que ocorrem em **sistemas fechados**, o número de partículas do gás contido no sistema é sempre constante, não importando a variação que ocorra com a pressão, o volume ou a temperatura.

Para estudar como as variáveis de estado se inter-relacionam em sistemas fechados, os cientistas mantiveram uma delas constante e observaram a variação das outras duas.

O resultado desse estudo foi estabelecido experimentalmente, mas é possível acompanhar o que ocorre por meio de ilustrações, como as que apresentaremos ao longo deste capítulo.

Observa-se experimentalmente que, em um sistema fechado, se o volume e a temperatura forem mantidos constantes, ocorre uma relação de dependência entre o número de partículas e a pressão: quanto maior o número de partículas do gás, maior a pressão exercida no recipiente e vice-versa. Já quando ocorre uma transformação de estado em um sistema aberto, a quantidade de matéria (número de mols de partículas do gás) dentro do recipiente varia conforme a temperatura do sistema, pois nesse caso seu volume é constante (igual ao volume do recipiente), e a pressão também pode ser considerada constante (igual à pressão atmosférica local).

Transformação isotérmica: P × V

As transformações isotérmicas (*iso* significa 'igual') são aquelas que ocorrem à **temperatura constante**.

Nesse tipo de transformação é possível verificar como a pressão e o volume se inter-relacionam.

Consiga uma seringa de injeção (sem agulha) de 10 mL de capacidade (na realidade, um êmbolo) e puxe a haste da seringa até a marca de 10 mL. Coloque o dedo na extremidade da seringa e empurre a haste com a outra mão até a marca de 5 mL. O que ocorreu com a pressão do gás?

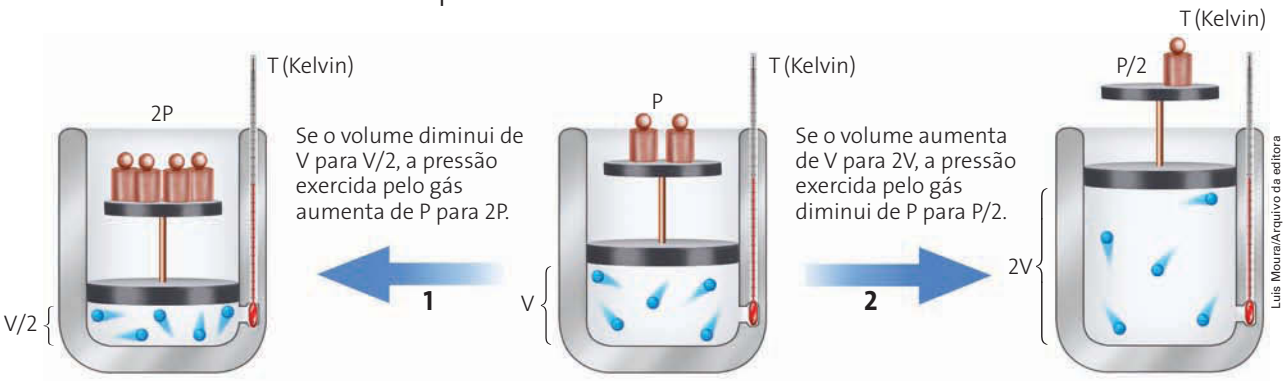
É claro que, para termos dados científicos a respeito de um fenômeno, é necessário trabalhar em condições controladas, com equipamentos precisos, mas esse pequeno experimento consegue dar uma ideia de que, à medida que tentamos diminuir o volume ocupado pelo gás (sob temperatura constante), sua pressão aumenta na mesma proporção.

Observa-se experimentalmente que:

1. Diminuindo-se o volume (V) de um sistema pela metade (V/2), a pressão (P) exercida pelo gás no sistema dobra (2P).
2. Aumentando-se o volume (V) de um sistema para o dobro (2V), a pressão (P) exercida pelo gás no sistema diminui pela metade (P/2).

Alguns estudiosos da história da Química defendem a ideia de que a Química não se originou da Alquimia, mas surgiu como um movimento diferenciado, a partir do século XVII, com Robert Boyle e seus estudos de base mecanicista (em que um dos princípios fundamentais é negar qualquer explicação mágica para os fenômenos naturais).
Os trabalhos de Boyle sobre o conceito de elemento, bem como uma severa crítica às concepções dos alquimistas e aos ensinamentos referentes à transmutação dos metais, resultaram na sua obra mais famosa: *The Sceptical Chymist* (O químico cético), livro publicado em 1661.
Em 1662, publicou uma segunda edição de *New Experiments* (Novos experimentos), na qual divulgou a conclusão de seus trabalhos com a bomba de vácuo, que culminou na lei de Boyle.

Considere o sistema ilustrado a seguir dotado de um êmbolo que pode se deslocar sem atrito.



As ilustrações estão fora de escala. Cores fantasia.

Essa constatação experimental, conhecida como **lei de Boyle-Mariotte**, foi determinada em 1662 por Robert Boyle (1627-1691), na Inglaterra. Em 1676, o físico francês Edme Mariotte (1620-1684) repetiu o mesmo experimento e o divulgou na França, lembrando que ele já havia sido feito catorze anos antes por Boyle. A lei de Boyle-Mariotte pode ser enunciada da seguinte maneira:

> Em um sistema fechado em que a temperatura é mantida constante, verifica-se que determinada massa de gás ocupa um volume inversamente proporcional a sua pressão.

Matematicamente, quando duas grandezas variam numa mesma proporção inversa (são inversamente proporcionais), o produto entre elas é uma constante.

$P \cdot V = k$ (k é uma constante de proporcionalidade)

Simbolizando por **i** o estado inicial do gás ideal (antes da transformação de estado) e por **f** seu estado final, podemos escrever:

$$P_i \cdot V_i = P_f \cdot V_f$$

Se uma dessas grandezas aumenta, a outra deve diminuir na mesma proporção (e vice-versa) para que o produto permaneça constante.

Os dados nas tabelas ao lado, por exemplo, mostram, primeiro de forma genérica e depois com um exemplo numérico, como ocorre a variação da pressão em função do volume para um gás ideal X, sob temperatura constante.

Experimente construir um gráfico com os valores de uma dessas tabelas. O aspecto final será o mesmo.

Coloque os valores de P no eixo **y** (ordenada) e os valores de V no eixo **x** (abscissa). Marque no gráfico (com um pequeno círculo) os pontos em que os valores de P e V de cada linha da tabela se encontram.

Faça agora a interpolação dos pontos, ou seja, trace uma curva que represente a tendência média dos pontos (como se trata de um gás ideal, será possível unir diretamente um ponto ao outro).

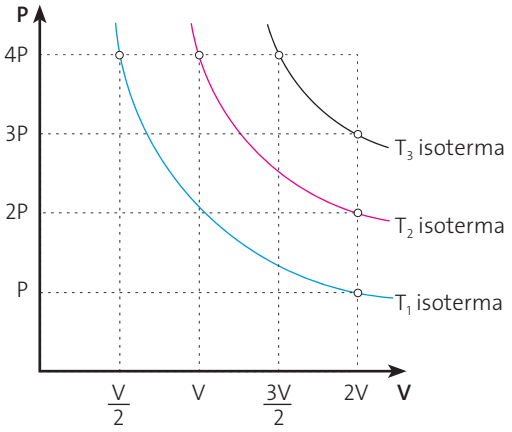
Você sabe qual o nome da curva obtida? Trata-se de uma isoterma.

Pressão × volume para o gás X

Pressão	Volume
4P	V/2
2P	V
P	2V
P/2	4V

Pressão × volume para o gás X

Pressão/atm	Volume/L
8	1
4	2
2	4
1	8



Observe o seguinte exemplo:

Considere que um recipiente com êmbolo móvel, capaz de deslizar sem atrito, contém 20 litros de $O_2(g)$ sob pressão de 160 kPa a 298 K.

Que volume o gás passará a ocupar se a pressão for reduzida para 80 kPa nessa mesma temperatura?

Resolução:

$P_i = 160$ kPa; $V_i = 20$ L; $P_f = 80$ kPa; $V_f = ?$

$P_i \cdot V_i = P_f \cdot V_f \Rightarrow 160 \cdot 20 = 80 \cdot V_f$

$$V_f = \frac{160 \cdot 20}{80} \Rightarrow V_f = 40 \text{ L}$$

Questões

ATENÇÃO! Não escreva no seu livro!

1. (Fuvest-SP) São propriedades de qualquer substância no estado gasoso:

I. Ocupar toda a capacidade do recipiente que a contém.

II. Apresentar densidade bastante inferior à do líquido obtido pela sua condensação.

Para ilustrar essas propriedades, utilizou-se um liquidificador em cujo copo foram colocadas algumas esferas leves, pequenas e inquebráveis. Explique como esse modelo pode ilustrar as propriedades I e II.

2. (Fuvest-SP) A tabela a seguir contém dados sobre o comportamento pressão-volume de 1 mol de amônia a 25 °C. Esboce um gráfico com esses dados e justifique por que o volume se manteve constante acima de 9,9 atm.

Pressão/atm	**Volume/**L
2,0	12
4,0	6,0
8,0	2,9
9,9	2,4
10	0,0020
11	0,0020
13	0,0020

(Represente pressões na abscissa e volumes na ordenada.)

3. A seguir são fornecidas três tabelas com os dados da variação de pressão em função do volume a que um gás X foi submetido, sob temperatura constante:

P/atm	16	8	4
V/L	2	4	8

P/atm	16	12	8
V/L	4	5,3	8

P/atm	16	14	12
V/L	6	6,9	8

Em um mesmo gráfico de P (na ordenada) e V (na abscissa), construa as três curvas, uma para cada situação à qual o gás X foi submetido. Indique em qual delas a temperatura do gás X era maior. Por quê?

4. Considere um recipiente com êmbolo móvel contendo um determinado volume de gás nitrogênio sob pressão de 100 kPa, na temperatura de 25 °C.

Observou-se que, diminuindo-se a pressão do gás para 70 kPa, mantendo-se a temperatura constante, o gás passou a ocupar um volume igual a 20 L. Qual o volume ocupado pelo gás na situação inicial?

Fotos: Sérgio Dotta/Arquivo da editora



Garrafa PET imersa na água quente. Se a temperatura aumenta, o volume ocupado pelo ar no balão aumenta.



Garrafa PET imersa na água gelada. Se a temperatura diminui, o volume ocupado pelo ar no balão diminui.

Transformação isobárica: V × T

As transformações isobáricas são aquelas que ocorrem à **pressão constante**. Em geral, as transformações realizadas em ambiente aberto são consideradas isobáricas, pois nesse caso foram feitas sob pressão atmosférica constante (desde que em intervalos de tempo relativamente curtos ou em ambientes controlados).

Em uma transformação isobárica é possível verificar como o volume e a temperatura se inter-relacionam.

Se você fez a parte 3 do experimento da página 14, já conhece uma transformação isobárica (afinal, a pressão atmosférica local deve ter se mantido constante durante o tempo do experimento, certo?).

Então, o que ocorreu com o ar dentro do sistema (garrafa PET + balão ou bexiga) quando a temperatura aumentou, ou seja, quando você colocou a garrafa PET dentro da tigela de água quente? O ar se expandiu, isto é, passou a ocupar um volume maior, enchendo parcialmente o balão.

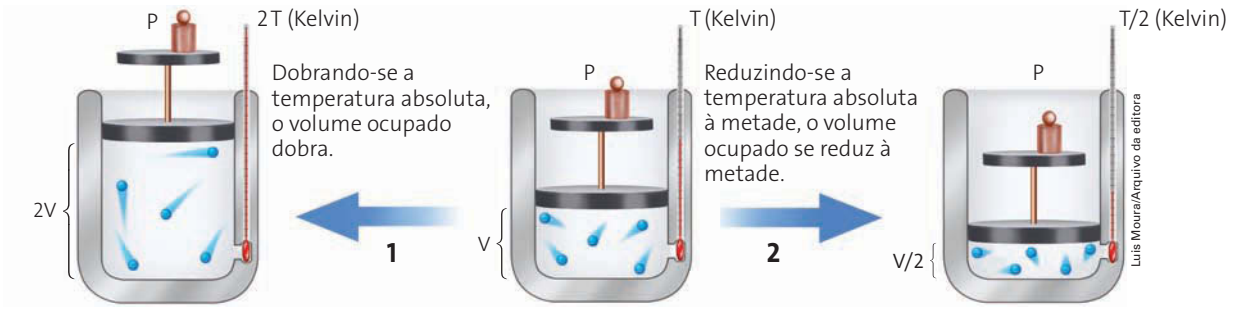
E, em seguida, quando você colocou a garrafa PET dentro da tigela com água gelada, diminuindo a temperatura do sistema, o que aconteceu? O ar se contraiu e passou a ocupar um volume menor, esvaziando parcialmente o balão.

É possível mensurar por meio de experimentos um pouco mais sofisticados qual a exata relação entre a variação da temperatura e a variação do volume, sob pressão constante. Nesse caso, observa-se experimentalmente que, para um gás ideal:

1. Dobrando-se a temperatura termodinâmica (de T para 2T), o volume ocupado dobra (de V para 2V).

2. Reduzindo-se a temperatura termodinâmica à metade (de T para T/2), o volume ocupado se reduz à metade (de V para V/2).

Considere o sistema ilustrado a seguir dotado de um êmbolo que pode ser deslocado sem atrito.



As ilustrações estão fora de escala. Cores fantasia.

Essa constatação experimental, conhecida como **primeira lei de Charles e Gay-Lussac**, foi determinada paralelamente pelo químico francês Joseph Louis Gay-Lussac (1778-1850) e pelo físico francês Jacques Alexandre César Charles (1746-1823), e pode ser enunciada da seguinte maneira:

$$\frac{V}{T} = k \text{ (constante de proporcionalidade)}$$

Em um sistema sob pressão constante, verifica-se que o volume ocupado por determinada massa de gás é diretamente proporcional à sua temperatura termodinâmica.

Matematicamente, quando duas grandezas variam numa mesma proporção direta (são diretamente proporcionais), o quociente entre elas é uma constante (k).

Simbolizando por **i** o estado inicial do gás ideal (antes da transformação de estado) e por **f** seu estado final, podemos escrever:

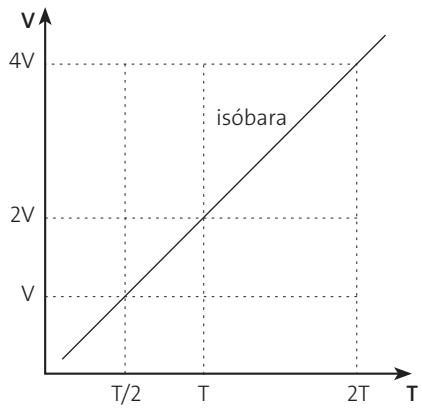
$$\frac{V_i}{T_i} = \frac{V_f}{T_f}$$

Observe que, se uma dessas grandezas aumenta, a outra deve aumentar na mesma proporção (e vice-versa) para que o quociente entre elas permaneça constante.

E qual o aspecto do gráfico que relaciona duas grandezas diretamente proporcionais?

Os dados nas tabelas ao lado, por exemplo, mostram, primeiro de forma genérica e depois com um exemplo numérico, como ocorre a variação da temperatura em função do volume para um gás ideal X, sob pressão constante. Experimente construir esse gráfico com os valores fornecidos em uma das tabelas (genéricos ou numéricos). Para ambos os casos, o aspecto final será o mesmo. Coloque os valores de V no eixo **y** (ordenada) e os valores de T no eixo **x** (abscissa). Faça a interpolação dos pontos em que os valores de V e T de cada linha da tabela se encontram e depois una os pontos (isso é possível porque se trata de um gás ideal).

Você sabe qual o nome da curva obtida? Trata-se de uma isóbara.



Observe o seguinte exemplo:

Considere um recipiente fechado, dotado de um êmbolo que pode se deslocar sem atrito, com nitrogênio gasoso, $N_2(g)$, ocupando inicialmente um volume de 9 L na temperatura de 25 °C e sob uma pressão de 210 kPa. Mantendo-se a pressão constante e aumentando-se a temperatura para 174 °C, qual o valor do volume que passa a ser ocupado pelo gás nessa mesma temperatura?

Jacques Alexandre César Charles foi pioneiro em usar $H_2(g)$ para encher balões aerostáticos e a subir nesses balões, atingindo 1600 metros de altura. Charles descobriu que todas as substâncias em estado gasoso obedecem a um mesmo princípio: cada vez que sua temperatura é aumentada em 1 °C, todas elas sofrem um aumento de volume equivalente a 1/273,15 de seu volume a 0 °C. Isso o levou a concluir que, à temperatura de –273,15 °C, o volume de qualquer gás se anularia. Porém não publicou sua teoria, que só foi levada a conhecimento público cinco anos depois (1802), por Joseph Louis Gay-Lussac (1778-1850).

Volume × temperatura para o gás X

Volume	Temperatura
V	T/2
2V	T
4V	2T
8V	4T

Volume × temperatura para o gás X

Volume/L	Temperatura/ °C
1	0,5
2	1
4	2
8	4

Resolução:

O volume que o gás ideal ocupa é diretamente proporcional a sua temperatura termodinâmica. Desse modo, antes de iniciar qualquer cálculo, temos que converter os dados fornecidos para kelvin.

$T/K = t/°C + 273{,}15$ ou podemos aproximar: $T/K = t/°C + 273$

$T/K = 25 + 273 \Rightarrow T/K = 298$ (temperatura inicial)

$T/K = 174 + 273 \Rightarrow T/K = 447$ (temperatura final)

$$\frac{V_i}{T_i} = \frac{V_f}{T_f} \Rightarrow \frac{9}{298} = \frac{V_f}{447} \Rightarrow V_f = \frac{447 \cdot 9}{298}$$

$V_f = 13{,}5\ L$

Questões

5. Um cilindro fechado, dotado de um êmbolo que pode se deslocar sem atrito, contém inicialmente gás nitrogênio ocupando um volume igual a 180 cm^3, sob pressão de 150 000 Pa, a 27 °C.

a) A que temperatura em °C o gás deve ser levado para que seu volume se reduza para 120 cm^3, mantendo-se a pressão constante?

b) Esboce o gráfico dessa transformação.

6. Considere um recipiente fechado, dotado de um êmbolo que pode se deslocar sem atrito, com $CH_4(g)$ ocupando um volume de 12 L sob determinada temperatura, a 1,5 atm de pressão. Mantendo-se a pressão constante, observou-se que o gás metano passou a ocupar um volume de 15 L na temperatura de 80 °C. Qual o valor da temperatura inicial do gás em °C?

7. Em relação aos gráficos de transformações isobáricas, responda:

a) Como você interpretaria um gráfico de V × T que apresentasse uma reta paralela ao eixo **x**?

b) Como você interpretaria um gráfico de V × T que apresentasse uma reta paralela ao eixo **y**?

c) Esses gráficos ilustram o comportamento de um gás ideal? Por quê?

8. (Unemat-MT) O gás oxigênio utilizado em hospitais é armazenado em cilindros com volume de 60 L e pressão de 150 atm. Se considerarmos a temperatura constante, pode-se afirmar que o volume ocupado pelo gás oxigênio sob pressão de 760 mmHg é:

X a) 9 000 L c) 59,21 e) 1 900 L

b) 24 L d) 0,4 L

Transformação isocórica: P × T

As transformações isocóricas (também denominadas isométricas ou isovolumétricas) são aquelas que ocorrem a volume constante.

São as transformações que mais encontram aplicações práticas, como nas embalagens *spray*.

O *spray* é um aerossol líquido – dispersão coloidal* na qual o dispergente se encontra no estado gasoso e o disperso, no estado líquido. Na embalagem *spray*, o dispergente gasoso é denominado **propelente**, e o disperso líquido é uma mistura que contém o(s) ingrediente(s) ativo(s) do produto.

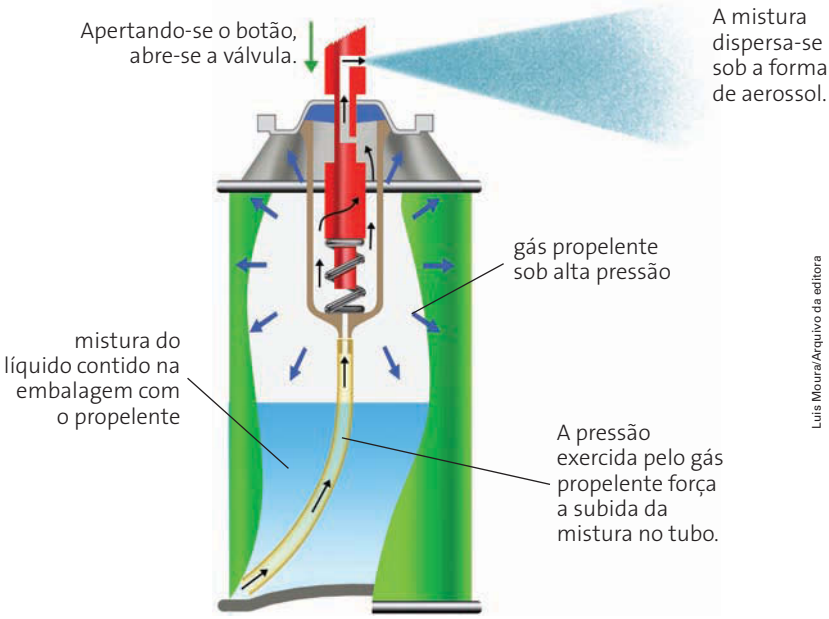
Há alguns anos os propelentes mais utilizados eram os gases CFC-11 ($CC\ell_3F$, triclorofluormetano) e CFC-12 ($CC\ell_2F_2$, diclorodifluormetano).

Vários estudos, porém, indicaram que esses gases destroem a camada de ozônio, $O_3(g)$, que protege a Terra das radiações ultravioleta emitidas pelo Sol, e seu uso ficou restrito a alguns produtos farmacêuticos, como os *sprays* para asma.

* Em uma dispersão coloidal, o material que constitui o disperso pode ser dividido em partículas que apresentam diâmetro médio variando entre 1 nm e 100 nm. Só podem ser observadas em um ultramicroscópio e só sedimentam pela ação de uma ultracentrífuga. Exemplos comuns: sangue, leite, maionese.

Atualmente, a maioria dos *sprays* utiliza os gases propano, $C_3H_8(g)$, e butano, $C_4H_{10}(g)$, sozinhos ou misturados, como **propelente**, palavra que está relacionada ao ato de impelir para diante ou projetar para a frente. As principais características de um gás propelente é: ser inerte (não reagir com nenhuma das substâncias da fórmula) e ter baixo ponto de ebulição (sob pressão de 1 atm, o propano possui ponto de ebulição igual a −42 °C e o butano tem ponto de ebulição igual a −0,6 °C).

A embalagem *spray* funciona da seguinte maneira:



Luis Moura/Arquivo da editora

A ilustração está fora de escala. Cores fantasia.

Vimos no volume 1 que o aumento de pressão provoca aumento na temperatura de ebulição da substância e vice-versa.

Dentro da embalagem, esses gases são mantidos parcialmente no estado líquido por estarem submetidos a uma pressão superior à atmosférica. Essa pressão provoca a subida do líquido contido na embalagem *spray* através do tubo ilustrado no esquema acima. Em contato com a pressão atmosférica exterior, mais baixa, o propano e o butano passam para o estado de vapor, dispersando a mistura sob a forma de um vapor fino, o aerossol líquido.

E, afinal, por que não podemos aquecer ou incinerar nenhuma embalagem de aerossol (*spray*)?

Por causa do risco de explosão. O aumento da temperatura pode causar um aumento na pressão do gás. Mesmo que o frasco pareça vazio – observe que o volume da embalagem é constante –, se a pressão interna do gás aumentar acima do limite de resistência do material, a embalagem explodirá, lançando estilhaços para todos os lados.

Por meio de experimentos feitos em condições controladas é possível concluir qual a relação entre a variação da pressão e da temperatura para um gás ideal, como veremos a seguir.

Observa-se experimentalmente que:

1. Dobrando-se a temperatura termodinâmica do sistema (de T para 2T), a pressão exercida pelo gás dobra (de P para 2P).

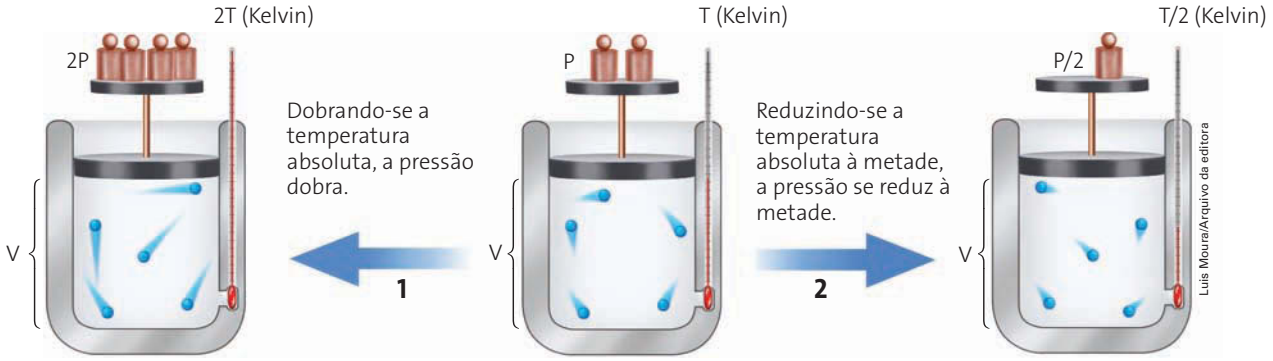
Com o que aprendemos sobre aerossóis e embalagens *spray*, você já sabe responder se as nuvens, por não terem forma definida, nem volume constante, são "feitas" de gás?
Provavelmente você já percebeu: as nuvens não são "feitas" de gás. Elas são aerossóis – exatamente como os das embalagens *spray* – formados por gotículas de água no estado líquido e, em alguns casos (como nas nuvens de tempestade), de pedacinhos de gelo em suspensão, dispersos no ar atmosférico.

Por lei, o rótulo da embalagem de qualquer produto *spray* deve trazer a advertência:

Cuidado: conteúdo sob pressão; o tubo, mesmo vazio, não deve ser perfurado, não o use ou o guarde em local quente, próximo à chama ou exposto ao sol. Nunca ponha essa embalagem no fogo ou no incinerador. Guarde-a em ambiente fresco ou ventilado.

2. Reduzindo-se a temperatura termodinâmica do sistema pela metade (de T para T/2), a pressão exercida pelo gás se reduz à metade (de P para P/2).

Considere o sistema ilustrado a seguir, dotado de um êmbolo que, neste caso, foi fixado em determinada posição.



As ilustrações estão fora de escala. Cores fantasia.

Essa constatação experimental é conhecida como segunda **lei de Charles e Gay-Lussac** e pode ser enunciada da seguinte maneira:

> Em um sistema fechado em que o volume é mantido constante, verifica-se que a pressão exercida por determinada massa de gás é diretamente proporcional à sua temperatura termodinâmica.

Matematicamente, podemos escrever:

$$\frac{P}{T} = k \text{ (constante de proporcionalidade)}$$

A relação acima foi determinada por Charles quinze anos antes de ser determinada por Gay-Lussac, mas como os trabalhos foram concluídos independentemente a lei é atualmente atribuída a ambos.

Simbolizando por **i** o estado inicial do gás ideal e por **f** seu estado final, temos:

$$\frac{P_i}{T_i} = \frac{P_f}{T_f}$$

Observe que, se uma dessas grandezas aumenta, a outra deve aumentar na mesma proporção (e vice-versa) para que o quociente entre elas permaneça constante.

E qual o aspecto do gráfico que relaciona pressão e temperatura? Provavelmente você já sabe, mas não custa nada checar.

Os dados nas tabelas ao lado, por exemplo, mostram, primeiro de forma genérica e depois com um exemplo numérico, como ocorre a variação da pressão em função da temperatura para um gás ideal X, sob volume constante.

Experimente construir esse gráfico com os valores fornecidos em uma das tabelas. Coloque os valores de P no eixo **y** (ordenada) e os valores de T no eixo **x** (abscissa).

Faça a interpolação dos pontos em que os valores de P e T de cada linha da tabela se encontram e depois una os pontos (lembre-se de que isso é possível porque se trata de um gás ideal).

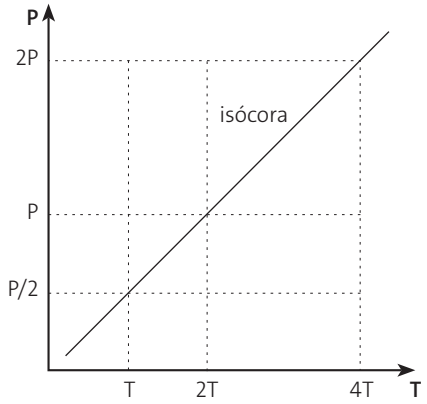
Volume × temperatura para o gás X

Pressão	Temperatura
4P	8T
2P	4T
P	2T
P/2	T

Volume × temperatura para o gás X

P/atm	**t/** °C
8	24
4	12
2	6
1	3

Você sabe qual é o nome da curva obtida? Trata-se de uma isócora.



Observe o seguinte exemplo:

(ITA-SP) A pressão total do ar no interior de um pneu era de 2,30 atm quando a temperatura do pneu era de 27 °C. Depois de ter rodado um certo tempo com este pneu, mediu-se novamente sua pressão e verificou-se que esta era agora de 2,53 atm. Supondo a variação de volume do pneu desprezível, a nova temperatura será:

Resolução:

$T/K = t/°C + 273 \Rightarrow T/K = 300$ (temperatura inicial)

$P_i = 2{,}30$ atm; $P_f = 2{,}53$ atm; $T_f = ?$

$$\frac{P_i}{T_i} = \frac{P_f}{T_f} \Rightarrow T_f = \frac{T_i \cdot P_f}{P_i} \Rightarrow T_f = \frac{300 \cdot 2{,}53}{2{,}30} \Rightarrow T_f = 330 \text{ K}$$

$t/°C = T/K - 273 \Rightarrow t/°C = 330 - 273 \Rightarrow t = 57 °C$

O que são ciclones e como se formam os furacões ou tufões?

CONTEÚDO DIGITAL

Sempre que os ventos giram em sentido circular dizemos que se formou um ciclone.

Nem todo ciclone pode ser classificado como furacão ou tufão, mas todo furacão ou tufão é necessariamente um ciclone.

Para entender esses fenômenos devemos observar que a formação dos ventos depende diretamente da variação da temperatura e da pressão que ocorre em diferentes zonas da atmosfera.

Sabemos que o Sol aquece a terra e os oceanos, e estes, por sua vez, aquecem uma massa de ar imediatamente próxima.

Quando a **temperatura** do ar **aumenta**, as moléculas dos gases que compõem a atmosfera ficam mais agitadas e tendem a se afastar umas das outras; ou seja, a densidade da massa de ar aquecida diminui (menos moléculas por unidade de volume). Com isso forma-se uma zona de **baixa pressão**.

Caso uma região vizinha (de terra ou de oceano) receba menos energia solar, a massa de ar ao seu redor ficará menos aquecida.

Quando a **temperatura** do ar é **menor**, as moléculas dos gases que compõem a atmosfera ficam menos agitadas e o ar fica mais denso (mais moléculas por unidade de volume). Assim, forma-se uma zona de **alta pressão**.



bartuchna@yahoo.pl/Shutterstock/Glow Images

Furacões ocorrem no oceano Atlântico, e tufões, sobre as águas do oceano Pacífico.

O ar da região de alta pressão (mais fria) desloca-se em direção à zona de baixa pressão (mais quente), originando o **vento**. Esse fenômeno tanto pode dar origem a ventos horizontais como a ventos verticais (ascendentes ou descencentes).

A ilustração a seguir mostra a formação de ventos verticais em uma região montanhosa e de ventos horizontais em uma região litorânea.

As ilustrações estão fora de escala. Cores fantasia.



Durante o dia, no litoral, os ventos sopram do oceano em direção ao continente.



Alex Argozino/Arquivo da editora

Durante a noite, no litoral, os ventos sopram do continente em direção ao oceano.

Furacões e tufões são ciclones acompanhados de fortes tempestades que se formam em regiões tropicais, necessariamente sobre os oceanos, quando suas águas se encontram aquecidas a temperaturas próximas de 27 °C até uma profundidade de cerca de 50 m. O aumento de temperatura da água faz com que ela evapore em grandes proporções, numa área de centenas de quilômetros. O vapor de água aquecido forma uma corrente ascendente, criando uma zona de baixa pressão para a qual o ar dos arredores, também aquecido, é arrastado.

Ao atingir uma altura de ≃7 km, essa corrente ascendente encontra o ar à temperatura mais baixa (mais frio) e o vapor de água se condensa (passa para o estado líquido) e começa a cair sob a forma de chuva. Esse processo libera calor e cria uma nova corrente ascendente e uma zona de baixa pressão que empurra a água condensada para cima. Ao alcançar uma altura de ≃15 km (denominada tropopausa), região da atmosfera onde a temperatura pode chegar a –55 °C, a água se solidifica (vira gelo) e a corrente para de subir.

O ar frio começa a descer pelas laterais, gerando ao redor da zona central de baixa pressão uma zona fria de alta pressão e, portanto, criando ventos muito fortes que começam a girar em um imenso redemoinho.

Geralmente, o furacão possui entre 450 km e 650 km de diâmetro. Em seu centro, conhecido por "olho da tempestade", onde predominam o ar aquecido e as zonas de baixas pressões, não há chuva, os ventos são brandos e o céu é praticamente limpo.

A intensidade de um furacão é medida na escala Saffir-Simpson, criada em 1969, e é dividida em cinco categorias. A mais forte pode criar ventos com velocidades de ≃250 km/h, ondas de até 5,5 m e inundações numa área de até 16 km da costa.

Observe que furacões e tornados são fenômenos distintos.

Os tornados também são ventos ciclônicos que giram com grande velocidade em volta de um centro de baixa pressão, porém são tormentas muito mais violentas que os furacões e podem se formar em qualquer lugar (oceano ou continente), mas geralmente possuem um tempo de vida mais curto, de alguns minutos até no máximo uma hora. Quando um tornado se forma sobre a água, ele é denominado tromba-d'água.

Em 27 de março de 2004 o Brasil foi atingido pela primeira vez por um furacão, o Catarina, que atingiu a cidade de Torres (SC), com ventos de 170 km/h, afetando mais de 1 milhão de pessoas e causando prejuízos superiores a R$ 850 milhões.

Uma parte significativa da energia solar que incide sobre oceanos e lagos durante o dia é absorvida pela água ou usada no processo de evaporação, de modo que o ar que se encontra sobre a água permanece relativamente frio. Já o ar sobre o continente ao redor permanece quente por causa do calor refletido pela terra. Esse ar quente sobe, fazendo com que a massa de ar frio que está sobre o oceano (ou lago) ocupe seu lugar. Assim, durante o dia, o vento tende a soprar da água para a terra.
À noite, a situação se inverte: como a água mantém por mais tempo o calor absorvido dos raios solares, o ar sobre a superfície da água mantém-se mais quente que o ar sobre o continente próximo e, assim, a tendência do vento é soprar da terra para a água.

O diâmetro dos tornados também é muito inferior ao de um furacão, variando entre 30 m até o máximo de 2,5 km.

Os tornados são medidos pela gravidade do estrago que eles causam, e não pelo seu tamanho físico (tornados grandes podem ser fracos, e tornados pequenos podem ser violentos). A tabela a seguir reproduz a Fujita-Pearson Tornado Intensity Scale ou Escala Fujita, que relaciona as velocidades dos ventos de tornados aos danos que causam.

Escala Fujita para tornados		
Classificação	**Ventos** (km/h)	**Danos**
F0	64-116	Leve
F1	117-180	Moderado
F2	181-253	Considerável
F3	254-332	Severo
F4	333-419	Devastador
F5	420-511	Imensurável

Estima-se que um tornado F5 tenha força de destruição semelhante à de uma bomba atômica.



David Mabe/Alamy/Other Images

Os tornados são mais comuns no Brasil. Em setembro de 2009 um tornado de cerca de 200 km/h atingiu três cidades de Santa Catarina, causando muita destruição e a morte de quatro pessoas.

Questões

9. (UFF-RJ) Num recipiente com 12,5 mL de capacidade está contida certa amostra gasosa cuja massa exercia uma pressão de 685 mmHg, à temperatura de 22 °C. Quando esse recipiente foi transportado com as mãos, sua temperatura elevou-se para 37 °C e a pressão em atm exercida pela massa gasosa passou a ser, aproximadamente:

a) 0,24 b) 0,48 X c) 0,95 d) 1,50 e) 2,00

10. (UPM-SP) Uma determinada massa fixa de gás contida num balão encontra-se inicialmente em CNTP.

Numa transformação isovolumétrica, sabendo-se que a pressão máxima interna permitida pelo balão é de 3,0 atm, se dobrarmos a temperatura absoluta inicial, a pressão final do gás e o efeito sobre o balão serão:

X a) 2,0 atm e o balão não estoura.
b) 1,5 atm e o balão não estoura.
c) 2,0 atm e o balão estoura.
d) 1,0 atm e o balão não estoura.
e) 3,0 atm e o balão estoura.

11. (Unicamp-SP) Uma garrafa de 1,5 litro, inicialmente aberta, indeformável e seca, foi fechada com uma tampa plástica. A pressão ambiente era de 1,0 atmosfera e a temperatura, de 27 °C. Em seguida, essa garrafa foi colocada ao sol e, após certo tempo, a temperatura em seu interior subiu para 57 °C e a tampa foi arremessada pelo efeito da pressão interna.

a) Que tipo de transformação de estado ocorreu com o gás dentro da garrafa?
b) Qual era a pressão no interior da garrafa no instante imediatamente anterior à expulsão da tampa plástica?
c) Qual é a pressão no interior da garrafa após a saída da tampa? Justifique.

12. (UFC-CE) Acidentes com botijões de gás de cozinha são noticiados com bastante frequência. Alguns deles ocorrem devido às más condições de industrialização (botijões defeituosos), e outros por uso inadequado. Dentre esses últimos, um dos mais conhecidos é o armazenamento dos botijões em locais muito quentes. Nessas condições, e assumindo a lei dos gases ideais, é correto afirmar que:

a) a pressão dos gases aumenta, e o seu número de mol diminui.
b) a pressão dos gases diminui, e o seu número de mol diminui.
X c) o número de mol permanece constante, e a pressão aumenta.
d) a pressão e o número de mol dos gases aumentam.
e) a pressão e o número de mol dos gases não são afetados pelo aumento de temperatura.

Exercícios de revisão

1.1 (UnB-DF) O estudo das propriedades macroscópicas dos gases permitiu o desenvolvimento da teoria cinético-molecular, a qual explica, em nível microscópico, o comportamento dos gases. A respeito dessa teoria, julgue os itens que se seguem:

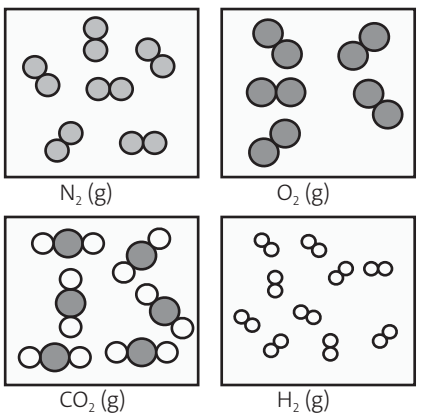
F 1) O comportamento dos gases está relacionado ao movimento uniforme e ordenado de suas moléculas.

V 2) A temperatura de um gás é uma medida da energia cinética de suas moléculas.

V 3) Os gases ideais não existem, pois são apenas modelos teóricos em que o volume das moléculas e suas interações são considerados desprezíveis.

V 4) A pressão de um gás dentro de um recipiente está associada às colisões das moléculas do gás com as paredes do recipiente.

1.2 (UEL-PR) Considerando os gases estomacais: nitrogênio, N_2, oxigênio, O_2, hidrogênio, H_2, e dióxido de carbono, CO_2, e observando a figura a seguir, quais deles estão sob a mesma temperatura e mesma pressão? O tamanho das moléculas dos gases não está em escala real, encontra-se ampliado em relação ao volume constante e igual do recipiente que as contém, para efeito de visualização e diferenciação das espécies.



a) N_2 e O_2 b) H_2 e N_2 c) O_2 e CO_2 d) O_2 e H_2 X e) CO_2 e N_2

1.3 (Vunesp-SP) No botijão de gás de cozinha (GLP), o combustível é mantido líquido sob alta pressão, devido à grande resistência das paredes que o envolvem. Ao abrir a válvula do botijão,

a) ocorre compressão e o combustível passa ao estado gasoso.
b) o combustível fica submetido a uma pressão maior e passa ao estado gasoso.
c) ocorre uma descompressão e o combustível continua no estado líquido.
X d) o combustível fica submetido a uma pressão menor e passa ao estado gasoso.
e) ocorre uma compressão e o combustível continua no estado líquido.

1.4 (UFPE) Uma lata de um *spray* qualquer foi utilizada até não mais liberar seu conteúdo. Neste momento, podemos dizer que:

a) a pressão de gases no interior da lata é zero. F
b) a pressão de gases no interior da lata é igual à pressão atmosférica. V
c) existe vácuo no interior da lata. F
d) ao aquecermos a lata, a pressão em seu interior não varia. F
e) ao aquecermos a lata e pressionarmos sua válvula, gases sairão novamente dela. V

Quais são as afirmativas verdadeiras? E as falsas?

1.5 (UFPI) Algumas canetas esferográficas têm um pequeno orifício no seu corpo principal. Marque a opção que indica o propósito deste orifício:

a) permitir a entrada de oxigênio que reage com a tinta.
b) impedir que a caneta estoure por excesso de pressão interna.
c) permitir a vazão de excesso de tinta.
d) evitar acúmulo de gases tóxicos no interior da caneta.
X e) equilibrar a pressão, a proporção que a tinta é usada.

1.6 (UFPE) Um vendedor de balões de gás na praia de Boa Viagem, no Recife, utiliza um cilindro de 60 L de hélio a 5 atm de pressão para encher os balões. A temperatura do ar é 30 °C, e o cilindro está em um local bem ventilado na sombra. No momento em que o vendedor não conseguir mais encher nenhum balão, qual o volume e a pressão do gás hélio restante no cilindro?

a) $V \simeq 0$ L; $p \simeq 0$ atm
b) $V = 22{,}4$ L; $p = 1$ atm
X c) $V = 60$ L; $p = 1$ atm
d) $V = 10$ L; $p = 5$ atm
e) $V = 60$ L; $p \simeq 0$ atm

1.7 (Unirio-RJ) Você brincou de encher, com ar, um balão de gás, na beira da praia, até um volume de 1 L e o fechou. Em seguida, subiu uma encosta próxima carregando o balão, até uma altitude de 900 m, onde a pressão atmosférica é 10% menor do que a pressão ao nível do mar. Considerando-se que a temperatura na praia e na encosta seja a mesma, o volume de ar no balão, em L, após a subida, será de:

a) 0,8 b) 0,9 c) 1,0 X d) 1,1 e) 1,2

1.8 (Unisa-SP) Um carro-tanque transportou gás cloro para uma estação de tratamento de água. Sabe-se que o volume do tanque contendo cloro era de 30 m^3 e a temperatura era mantida a 20 °C, para a pressão ser de 2 atm, e que na estação de tratamento de água esse cloro foi trans-

ferido para um reservatório de 50 m³, mantido a 293 K. Ao passar do carro-tanque para o reservatório, o gás sofreu uma transformação //////////////////// e a pressão do reservatório era ////////////////////.

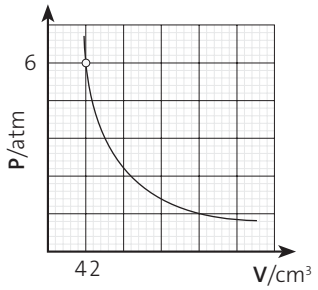
As lacunas são corretamente preenchidas, respectivamente, com os dados:

X a) isotérmica; 1,2 atm.
b) isométrica; 117 atm.
c) isobárica; 2 atm.
d) isocórica; 2 atm.
e) isovolumétrica; 1,2 atm.

1.9 (PUC-RJ) A cada 10 m de profundidade a pressão sobre um mergulhador aumenta de 1 atm com relação à pressão atmosférica. Sabendo-se disto, qual seria o volume de 1 litro de ar (comportando-se como um gás ideal) inspirado pelo mergulhador ao nível do mar, quando ele estivesse a 30 m de profundidade?

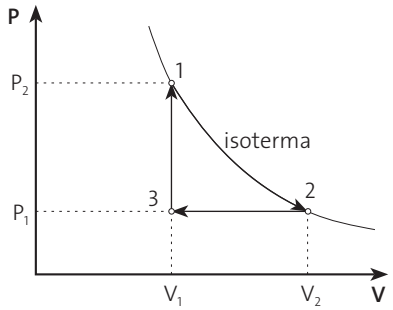
a) 3 L b) 4 L c) 25 mL X d) 250 mL e) 333 mL

1.10 (PUC-PR) Qual o volume ocupado, a 2 atm de pressão, por certa massa de gás ideal que sofre transformações isotérmicas conforme o gráfico?



a) 42 cm³
b) 14 cm³
c) 21 cm³
X d) 126 cm³
e) É impossível calcular, pois faltam dados.

1.11 (UnB-DF) Uma certa quantidade de gás ideal foi submetida às transformações 1 → 2, 2 → 3, 3 → 1 indicadas no diagrama P · V (P = pressão e V = volume).



Julgue os itens a seguir:

F 01. Na transformação de 1 para 2 a temperatura diminui.
V 02. Na transformação de 2 para 3 o gás sofre contração de volume.
F 03. Na transformação de 3 para 1 a temperatura permanece constante.
F 04. Nos pontos 1, 2 e 3 as temperaturas são iguais.
V 05. Na transformação 3 para 1 a pressão aumenta e o volume permanece constante.
V 06. Na transformação de 1 para 2 o gás sofre expansão.

1.12 Os balões meteorológicos carregam um pequeno aparelho que transmite informações sobre umidade relativa do ar, temperatura e altitude. Numa altitude de aproximadamente 30 km, eles explodem e o aparelho cai com o auxílio de um paraquedas com as informações obtidas. Entre 10 km e 20 km acima da superfície, a temperatura é praticamente constante.

a) Explique por que o balão explode.
b) Qual o nome da transformação que ocorre com o gás?

1.13 (Unirio-RJ) O uso do amoníaco, NH_3, nos cigarros aumenta o impacto e o efeito da nicotina. [...] "com esse estudo confirmamos o que antes desconfiávamos: as empresas manipulam a quantidade de amoníaco com o propósito de reforçar a nicotina, disse o deputado Henry Waxman (EUA)".

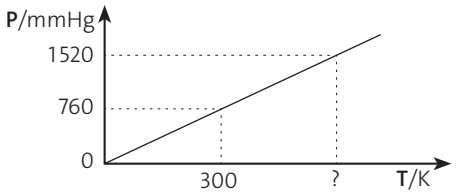
Jornal do Brasil, 31 de julho de 1997.

Suponha que uma amostra de cigarro contenha 5 mL de NH_3, a 27 °C. Se aquecermos o cigarro a 627 °C, mantendo a pressão constante, o volume de NH_3, em L, será de:

a) 150 b) 15 c) 0,15 X d) 0,015 e) 0,0015

1.14 (UnB-DF) Um volume igual a 30 mL de gás metano a 25 °C é aquecido a 35 °C, à pressão constante. Calcule o novo volume do gás. (Dado: T = t + 273)

1.15 (UEPG-PR) Um recipiente fechado de volume V contém determinada massa gasosa à temperatura de 27 °C, exercendo uma pressão de 760 mmHg. Após aquecimento, verificou-se que o novo valor da pressão era 2 atm. Supondo desprezível a variação de volume, a nova temperatura, em °C, do sistema será:



X a) 327 b) 540 c) 600 d) 273 e) 160

1.16 (Ufla-MG) A calibração dos pneus de um automóvel deve ser feita periodicamente. Sabe-se que o pneu deve ser calibrado a uma pressão de 30 lb/pol² em um dia quente, a uma temperatura de 27 °C. Supondo que o volume e o número de mol injetados são os mesmos, qual será a pressão de calibração (em atm) nos dias mais frios, em que a temperatura atinge 12 °C? Dado: 1 atm ≃ 15 lb/pol².

X a) 1,90 atm. b) 2,11 atm. c) 4,50 atm. d) 0,89 atm.

1.17 (PUC-RJ) Um pneu de bicicleta é calibrado a uma pressão de 4 atm em um dia frio, à temperatura de 7 °C. Supondo que o volume e a quantidade de gás injetada são os mesmos, qual será a pressão de calibração nos dias em que a temperatura atingir 37 °C?

a) 21,1 atm
X b) 4,4 atm
c) 0,9 atm
d) 760 mmHg
e) 2,2 atmm

CAPÍTULO 2

Equação geral dos gases

Saiu na Mídia!

Mudanças na umidade relativa do ar propiciam disseminação de doenças

"Terça-feira (8), após o feriado de 7 de setembro, o paulistano começa a semana debaixo de chuva. A umidade relativa do ar chega a cerca de 90% e com ela aumenta também a formação de gotículas de água carregadas com a poeira em suspensão, vírus e bactérias. [...]

'As gotículas ficam vaporizadas no ambiente e são inaladas, com isso aumenta o risco de infecções, sinusites, rinites, gripes, resfriados e pneumonias', explica o pneumologista Alex Macedo, da Universidade Federal de São Paulo (Unifesp).

Com o aumento da umidade do ar, a consequência mais direta é a queda da temperatura. Com isso, as pessoas tendem a se concentrar mais em locais fechados, o que contribui para a rápida disseminação de doenças.

Para as pessoas que já têm doenças pulmonares, como asma, enfisema e bronquite, o problema é pior. 'Para elas, a situação se agrava mais, pois o risco de contraírem essas infecções é maior e suas doenças acabam sendo exacerbadas', diz Macedo.

Apesar de não ser o principal agravante, o que popularmente é chamado de 'choque térmico' também não pode ser desconsiderado. 'A mudança brusca de temperatura leva a uma diminuição momentânea das defesas do corpo, principalmente das vias aéreas como a garganta', afirma o pneumologista.

As mudanças de temperatura e umidade do ar se tornaram comuns em São Paulo durante o inverno. No dia 15 de agosto, a cidade registrou o menor índice de umidade desde que ele começou a ser medido, em 1963. Os 10%, medidos por volta das 15h daquele dia, são compatíveis com a média observada no deserto do Saara.

A má notícia é que, nas próximas semanas, a tendência continua a ser a oscilação."

Disponível em: <http://g1.globo.com/Noticias/Ciencia/0,,MUL1301433-5603,00.html>. Acesso em: 27 out. 2012.



Levy Ribeiro/Brazil Photo Press/Folhapress

O aumento da umidade relativa do ar pode aumentar o risco de infecções.

Você sabe explicar?

Por que as mudanças bruscas de temperatura fazem mal à saúde?

Muitas vezes a transformação de estado de um gás ocorre simultaneamente com variação de pressão, volume e temperatura.

Nesse caso, para determinar o novo estado do gás, utilizamos a chamada equação geral dos gases.

Essa equação foi obtida experimentalmente, mas podemos acompanhar sua dedução na ilustração apresentada a seguir.

Considere três instantes de um mesmo sistema:

As ilustrações estão fora de escala. Cores fantasia.

Instante 1

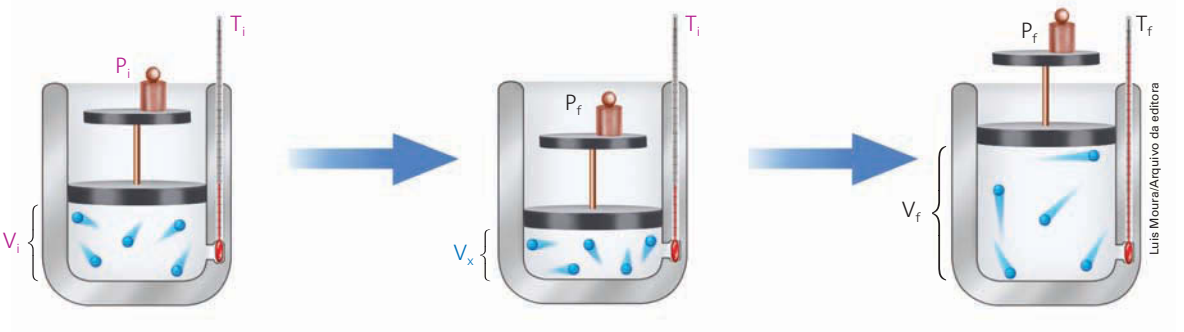
Estado inicial: T_i, V_i, P_i;

Instante 2

Estado intermediário: T_i, V_x, P_f;

Instante 3

Estado final: T_f, V_f, P_f.



Observe que, do estado inicial do gás (**i**) no instante 1 para o estado intermediário do gás (**x**) no instante 2, ocorreu no sistema uma transformação isotérmica do gás (a temperatura do sistema permaceceu constante):

- o volume variou de V_i para V_x;
- a pressão variou de P_i para P_f (sendo $P_f = P_x$);
- a temperatura permaneceu constante.

Desse modo, podemos escrever:

$$P_i \cdot V_i = P_f \cdot V_x \quad \text{(equação I)}$$

Observe também que, do estado intermediário do gás (**x**) no instante 2 para o estado final do gás (**f**) no instante 3, ocorreu no sistema uma transformação isobárica do gás (a pressão do sistema permaneceu constante):

- o volume variou de V_x para V_f;
- a temperatura variou de T_i para T_f (sendo $T_i = T_x$);
- a pressão permaneceu constante.

Desse modo, podemos escrever:

$$\frac{V_x}{T_i} = \frac{V_f}{T_f} \quad \text{(equação II)}$$

- Multiplicando as equações I e II, membro a membro, temos:

$$P_i \cdot V_i \cdot \frac{\cancel{V_x}}{T_i} = P_f \cdot \cancel{V_x} \cdot \frac{V_f}{T_f}$$

De onde vem a relação conhecida como equação geral dos gases:

$$\frac{P_i \cdot V_i}{T_i} = \frac{P_f \cdot V_f}{T_f}$$

A equação geral dos gases confirma o que já estudamos:

- Pressão e volume são grandezas inversamente proporcionais: à medida que uma aumenta, a outra diminui. O produto entre essas duas grandezas é constante.
- Pressão e temperatura são grandezas diretamente proporcionais: à medida que uma aumenta, a outra também aumenta na mesma proporção. O quociente entre essas duas grandezas é constante.
- Volume e temperatura são grandezas diretamente proporcionais: à medida que uma aumenta, a outra também aumenta na mesma proporção. O quociente entre essas duas grandezas é constante.

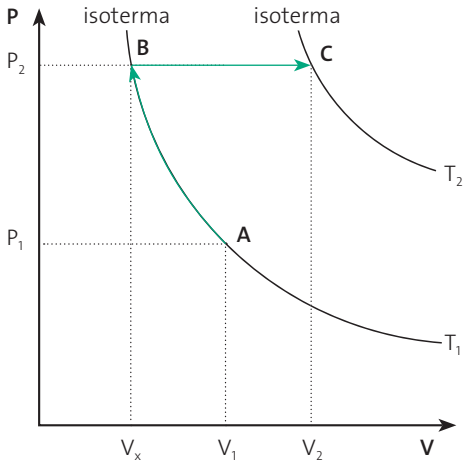
Sendo **i** o estado inicial do gás ideal (antes da transformação de estado) e **f** seu estado final. Também podemos escrever:

$$\frac{P \cdot V}{T_i} = \text{constante}$$

A equação geral dos gases mantém a relação de proporcionalidade entre as variáveis de estado (pressão, volume e temperatura) já estudadas nas transformações isotérmica, isobárica e isocórica (isovolumétrica).

Note que, se fizermos um gráfico da transformação de estado que ocorre ao mesmo tempo com as três variáveis – pressão, volume e temperatura –, obteremos duas hipérboles isotermas: T_1 e T_2, sendo $T_1 < T_2$.

Gráfico de P × V



O ponto **A** indica o estado inicial, o ponto **B** indica o estado intermediário, e o ponto **C** indica o estado final da transformação do gás ideal.

Observe o seguinte exemplo:

(Fuvest-SP) O pneu de um carro estacionado tem uma pressão de 2 atmosferas, quando a temperatura é de 9 °C. Depois de o veículo correr em alta velocidade, a temperatura do pneu sobe a 37 °C e seu volume aumenta em 10%. Qual a nova pressão do pneu?

Resolução:

$P_i = 2$ atm; $T_i = 282$ K; $V_i = V_i$; $P_f = ?$; $T_f = 310$ K; $V_f = V_i + 10\%\ V_i$

$$V_f = V_i + \frac{10}{100} \Rightarrow V_f = V_i + 0{,}1\ V_i \Rightarrow V_f = 1{,}1\ V_i$$

$$\frac{P_i \cdot V_i}{T_i} = \frac{P_f \cdot V_f}{T_f}$$

$$P_f = \frac{P_i \cdot V_i \cdot T_f}{V_f \cdot T_i}$$

$$P_f = \frac{2 \cdot V_i \cdot 310}{1{,}1\ V_i \cdot 282}$$

$P_f = 2$ atm

A pressão se manteve constante em 2 atm.

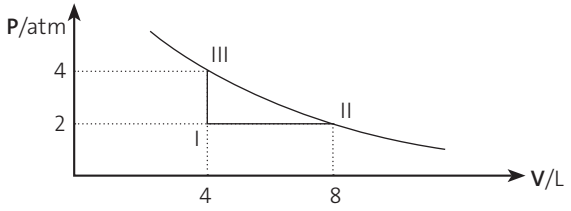
Questões

ATENÇÃO! Não escreva no seu livro!

1. (Ufac) Sabendo que 20 L de gás oxigênio foram mantidos a 27 °C e 3 atm de pressão, indique o novo volume do gás a 127 °C e 5 atm.

a) 10 L b) 12 L c) 14 L x d) 16 L e) 18 L

2. (FMIt-MG) Considere o diagrama:

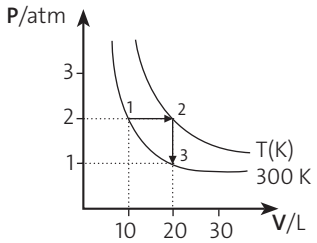


Responda:

a) Qual o nome das transformações gasosas verificadas quando passamos de I para II, de II para III e de III para I?

b) Se a temperatura em II é igual a 227 °C, qual a temperatura em III e em I?

3. (FEI-SP) Um cilindro munido de êmbolo contém um gás ideal representado pelo ponto 1 no gráfico.



A seguir o gás é submetido sucessivamente à transformação isobárica (evolui do ponto 1 para o ponto 2), isocórica (evolui do ponto 2 para o ponto 3) e isotérmica (evolui do ponto 3 para o ponto 1).

Ao representar os pontos 2 e 3 nas isotermas indicadas, conclui-se que:

a) a temperatura do gás no estado 2 é 450 K.

b) a pressão do gás no estado 3 é 2 atm.

c) a temperatura do gás no estado 3 é 600 K.

d) o volume do gás no estado 2 é 10 L.

x e) a pressão do gás no estado 2 é 2 atm.

4. (UCDB-MS) Uma certa massa de gás estava contida em um recipiente de 20 L, à temperatura de 27 °C e pressão de 4 atm. Sabendo que essa massa foi transferida para um reservatório de 60 L, à pressão de 4 atm, podemos afirmar que no novo reservatório:

a) a temperatura absoluta ficou reduzida a 1/3 da inicial.

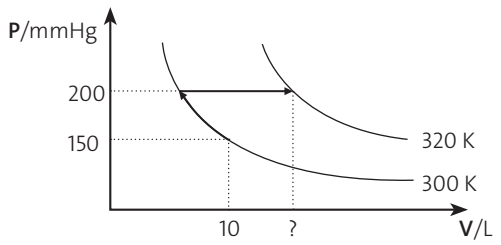
b) a temperatura absoluta ficou reduzida de 1/3 da inicial.

c) a temperatura em °C triplicou o seu valor inicial.

d) a temperatura em °C ficou reduzida a 1/3 de seu valor inicial.

x e) a temperatura absoluta triplicou seu valor inicial.

5. (Unisantos-SP) Certa massa de oxigênio ocupa um volume de 10 litros à temperatura de 27 °C e pressão de 150 mmHg. O volume ocupado pela mesma massa de oxigênio à temperatura de 47 °C e 200 mmHg de pressão será:



a) 4 litros. b) 6 litros. x c) 8 litros. d) 10 litros.

1 Equação de Clapeyron

O físico parisiense Benoit Paul-Émile Clapeyron (1799-1864) estabeleceu uma equação que relaciona as três variáveis de estado de um gás – pressão, temperatura e volume – para uma quantidade de matéria igual a n (n de mols de partículas: átomos ou moléculas), descrevendo totalmente o comportamento de um gás ideal.

Considere a equação geral dos gases:

$$\frac{P_i \cdot V_i}{T_i} = \frac{P_f \cdot V_f}{T_f} \quad \text{ou} \quad \frac{P \cdot V}{T_i} = \text{constante}$$

Isolando o volume V e chamando a constante de R, temos:

$$\frac{P \cdot V}{T_i} = R \Rightarrow P \cdot V = R \cdot T \Rightarrow V = \frac{R \cdot T}{P}$$

Benoit Paul-Émile Clapeyron

"Engenheiro e matemático francês [...], especialista em construção de locomotivas e ferrovias. Formado na École Polytechnique (1818), entrou para a École des Mines onde trabalhou como engenheiro com seu amigo Gabriel Lamé. Depois foram juntos para a Rússia (1820) para trabalhar na equipe de engenheiros criada por Alexandre I, para melhorar as estradas e pontes do país, onde permaneceram por 10 anos. Retornaram a França onde trabalharam no projeto de construção de uma linha de estrada de ferro de Paris a St. Germain. A construção da ferrovia foi autorizada (1835), porém Lamé decidiu assumir a cadeira de Física na École Polytechnique e Clapeyron seguiu sozinho com o projeto. Mais tarde, estendeu suas atividades para os projetos de construção de locomotivas e de pontes metálicas. Foi nomeado professor da École Ponts de Chaussées (1844) e eleito para a Academia de Ciências de Paris (1848). Serviu em um comitê de acompanhamento da construção do Canal de Suez e em um outro que analisou o emprego de máquinas a vapor na marinha. Seus trabalhos influenciaram de modo importante o estabelecimento das leis da Termodinâmica."

SÓ BIOGRAFIAS. Disponível em: <www.dec.ufcg.edu.br/biografias/BenPECla.html>. Acesso em: 5 mar. 2013.

Partindo da hipótese de Avogadro:

> *Volumes iguais de gases diferentes nas mesmas condições de pressão e temperatura contêm o mesmo número de moléculas.*

podemos concluir que, nas mesmas condições de temperatura e pressão, o volume ocupado por n mols de um gás qualquer é igual a n vezes o volume ocupado por 1 mol desse gás.

Assim:
1 mol de gás ⇒ ocupa um volume 1V
2 mols de gás ⇒ ocupam um volume 2V
3 mols de gás ⇒ ocupam um volume 3V
n mols de gás ⇒ ocupam um volume nV

Logo: $V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} \Rightarrow P \cdot V = n \cdot R \cdot T$

em que $n = \frac{\text{massa em gramas (m)}}{\text{massa molar (M)}}$

Equação de Clapeyron:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad \text{ou} \quad P \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T$$

Considerando **1 mol** de partículas do gás (n = 1) nas condições normais de temperatura e pressão, CNTP, podemos calcular o valor da constante de proporcionalidade R.

$$R = \frac{P \cdot V}{1 \cdot T},$$

em que R é a constante universal dos gases.

Note que a constante R tem um papel fundamental na equação de Clapeyron: é a constante R que assegura a proporcionalidade inversa ou direta entre as variáveis de estado do gás.

- Para os valores de pressão, temperatura e volume nas CNTP, nas unidades aceitas pelo SI temporariamente, temos:

$$R = \frac{1\text{ atm} \cdot 22{,}4\text{ L}}{1\text{ mol} \cdot 273{,}15\text{ K}} \Rightarrow R = 0{,}082\ \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

$$R = \frac{760\text{ mmHg} \cdot 22{,}4\text{ L}}{1\text{ mol} \cdot 273{,}15\text{ K}} \Rightarrow R = 62{,}3\ \frac{\text{mmHg} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

- Para os valores de pressão, temperatura e volume nas CNTP*, nas unidades recomendadas pelo SI, temos:

$$R = \frac{101\,325\text{ Pa} \cdot 0{,}0224\text{ m}^3}{1\text{ mol} \cdot 273{,}15\text{ K}} \Rightarrow R = 8{,}309\ \frac{\text{Pa} \cdot \text{m}^3}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

Pa é expresso em N/m^2 ou $N \cdot m^{-2}$.

* No Brasil também trabalhamos nas chamadas condições normais de temperatura e pressão (CNTP).

Nas CNTP a pressão-padrão é de 101 325 Pa, o que equivale a 1 atm, e a temperatura-padrão é de 273,15 K. Nessas condições o volume ocupado por 1 mol de qualquer gás é ≃22,4 L.

Assim, no lugar do produto Pa · m³, podemos escrever:

$N \cdot m^{-2} \cdot m^3 = N \cdot m$ e como $N \cdot m = J$ (joule)

$$R = 8{,}309 \frac{J}{mol \cdot K}$$

- Para os valores de pressão, temperatura e volume adotados nas STP* (Iupac), nas unidades recomendadas pelo SI, temos:

$$R = \frac{100\ 000\ Pa \cdot 0{,}02271\ m^3}{1\ mol \cdot 273{,}15\ K}$$

$$R = 8{,}314 \frac{Pa \cdot m^3}{mol \cdot K} \quad \text{ou} \quad R = 8{,}314 \frac{J}{mol \cdot K}$$

O valor de R adotado para a resolução de um problema deve estar de acordo com as unidades de pressão e de volume utilizadas.

Como o valor numérico de R também foi calculado com base na temperatura termodinâmica (em kelvin), o valor da temperatura utilizada na equação de Clapeyron deve ser sempre convertido para kelvin.

E em que tipo de situação prática podemos utilizar a equação de Clapeyron? Acompanhe o seguinte exemplo:

(UFRGS-RS) Um extintor de incêndio contém 4,4 kg de gás carbônico (massa molar = 44 g/mol). O volume máximo de gás liberado na atmosfera, a 27 °C e 1 atm, é, em litros:

a) 0,229. b) 2,46. c) 24,6. d) 229,4. e) 2460.

Resolução:

1 kg = 1000 g ou 10^3 g

$$n_{CO_2} = \frac{m_{CO_2}}{M_{CO_2}} \Rightarrow n_{CO_2} = \frac{4{,}4 \cdot 10^3\ g}{44\ g} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow n_{CO_2} = 100\ mols$$

P = 1 atm; V = ?; T = 300 K

R = 0,082 atm · L/K · mol

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P}$$

$$V = \frac{100 \cdot 0{,}082 \cdot 300}{1}$$

$V = 2460$ L de $CO_2(g)$

O volume máximo de $CO_2(g)$ liberado na atmosfera é de 2460 L. Alternativa E.

* A Iupac trabalha com o Sistema Internacional de Unidades (SI), assim, define apenas as condições de pressão e temperatura padrões ou STP (*standard temperature and pressure*). Nas STP a pressão-padrão é de 100 000 Pa, o que equivale a 1 bar, e a temperatura-padrão é de 273,15 K.

Nessas condições o volume ocupado por 1 mol de moléculas de qualquer gás é ≃22,71 L.



Sofia Colombini/Acervo da fotógrafa

Extintor de incêndio

Por que as mudanças bruscas de temperatura fazem mal à saúde?

O ser humano é homeotérmico, isto é, consegue manter sua temperatura corporal praticamente constante gerando calor pela combustão dos alimentos (metabolismo) e liberando calor para o meio ambiente, por exemplo, através do suor. Em condições normais, estamos sempre transferindo o calor do nosso corpo para o ar (desde que a temperatura ambiente seja inferior a 36 °C).

Condutividade térmica	
Material	**Condutividade térmica/W/m · K**
Cobre	372
Alumínio	204
Aço	52
Vidro	0,8
Água	0,58
Borracha	0,17 – 0,3
Polipropileno (plástico)	0,17
Madeira (pinho)	0,14
Ar	0,023

Fonte: <www.protolab.com.br/Tabela-Condutividade-Material-Construcao.htm>. Acesso em: 5 mar. 2013.

Quando estamos dentro da água ou quando a umidade atmosférica está muito elevada, essa tranferência de calor ocorre mais rapidamente, pois a condutividade térmica da água é ≃25 vezes maior que a do ar.

Isso explica por que nos sentimos confortáveis quando a temperatura do ar é igual a 25 °C, mas sentimos frio ao imergir em água nessa mesma temperatura.

Também é preciso considerar que em nosso organismo e ao nosso redor há uma complexa comunidade bacteriana, com microrganismos que favorecem a nossa saúde e outros que podem nos adoecer. Essas bactérias convivem em um equilíbrio razoável, porém instável, especialmente nas nossas mucosas mais expostas, como, boca, nariz e garganta.

Um dos fatores que mantêm esse equilíbrio é o nosso sistema imunológico, que está habituado a trabalhar de modo ideal dentro da nossa faixa de temperatura corporal (de 36 °C a 37 °C) e de forma mais acelerada quando temos febre baixa (entre 38 °C e 38,5 °C), pois a febre baixa é um mecanismo de defesa imunológico.

Quando passamos por uma situação de mudança brusca de temperatura, nosso sistema imunológico sofre um impacto e pode, por um instante, passar a trabalhar mais lentamente, favorecendo o desenvolvimento e a multiplicação das bactérias que nos adoecem, com o consequente surgimento de quadros de faringite, amigdalite, etc.

Questões

6. (Cesgranrio-RJ) Uma quantidade de matéria igual a 5 mol de um gás ideal a uma temperatura de 27 °C ocupa um volume de 16,4 litros. A pressão em atm, exercida por essa quantidade de gás é:
Dado: R = 0,082 atm · L/mol · K.
a) 0,675 b) 0,75 c) 6,75 X d) 7,5 e) 75

7. (Unicentro-PR) Um profissional da área ambiental recebeu uma amostra de gás, sem identificação, para análise. Após algumas medidas, ele obteve os seguintes dados:

Amostra	m/g	V/mL	P/atm	T/°C
Gás	1,28	600	0,82	27

Com base nos valores obtidos, entre os gases indicados nas alternativas, conclui-se que a amostra era de:
a) O_2 b) O_3 c) N_2 X d) SO_2 e) H_2
Dados: O = 16 u; H = 1 u; N = 14 u; S = 32 u;
R = 0,082 atm · L / K · mol.

8. (UFC-CE) As pesquisas sobre materiais utilizados em equipamentos esportivos são direcionadas em função dos mais diversos fatores. No ciclismo, por exemplo, é sempre desejável minimizar o peso das bicicletas, para que se alcance o melhor desempenho do ciclista. Dentre muitas, uma das alternativas a ser utilizada seria inflar os pneus das bicicletas com o gás hélio, He, por ser bastante leve e inerte à combustão. A massa de hélio necessária para inflar um pneu de 0,4 L de volume, com a pressão correspondente a 6,11 atm, a 25 °C, seria:
X a) 0,4 g b) 0,1 g c) 2,4 g d) 3,2 g e) 4,0 g

9. (Unifenas-MG) A massa de nitrogênio contida em um recipiente de 8,2 L, a 127 °C e à pressão de 2 atm é:
Dados: N = 14 g/mol; R = 0,082 atm · L / K · mol
a) 1 g b) 7 g X c) 14 g d) 21 g e) 28 g

10. (Senac-SP) A 0 °C, o volume do ar em um pneu é de 30 L e a pressão do ar é $2,0 \times 10^5$ Pa. Após viajar alguns quilômetros no asfalto aquecido, sua temperatura atinge 58 °C e a pressão é $2,2 \times 10^5$ Pa. Considerando que o ar se comporte como um gás perfeito, pode-se estimar o volume do ar na situação final, em litros,
X a) 33 b) 35 c) 37 d) 39 e) 41

11. Considere, por exemplo, uma sala a 25 °C onde há uma cadeira com assento de plástico e estrutura de alumínio. Por que temos a sensação de que o plástico está quente e o alumínio está frio, se a temperatura ambiente é a mesma?

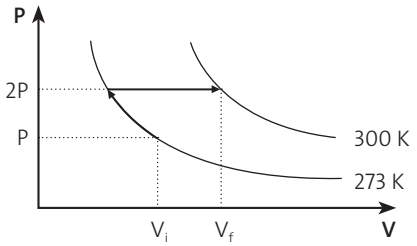
Exercícios de revisão

2.1 (UEPG-PR) Certa massa de gás ocupa um volume de 1 m^3 a 323 °C, exercendo uma pressão de 1 atm no recipiente que a contém. Reduzindo-se a temperatura para 25 °C e o volume ocupado pelo gás para 25 L, qual a pressão no sistema em atm?

2.2 (Vunesp-SP) Nitrogênio, N_2, tem sido oferecido, em alguns postos de gasolina, como uma alternativa para encher pneus, no lugar de ar (o oxigênio do ar, a altas pressões, diminui a vida útil dos pneus). Encheu-se um pneu, a temperatura ambiente (25 °C), com nitrogênio, de modo que todo seu volume (20 litros) foi preenchido até uma pressão de 5 atm.

a) Qual a massa de N_2 introduzida no pneu?
b) Se, ao começar a rodar, a temperatura do pneu aumentar para 60 °C sem que haja mudança no seu volume, qual a nova pressão no seu interior?

2.3 (UFRGS-RS) Certo gás, inicialmente a 0 °C, tem sua temperatura aumentada para 27 °C e sua pressão duplicada. Nessas circunstâncias, a relação entre o volume final e o volume inicial do gás é, aproximadamente:



a) 1 b) 2 X c) 0,55 d) 0,33 e) 0,25

2.4 (FIA-SP) Uma amostra de nitrogênio gasoso ocupa um volume de 20 mL a 127 °C e à pressão de 600 mmHg. Que volume em mL ocuparia a amostra a 0 °C e 819 mmHg?
a) 18,0 b) 20,5 d) 12,5 c) 19,0 X e) 10,0

2.5 Encheu-se um balão com 4,0 litros de hidrogênio a uma pressão de 596 mmHg e a uma temperatura de 7 °C. Qual seria o volume desse balão a uma grande altitude, onde a pressão é de apenas 40 mmHg e a temperatura é de − 45 °C, supondo expansão livre do balão?
a) 5,6 L b) 16,7 L X c) 48,5 L d) 167 L e) 40 L

2.6 (UnB-DF) Um mol de gás hélio ocupa um volume de 22,4 L na praia de Ipanema, no Rio de Janeiro, a 0 °C. Em Brasília, pressão atmosférica de 700 mmHg, o volume ocupado a 27 °C será:
a) 24,3 L X c) 26,7 L e) Mesmo valor que
b) 24,6 L d) 27,6 L no Rio de Janeiro.

2.7 Uma quantidade de matéria igual a 1 mol de gás hidrogênio, mantida inicialmente nas STP (pressão de 100 000 Pa e temperatura de 273 K), foi aquecida até a temperatura de 54,6 °C, adquirindo uma pressão igual a 181 680 Pa. Qual o volume que o gás hidrogênio passou a ocupar nessas novas condições?
Dado: volume molar nas STP = 22,71 L.

2.8 (Cefet-SP) Uma lata de aerossol de 250 mL a 25 °C e sob pressão de 1,0 atm foi lançada em um incinerador. Quando a lata alcançou a temperatura de 323 °C, ela explodiu. Qual era a pressão na lata no momento da explosão, considerando que a pressão era a maior possível nessa temperatura?
a) ≃ 13 atm X c) ≃ 2 atm e) Nenhuma das
b) ≃ 10 atm d) ≃ 25 atm anteriores.

2.9 (UFBA) Uma massa igual a 30 g de uma substância pura, na fase gasosa, ocupa um volume de 12,3 L à temperatura de 327 °C e à pressão de 3 atm.
Calcule a massa molecular dessa substância.

2.10 (UFC-CE) Ao desejar identificar o conteúdo de um cilindro contendo um gás monoatômico puro, um estudante de Química coletou uma amostra desse gás e determinou sua densidade, d = 5,38 g/L, nas seguintes condições de temperatura e pressão: 15 °C e 0,97 atm. Com base nessas informações, e assumindo o modelo do gás ideal:

a) Calcular a massa molar do gás.
b) Identificar o gás.
Dado: $R = 0{,}082\ atm \cdot L \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$.
$T/K = 273{,}15 + t/°C$

2.11 (Fatec-SP) Algumas companhias tabagistas já foram acusadas de adicionarem amônia aos cigarros, numa tentativa de aumentar a liberação de nicotina, o que fortalece a dependência. Suponha que uma amostra de cigarro libere $2{,}0 \cdot 10^{-4}$ mol de amônia, a 27 °C e 1 atm. O volume de NH_3 gasoso, em mL, será, aproximadamente
a) 49 X b) 4,9 c) 0,49 d) 0,049 e) 0,0049

2.12 (Cesgranrio-RJ) Num tanque de gás, havia 8,2 m^3 de gás oxigênio (massa molecular = 32 u) a –23 °C e 2 atm de pressão. Tendo ocorrido um vazamento, verificou-se que a pressão diminuiu em 0,5 atm.

Que massa de gás oxigênio foi perdida, sabendo-se que a temperatura permaneceu constante?
a) 0,6 kg b) 19,2 kg X c) 6,4 kg d) 25,6 kg e) 32,4 kg

2.13 (Unaerp-SP) O argônio é um gás raro utilizado em solda, por arco voltaico, de peças de aço inoxidável. A massa de argônio contida num cilindro de 9,84 L que, a 27 °C, exerce uma pressão de 5 atm é de aproximadamente:
X a) 80 g b) 800 g c) 1600 g d) 160 g e) 8000 g

CAPÍTULO 3

Misturas gasosas

Saiu na Mídia!

Com 10% de umidade relativa do ar, São Paulo repete índice de dia mais seco da História

"A capital paulista registrou novamente o dia mais seco da história nesta terça-feira. Por volta das 16h20, a umidade relativa do ar chegou a 10% no Mirante de Santana, na Zona Norte da cidade, pela medição automática do Instituto Nacional de Meteorologia (Inmet). O índice de 10% era a menor taxa registrada pelo Inmet na estação da Zona Norte, no dia 14 de agosto de 2009. A cidade de São Paulo entrou em estado de emergência, segundo a Coordenadoria Municipal de Defesa Civil.

Além dos 10% no Mirante de Santana, a cidade registrou 9% de umidade relativa do ar no aeroporto de Congonhas, que não é o ponto oficial de medição do Inmet. Para a Organização Mundial da Saúde (OMS), o ideal é que a umidade fique acima dos 60% para o bem-estar do ser humano. Por volta das 17h40, o menor índice em São Paulo estava em torno de 20%.

Na capital não chove desde o dia 1º deste mês e, segundo previsão dos meteorologistas do Centro de Gerenciamento de Emergências (CGE), não há expectativa de chuvas para esta semana. Segundo Marcelo Schneider, meteorologista do Inmet, apesar de mais de um mês sem chuvas significativas, agosto deste ano não deve ser o mais crítico, já que há previsão de chuviscos para o próximo fim de semana e de chuva, no início da próxima semana.

Em 2010, foram registrados 0,4 milímetro de precipitação (chuva) no mês de agosto. Em 2011, foram 45,2 milímetros e, até agora, em 2012, só choveu 0,3 milímetro em agosto. 'Vai haver uma virada no tempo no fim de semana e temos previsão de chuva, de segunda a quarta-feira'. De acordo com o meteorologista, agosto é geralmente o mês mais seco do ano.

Schneider explicou que, neste agosto, o grande problema não está sendo o nível de umidade do ar e sim a quantidade de dias sem chover, já que, desde 18 de julho, não chove significativamente. 'Sem chuva, o ar fica muito poluído na cidade e, com o bloqueio atmosférico, que é quando a frente fria não consegue vir do Sul do país, o ar fica parado'. Ele destacou que, com o ar parado, fica mais perceptível a poluição local e das queimadas que vêm do interior."

ÚLTIMO Segundo, São Paulo, 21 ago. 2012. Disponível em: <http://ultimosegundo.ig.com.br/brasil/sp/2012-08-21/no-dia-mais-seco-do-ano-sao-paulo-entra-em-estado-de-alerta.html>. Acesso em: 27 out. 2012.



Raimundo Paccó/Folhapress

Vista aérea da cidade de São Paulo, SP, 2007.

Você sabe explicar?

- O que significa a umidade relativa do ar estar em 10%?

- *Por que os jogadores de futebol do Brasil apresentam dificuldade nos jogos disputados em La Paz, na Bolívia?*
- *Por que os mergulhadores de alta profundidade não podem subir rapidamente para a superfície?*

Para entender esses fenômenos precisamos estudar o comportamento das misturas gasosas.

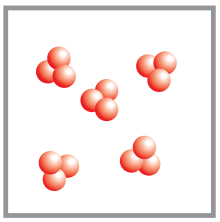
É importante observar que as conclusões que obtivemos até o momento sobre o comportamento de um gás ideal são de ordem quantitativa e não qualitativa, ou seja, dependem apenas da quantidade de matéria (número de moléculas do gás) no sistema e não do tipo de elemento ou substância de que esse gás é constituído.

Desse modo, as relações que valem para um único tipo de gás valem igualmente para as misturas gasosas, partindo do princípio de que não ocorre nenhuma reação química entre os gases presentes na mistura.

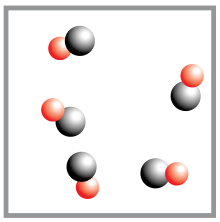
Observe, por exemplo, os sistemas abaixo:

Admitimos o seguinte modelo de comportamento para um **gás ideal**: *O volume que um gás ideal ocupa é igual ao volume do recipiente que o contém. O volume das partículas é desprezível em relação ao volume do recipiente.* Nas ilustrações o volume das partículas não parece desprezível em relação ao volume do recipiente, mas se fôssemos respeitar essa condição na ilustração, não poderíamos esquematizar as moléculas do gás. Estamos trabalhando com um modelo (sem existência física real).

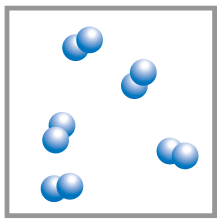
1.



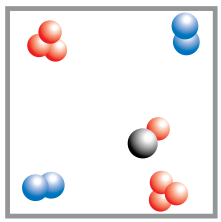
2.



3.



4.



No esquema acima, temos:

carbono:

nitrogênio:

oxigênio:

Assim temos moléculas de:

gás ozônio, O_3:

monóxido de carbono, CO:

gás nitrogênio, N_2:

As ilustrações estão fora de escala. Cores fantasia.

Todas as relações válidas para o comportamento de um gás ideal no sistema **1** são igualmente válidas nos sistemas **2**, **3** e **4**, pois os quatro sistemas apresentam o mesmo número de moléculas.

De modo genérico: para uma mistura gasosa com n_A mols de partículas do gás A, n_B mols de partículas do gás B e n_C mols de partículas do gás C, a equação de Clapeyron será escrita:

$$P \cdot V = (n_A + n_B + n_C) \cdot R \cdot T$$

Veremos a seguir algumas relações básicas entre cada espécie de gás componente de uma mistura gasosa e todos os gases que compõem essa mistura.

1 Fração em quantidade de matéria

Denomina-se fração em quantidade de matéria (X) de um gás A qualquer em uma mistura gasosa a relação existente entre a quantidade de matéria desse gás e a quantidade de matéria total dos gases presentes na mistura.

Tomemos a mistura genérica de gases A, B e C:

	n_A	mols de partículas do gás A
+	n_B	mols de partículas do gás B
	n_C	mols de partículas do gás C
	n_{total}	mols de partículas dos gases A + B + C

Para um sistema como este, ao lado, prova-se facilmente que:
$\mathbf{X_A + X_B + X_C = 1}$

Observe:

$$\frac{n_A}{n_{total}} + \frac{n_B}{n_{total}} + \frac{n_C}{n_{total}} = \frac{n_{total}}{n_{total}} = 1$$

Teremos então: $X_A = \frac{n_A}{n_{total}}$; $X_B = \frac{n_B}{n_{total}}$; $X_C = \frac{n_c}{n_{total}}$

E como se calcula efetivamente a fração em quantidade de matéria de um gás em uma mistura gasosa? Considere o seguinte exemplo:

Um recipiente de 50 litros contém 8,0 g de gás hélio (4,0 g/mol) e 76 g de gás hidrogênio (2,0 g/mol), a dada temperatura e pressão. Qual a fração em quantidade de matéria de cada gás nesse sistema?

Resolução:

$$n_{He} = \frac{m_{He}}{M_{He}} \Rightarrow n_{He} = \frac{8,0}{4,0} \Rightarrow n_{He} = 2,0 \text{ mol}$$

$$n_{H_2} = \frac{m_{H_2}}{M_{H_2}} \Rightarrow n_{H_2} = \frac{76}{2,0} \Rightarrow n_{H_2} = 38 \text{ mol}$$

$$X_{He} = \frac{n_{He}}{n_{He} + n_{H_2}} \Rightarrow X_{He} = \frac{2,0}{2,0 + 38} \Rightarrow X_{He} = \frac{2,0}{40}$$

$$X_{He} = 0,05 \quad \text{e} \quad X_{He} + X_{H_2} = 1 \Rightarrow X_{H_2} = 1 - X_{He}$$

$$X_{H_2} = 1 - 0,05 \Rightarrow X_{H_2} = 0,95$$

Cotidiano do Químico

Dalton e a atmosfera

O químico inglês John Dalton (1766-1844) sempre teve um grande interesse pelo estudo da Meteorologia. Aos 12 anos, começou a anotar sistematicamente observações meteorológicas diárias, montando um registro que, cinquenta anos depois, conteria cerca de 200 mil anotações, muito úteis no estudo retrospectivo do clima.

Sabendo que Lavoisier tinha descoberto que o ar continha pelo menos dois gases de massas diferentes (nitrogênio e oxigênio), Dalton começou a elaborar algumas questões básicas sobre a atmosfera. Por exemplo:

— Quais são as proporções de nitrogênio e oxigênio no ar atmosférico?

— Essas substâncias estão combinadas quimicamente ou apenas misturadas?

— E o vapor de água no ar? Também está quimicamente combinado com o nitrogênio e o oxigênio ou apenas misturado com eles?

O argumento a favor da combinação química era o de que a composição do ar atmosférico é muito homogênea e, como o nitrogênio, o oxigênio e a água possuem densidades diferentes: se essas substâncias estivessem apenas misturadas, deveriam se separar espontaneamente pela ação da gravidade.

O oxigênio, mais denso, formaria uma camada próxima à superfície da Terra; o nitrogênio, de densidade intermediária, ficaria acomodado por cima do oxigênio; e o vapor de água, menos denso, ficaria por cima do nitrogênio na alta atmosfera, porém isso não ocorria.

Por meio de uma série de experimentos que veremos a seguir, Dalton concluiu que a quantidade de vapor de água em meio a um gás não depende da natureza do gás, depende apenas da temperatura.

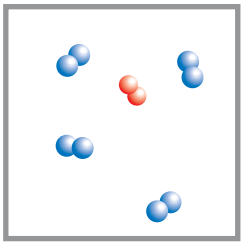
Verificando que existia muito pouco vapor de água na atmosfera, em relação ao oxigênio e ao nitrogênio, e que essa quantidade variava com a temperatura, ele concluiu que tanto o vapor de água como os gases nitrogênio e oxigênio estavam apenas misturados na atmosfera, e não combinados quimicamente.

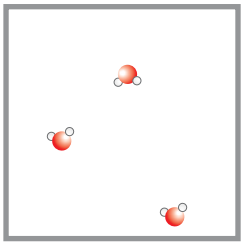
2 Pressão parcial

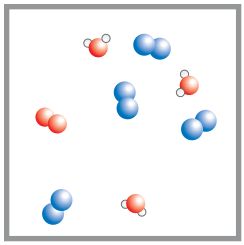
As ilustrações estão fora de escala. Cores fantasia.

Estudando os fenômenos meteorológicos e a composição do ar atmosférico, Dalton fez alguns experimentos em que introduzia vapor de água em um recipiente fechado contendo ar seco (mantendo o volume e a temperatura constantes).

Notou, então, que a pressão dentro do recipiente aumentava em um valor exatamente igual ao da pressão que o vapor de água exerceria se estivesse sozinho.

1. 
Ar seco: pressão P_{ar}

2. 
Vapor de água: pressão $P_{água}$

3. 
Ar seco + vapor de água: pressão $P_{ar} + P_{água}$

Experimentos semelhantes com vários gases levaram Dalton a concluir que a pressão parcial que um gás exerce em uma mistura gasosa é igual àquela que ele exerceria se estivesse sozinho ocupando o mesmo volume da mistura, na mesma temperatura.

De onde vem a chamada lei das pressões parciais ou lei de Dalton:

> A pressão total exercida por uma mistura gasosa é igual à soma das pressões parciais dos gases que compõem a mistura.

Considerando os gases genéricos A, B e C, podemos escrever:

$$P_{total} = P_A + P_B + P_C$$

Partindo da equação de Clapeyron, podemos mostrar como a pressão que uma mistura de gases exerce em um recipiente está relacionada à quantidade de matéria total dos gases presentes na mistura.

	gás A:	$P_A \cdot V =$	n_A	$\cdot R \cdot T$	(I)
+	gás B:	$P_B \cdot V =$	n_B	$\cdot R \cdot T$	(II)
	gás C:	$P_C \cdot V =$	n_C	$\cdot R \cdot T$	(III)

mistura de gases A + B + C: $(P_A + P_B + P_C) \cdot V = (n_A + n_B + n_C) \cdot R \cdot T$

De onde vem: $P_{total} \cdot V = n_{total} \cdot R \cdot T$ (IV)

Se dividirmos, por exemplo, a equação (I) pela equação (IV), teremos o seguinte:

$$\frac{P_A \cdot V}{P_{total} \cdot V} = \frac{n_A \cdot R \cdot T}{n_{total} \cdot R \cdot T} \Rightarrow \frac{P_A}{P_{total}} = \frac{n_A}{n_{total}} = X_A$$

Durante a construção de usinas hidrelétricas, em treinamentos do Corpo de Bombeiros e em plataformas de petróleo submarinas, é necessário o trabalho de mergulhadores profissionais.

Às vezes, os mergulhadores precisam atingir profundidades de até 300 m. Como a cada 10 m de profundidade a pressão aumenta em torno de 1 atm, numa profundidade de 300 m o mergulhador tem de suportar uma pressão de aproximadamente 31 atm. Isso significa que a pressão parcial exercida pelos gases $N_2(g)$ e $O_2(g)$ aumenta 31 vezes em relação à exercida ao nível do mar.

Acontece que uma elevada pressão parcial do nitrogênio provoca sintomas semelhantes a uma "embriaguez", fazendo o mergulhador perder a noção da realidade. Além disso, uma pressão parcial de oxigênio acima de 1,6 atm acelera o metabolismo humano em níveis considerados perigosos, afetando o sistema nervoso central e o sistema respiratório. A solução é utilizar nesses mergulhos cilindros contendo oxigênio diluído em hélio.

Como essa relação é válida para qualquer gás, concluímos que a pressão parcial de cada componente de uma mistura gasosa é proporcional à quantidade de matéria desse componente na mistura.

Sendo assim, a pressão parcial expressa em porcentagem é igual à fração em quantidade de matéria em porcentagem, X%, de cada componente de uma mistura gasosa.

$$\%\text{ em pressão parcial} = X\% \text{ ou } \frac{\%\text{ em pressão parcial}}{100} = X$$



James Brunker/Alamy/Other Images

Estádio de futebol na Bolívia, em La Paz, cidade que fica 3 600 metros acima do nível do mar.

Observe o seguinte exemplo:

Quando um jogo de futebol é disputado em La Paz, na Bolívia, a maior dificuldade dos jogadores é a adaptação à pressão atmosférica de aproximadamente 60 000 Pa. Nessa pressão, o teor de gás oxigênio no ar atmosférico é 40% menor que ao nível do mar. A concentração de gás oxigênio no ar, ao nível do mar, é de aproximadamente 20% em volume, e a pressão atmosférica, ao nível do mar, pode ser considerada aproximadamente 100 000 Pa.

A partir dos dados fornecidos, calcule a pressão parcial do gás oxigênio e a porcentagem de gás oxigênio em volume no ar de La Paz.

Resolução:

A pressão parcial do gás oxigênio ao nível do mar é igual a 20% da pressão atmosférica do ar. Portanto, temos:

$$20\% = \frac{20}{100} = 0{,}20$$

$$P_{O_2,\text{ nível do mar}} = 0{,}20 \cdot 100\,000 \quad \Rightarrow \quad P_{O_2,\text{ nível do mar}} = 20\,000 \text{ Pa}$$

Em La Paz a pressão parcial do gás oxigênio é 40% menor, ou seja, é 60% (0,60) da pressão atmosférica ao nível do mar. Portanto:

$$P_{O_2,\text{ La Paz}} = 0{,}60 \cdot 20\,000 \quad \Rightarrow \quad P_{O_2,\text{ La Paz}} = 12\,000 \text{ Pa.}$$

A porcentagem de gás oxigênio no ar é basicamente a mesma em qualquer lugar do planeta. O que varia é a quantidade de matéria de todos os gases e, com isso, a pressão atmosférica, que tende a diminuir com a altitude. Isso pode ser verificado dividindo-se a pressão parcial do oxigênio em La Paz pela pressão total do ar atmosférico nesse local:

$$\%_{\text{gás oxigênio}} = \frac{12\,000}{60\,000} \quad \Rightarrow \quad \%_{\text{gás oxigênio}} = 0{,}20 \text{ ou } 20\%$$

Questões

ATENÇÃO! Não escreva no seu livro!

1. (Fuvest-SP) Na respiração humana, o ar inspirado e o ar expirado têm composições diferentes.
A tabela abaixo apresenta as pressões parciais, em mmHg, dos gases da respiração em determinado local.

Gás	Ar inspirado	Ar expirado
Oxigênio	157,9	115,0
Dióxido de carbono	0,2	**x**
Nitrogênio	590,2	560,1
Argônio	7,0	6,6
Vapor de água	4,7	46,6

Qual é o valor de **x**, em mmHg?
X a) 31,7 b) 12,4 c) 48,2 d) 56,5 e) 71,3

2. (UPM-SP) Uma mistura de 1,5 mol de gás carbônico, 8 g de metano (16 g · mol^{-1}) e 44,8 L de monóxido de carbono está contida em um balão de 30 litros nas CNTP. É correto dizer que:
Dado: volume molar nas CNTP = 22,4 L/mol.
a) a pressão parcial do monóxido de carbono é o dobro da pressão parcial do metano.
b) a pressão parcial do metano é o triplo da do gás carbônico.
c) a pressão parcial do gás carbônico é 1/4 da pressão parcial do monóxido de carbono.
X d) a pressão parcial do monóxido de carbono é o quádruplo da pressão parcial do metano.
e) a pressão total é igual a 4 atm.

3. (Uespi) Uma criança com severa infecção nos brônquios apresenta problemas respiratórios, e o médico administra "heliox", uma mistura de oxigênio e hélio com 90% em massa de $O_2(g)$. Se a pressão atmosférica é igual a 1 atm, calcule a pressão parcial de oxigênio que foi administrada à criança.
Dados: Massas molares em g · mol^{-1}: He = 4; O = 16.
X a) 0,53 atm c) 0,69 atm e) 0,82 atm
b) 0,60 atm d) 0,75 atm

3 Volume parcial

Com base na equação de Clapeyron e na lei de Dalton, o físico francês Émile Hilaire Amagat (1841-1915) chegou à definição do conceito de volume parcial de um gás.

O volume parcial ocupado por um gás em uma mistura gasosa é igual ao volume que esse gás ocuparia se estivesse sozinho suportando toda a pressão da mistura à mesma temperatura. De onde vem a denominada lei dos volumes parciais ou lei de Amagat:

> O volume total de uma mistura gasosa é igual à soma dos volumes parciais dos gases que a compõem.

Considerando os gases A, B e C, temos:

$$V_{total} = V_A + V_B + V_C$$

Partindo da equação de Clapeyron, podemos mostrar como o volume ocupado por uma mistura de gases está relacionado à quantidade de matéria de partículas total da mistura.

	gás A:	$P \cdot V_A = n_A$	$\cdot R \cdot T$	(I)
+	gás B:	$P \cdot V_B = n_B$	$\cdot R \cdot T$	(II)
	gás C:	$P \cdot V_C = n_C$	$\cdot R \cdot T$	(III)

mistura de gases A + B + C: $P \cdot (V_A + V_B + V_C) = (n_A + n_B + n_C) \cdot R \cdot T$

Conclusão:

$P \cdot V_{total} = n_{total} \cdot R \cdot T$ (IV)

Se dividirmos, por exemplo, a equação I pela equação IV, teremos:

$$\frac{P \cdot V_A}{P \cdot V_{total}} = \frac{n_A \cdot R \cdot T}{n_{total} \cdot R \cdot T} \Rightarrow \frac{V_A}{V_{total}} = \frac{n}{n_{total}} = X_A$$

Como essa relação é válida para qualquer gás, concluímos que o volume parcial de cada componente de uma mistura gasosa é proporcional à quantidade de matéria desse componente na mistura.

Sendo assim, o volume parcial expresso em porcentagem é igual à fração em quantidade de matéria em porcentagem, X%, de cada componente de uma mistura gasosa.

$$\%\text{ em volume parcial} = X\%\text{ ou } = \frac{\%\text{ em volume parcial}}{100} = X$$

As ilustrações estão fora de escala. Cores fantasia.

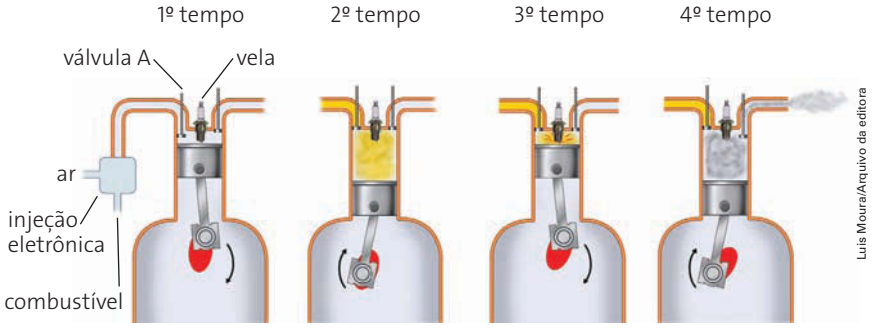
Motor de explosão de quatro tempos:

1º tempo: admissão da mistura de combustível e ar.

2º tempo: compressão máxima da mistura.

3º tempo: explosão da mistura pela ação da faísca.

4º tempo: exaustão, expulsão dos gases formados na reação entre o combustível e o oxigênio do ar.



Luis Moura/Arquivo da editora

Observe o seguinte exemplo:

(Fuvest-SP) Na câmara de explosão de um motor, uma mistura gasosa de 2,2,4-trimetilpentano e ar, na proporção respectivamente de quatro volumes para 276 volumes, é submetida a uma pressão de 28 atm, antes de reagir sob a ação da faísca.

Calcule a pressão parcial de oxigênio nessa mistura. Considere que o ar atmosférico contém 20% em quantidade de matéria de oxigênio.

Resolução:

A partir dos dados fornecidos, podemos calcular o volume de oxigênio existente em 276 volumes de ar atmosférico. O volume parcial do oxigênio é diretamente proporcional a sua pressão parcial, logo:

$V_{gás\ oxigênio} = \%\text{ de gás oxigênio} \cdot V_{ar\ atmosférico}$

$V_{gás\ oxigênio} = 0{,}20 \cdot 276 \Rightarrow V_{gás\ oxigênio} = 55{,}2\text{ volumes}$

$$\frac{V_{gás\ oxigênio}}{V_{total}} = \frac{P_{gás\ oxigênio}}{P_{total}}$$

$$P_{gás\ oxigênio} = \frac{55{,}2 \cdot 28}{4 + 276} \Rightarrow P_{gás\ oxigênio} = 5{,}52\text{ atm}$$

4 Massa molar aparente

Quando temos uma mistura de gases, podemos afirmar que:

- A massa total da mistura (m_{total}) é igual à soma das massas de cada gás que a compõe.
- A quantidade de matéria total da mistura (n_{total}) é igual à soma das quantidades de matéria de cada gás que a compõe.

Podemos, então, calcular a **massa molar aparente** para uma mistura de gases:

$$\text{Sendo } n = \frac{m}{M} \text{ e, portanto, } M = \frac{m}{n}\text{, então}$$

$$M_{aparente} = \frac{m_{total}}{n_{total}}$$

A massa molar aparente, M_{ap}, indica a massa de 1 mol de partículas da mistura.

Podemos também calcular a M_{ap} pela soma das massas molares de cada gás multiplicadas pela respectiva fração em quantidade de matéria do gás na mistura. Para uma mistura genérica de gases A, B e C, temos:

$$M_{ap} = M_A \cdot X_A + M_B \cdot X_B + M_C \cdot X_C$$

Densidade aparente

Quando temos uma mistura gasosa, podemos calcular sua **densidade aparente** por meio da equação de Clapeyron:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \qquad \text{e como} \qquad n = \frac{m}{M}$$

$$P \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T \qquad \text{e, portanto,} \qquad P \cdot M = \frac{m}{V} \cdot R \cdot T$$

$$\text{Mas como } d = \frac{m}{V}\text{, concluímos que } P \cdot M = d \cdot R \cdot T$$

$$\text{Logo, } d = \frac{P \cdot M}{R \cdot T}$$

Portanto, para uma mistura gasosa:

$$d_{ap} = \frac{P \cdot M_{ap}}{R \cdot T}$$

Se você observar bem essa expressão, vai notar que a densidade é inversamente proporcional à temperatura absoluta, ou seja, quanto maior a temperatura absoluta, menor a densidade e vice-versa.

Isso explica por que um balão de ar frio (densidade maior) não sobe, mas um balão de ar quente (densidade menor) sobe aos céus levando pessoas e cargas (foto ao lado).

Lembre-se de que densidade (d) é uma relação entre a massa (m) de uma substância e o volume (V) que ela ocupa:

$$\text{densidade} = \frac{\text{massa}}{\text{volume}}$$



Carlos Caetano/Shutterstock/Glow Images

O aumento de temperatura diminui a densidade do ar.

Observe o seguinte exemplo:

Considere o ar seco e não poluído constituído de 21% de oxigênio (O_2 = 32 g/mol), 78% de nitrogênio (N_2 = 28 g/mol) e 1% de argônio (Ar = 40 g/mol) em volume.

Calcule a massa molar aparente do ar atmosférico nessas condições e, em seguida, calcule sua densidade aparente:

a) nas CNTP (1 atm e 273,15 K); b) a 25 °C e 641 mmHg.

Resolução:

$$X_{O_2} = \frac{\%V_{O_2}}{100} \Rightarrow X_{O_2} = \frac{21}{100} \Rightarrow X_{O_2} = 0{,}21$$

$$X_{N_2} = \frac{\%V_{N_2}}{100} \Rightarrow X_{N_2} = \frac{78}{100} \Rightarrow X_{N_2} = 0{,}78$$

$$X_{Ar} = \frac{\%V_{Ar}}{100} \Rightarrow X_{Ar} = \frac{1}{100} \Rightarrow X_{Ar} = 0{,}01$$

$$M_{ap} = M_{O_2} \cdot X_{O_2} + M_{N_2} \cdot X_{N_2} + M_{Ar} \cdot X_{Ar}$$

$$M_{ap} = 32 \cdot 0{,}21 + 28 \cdot 0{,}78 + 40 \cdot 0{,}01 \Rightarrow M_{ap} = 28{,}96 \text{ g/mol}$$

a) $d_{ap} = \frac{P \cdot M_{ap}}{R \cdot T} \Rightarrow d_{ap} = \frac{1 \cdot 28{,}96}{0{,}082 \cdot 273{,}15} \Rightarrow d_{ap} = 1{,}29 \text{ g/L}$

b) $d_{ap} = \frac{P \cdot M_{ap}}{R \cdot T} \Rightarrow d_{ap} = \frac{641 \cdot 28{,}96}{62{,}3 \cdot 298{,}15} \Rightarrow d_{ap} = 1{,}00 \text{ g/L}$

Questões

4. Um volume de 8,2 L de gás hidrogênio que se encontra a 227 °C, exercendo uma pressão de 5,0 atm, e um volume de 16,4 L de gás nitrogênio a 27 °C e 6,0 atm são transferidos para um outro recipiente, mantido à temperatura constante de – 73 °C.

Sabendo que a mistura passou a exercer uma pressão de 2,0 atm, calcule o volume do recipiente e os volumes parciais de cada gás.

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

5. (FEI-SP) As águas poluídas do rio Tietê liberam, entre outros poluentes, o gás sulfídrico, H_2S(g). Um dos maiores problemas causados por esse gás é o ataque corrosivo aos fios de cobre das instalações elétricas existentes junto a esse rio. O gás sulfídrico é mais denso do que o ar e, assim, concentra-se mais próximo ao solo. Considerando a massa molar média do ar igual a 28,9 g/mol, a densidade do H_2S(g) em relação ao ar, nas mesmas condições de temperatura e pressão, será aproximadamente:

Massas molares em g/mol: H = 1; S = 32.

a) 0,9. X b) 1,2. c) 2,4. d) 4,8. e) 5,0.

6. (UEM-PR) Assinale a alternativa correta a respeito da compressão de um gás ideal sob temperatura constante.

a) A densidade do gás aumenta, e a energia cinética das moléculas aumenta.

X b) A densidade do gás aumenta, e a energia cinética das moléculas permanece constante.

c) A densidade do gás aumenta, e a energia cinética das moléculas diminui.

d) A densidade do gás permanece constante, e a energia cinética das moléculas permanece constante.

e) A densidade do gás permanece constante, e a energia cinética das moléculas aumenta.

7. (Unicamp-SP) Algumas misturas gasosas podem ser importantes em ambientes hospitalares, assim como na prática de esportes, como mergulho autônomo a grandes profundidades. Uma dessas misturas, denominada Trimix, contém 16% de oxigênio, 24% de hélio e 60% de nitrogênio (porcentagem em volume). Suponha um cilindro de Trimix mantido à temperatura ambiente e a uma pressão de 9 000 kPa.

a) Escreva as fórmulas dos gases da mistura.

b) Qual é a pressão parcial do hélio no cilindro? Mostre os cálculos.

c) Qual é a massa molar média da mistura? Mostre os cálculos. Dado R = 8,3 kPa · L · mol^{-1} · K^{-1}.

5 Umidades absoluta e relativa

- *Por que o vidro do carro algumas vezes embaça por dentro e, outras, por fora?*
- *Por que soltamos "fumaça" pela boca quando está muito frio?*
- *Por que sai "fumaça" do* freezer *quando abrimos a sua porta?*

Para responder a essas perguntas, precisamos primeiro entender o que são umidade absoluta e umidade relativa do ar.

O ar atmosférico limpo e seco pode ser considerado uma mistura de 78% de gás nitrogênio, 21% de gás oxigênio e cerca de 1% de gás argônio. O ar só consegue reter uma quantidade máxima de vapor de água equivalente a 4% de seu volume. **Esses 4% de vapor no ar significam umidade relativa igual a 100%**, condição em que o ar está saturado de vapor.

Em qualquer temperatura, as moléculas de água na fase líquida movimentam-se e colidem entre si, efetuando constantemente trocas de energia. Eventualmente uma molécula de água localizada na superfície adquire energia suficiente para romper as ligações intermoleculares (ligações de hidrogênio) feitas com outras moléculas, escapando para fora da massa líquida.

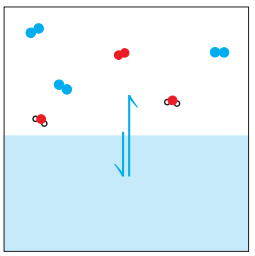
A evaporação é uma sucessão de eventos como esse, ou seja, é um conjunto de fenômenos isolados em que algumas moléculas, individualmente, escapam da superfície do líquido e que pode ser intensificado com o aumento de temperatura.

Considere, por exemplo, o sistema abaixo, contendo água líquida e ar em seu interior, sob **temperatura T constante**.

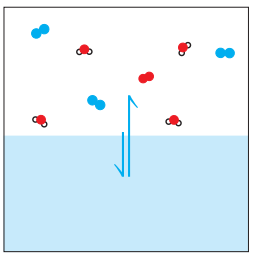
As ilustrações estão fora de escala. Cores fantasia.

No esquema abaixo, temos:
nitrogênio:
oxigênio:
hidrogênio: ∘
Assim temos moléculas de:
gás nitrogênio, N_2:
gás oxigênio, O_2:
água, H_2O:

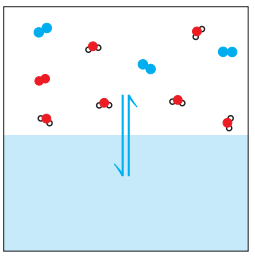
Tempo 1
As moléculas de água da massa líquida se movimentam para a superfície, começam a evaporar e a ocupar o espaço livre existente entre as partículas do ar no recipiente.



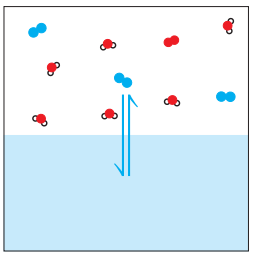
Tempo 2
O processo continua. Aumenta a quantidade de vapor de água dissolvido no ar. As moléculas de água que passaram para a fase vapor estão em movimento contínuo e exercem, com as partículas de ar, determinada pressão sobre as paredes do recipiente.



Tempo 3
O ar fica saturado de vapor de água. A pressão exercida pela água nesse momento é a pressão máxima de vapor de água na temperatura T.



Tempo 4
O número de moléculas no estado vapor não muda mais (é o mesmo que no tempo 3). Isso não significa que as moléculas de água da superfície do líquido tenham parado de evaporar; significa simplesmente que, se uma molécula de água passar de líquida para vapor, simultaneamente outra molécula de água vai passar de vapor para líquida. É o que chamamos **equilíbrio dinâmico**: $H_2O(\ell) \rightleftharpoons H_2O(v)$



Assim, dado um recipiente fechado, onde coexistem em equilíbrio os estados líquido e vapor de água, podemos definir:

> A pressão máxima de vapor de água é a maior pressão que o vapor de água exerce em determinada temperatura.

O ar atmosférico pode dissolver uma quantidade máxima de vapor de água, expressa a cada temperatura em unidades de pressão.

No ponto de saturação é atingida a pressão máxima de vapor de água, conforme mostra a tabela:

Teoricamente, qualquer substância, sólida ou líquida, em temperatura diferente de 0 K (zero absoluto), possui uma pressão de vapor característica que aumenta com o aumento da temperatura. Substâncias que à temperatura ambiente apresentam pressão de vapor muito reduzida são ditas não voláteis. As que possuem pressão de vapor apreciável são classificadas como voláteis.

Pressão de vapor de água × temperatura

Temperatura/°C	Pressão máxima de vapor de água no ar/mmHg
0	4,58
10	9,21
20	17,54
30	31,83
40	55,34
60	149,44

Fonte: ATKINS, Peter; JONES, Loretta. *Princípios de Química*: questionando a vida moderna. São Paulo: Bookman, 2006. p. 386.

Quando a pressão máxima de vapor de água no ar atmosférico é ultrapassada, forma-se a neblina ou o orvalho.



Blickwinkel/Alamy/Other Images



Everyday Images/Alamy/Other Images

Denomina-se ponto de orvalho a temperatura a partir da qual o vapor de água contido na porção de ar de um determinado local sofre condensação (foto A). Quando a temperatura está abaixo do ponto de orvalho, geralmente temos a formação de névoa seca ou neblina (foto B).

Se o dia está muito frio, é comum ver uma "fumaça" saindo da boca quando falamos ou respiramos. Isso ocorre porque o vapor de água que sai do nosso corpo é rapidamente resfriado (pois o dia está muito frio) e se condensa, formando a "fumaça" (composta basicamente de gotículas de água líquida). Quem mora em uma região de clima quente pode observar um fenômeno semelhante durante um dia chuvoso.

Podemos medir a quantidade de vapor de água no ar atmosférico de duas maneiras:

- **Umidade absoluta**: é a quantidade de vapor de água presente em determinado volume de ar, a dada temperatura (geralmente em gramas de água por metro cúbico de ar);
- **Umidade relativa (Ur)**: é o quociente entre a quantidade de vapor de água realmente existente no ar e a quantidade de vapor de água necessária para saturar o mesmo volume de ar, a dada temperatura.

$$Ur = \frac{P_{\text{vapor da água no local a X °C}}}{P_{\text{máxima de vapor da água a X °C}}}$$

Numa mesma temperatura, a umidade relativa também pode ser medida pelo quociente entre a pressão parcial de vapor de água presente no ar e a pressão máxima de vapor de água.

No estudo da Meteorologia, utiliza-se com frequência a medida da umidade relativa do ar.

Assim, por exemplo, se considerarmos um local onde a temperatura se encontra a 20 °C e a pressão de vapor de água é igual a 10,5 mmHg, é possível calcular a umidade relativa do ar pela relação:

- pressão de vapor de água no local: 10,5 mmHg;
- pressão máxima de vapor de água a 20 °C: 17,5 mmHg;
- umidade relativa do ar $= \frac{10,5}{17,5} \Rightarrow Ur = 0,6$ ou 60%.

Um valor para a umidade relativa do ar que esteja entre 50% e 60% é considerado adequado para a maioria das pessoas.

O embaçamento resulta da condensação da umidade do ar, ou seja, da passagem da água do estado vapor para o estado líquido. Essa umidade se transforma em gotículas toda vez que encontra uma superfície mais fria. Assim, se a temperatura fora do carro estiver maior do que a temperatura dentro do carro, o vidro vai embaçar pelo lado de fora. Se ocorrer o contrário, a temperatura do lado de fora do carro estiver menor que dentro do carro – assim como a umidade (por causa da respiração dos ocupantes) –, o vidro vai embaçar pelo lado de dentro.

O que significa a umidade relativa do ar estar em 10%?

A baixa umidade relativa do ar pode trazer uma série de complicações respiratórias em virtude do ressecamento das mucosas (principalmente do nariz, da boca e da garganta), ressecamento da pele e irritação dos olhos, além de eletricidade estática nas pessoas e em equipamentos eletrônicos. Também aumenta a probabilidade de ocorrência de incêndios em pastagens e florestas, conforme mostra a tabela a seguir.

Uma situação de alta umidade relativa do ar também pode gerar desconforto.

Cuidados com a umidade relativa do ar

Umidade relativa	Aviso	Cuidados
Entre 30% e 20%	Estado de atenção	Evitar exercícios físicos ao ar livre entre 11 horas e 15 horas. Umidificar o ambiente com vaporizadores, toalhas molhadas, recipientes com água, irrigação de jardins, etc. Procurar se proteger do sol.
Entre 20% e 12%	Estado de alerta	Observar as recomendações do estado de atenção. Suprimir exercícios físicos e trabalhos ao ar livre entre 10 horas e 16 horas. Evitar aglomerações em ambientes fechados. Usar soro fisiológico para olhos e narinas.
Abaixo de 12%	Estado de emergência	Observar as recomendações para os estados de alerta. Interromper qualquer atividade ao ar livre entre 10 horas e 16 horas, como exercícios, coleta de lixo, entre outras. Fazer exercícios físicos somente antes das 9 horas e após as 17 horas. Interromper atividades em lugares fechados entre 10 horas e 16 horas, que exijam aglomeração de pessoas. Beber muita água. Se possível, um copo de hora em hora. Usar creme hidratante na pele e manteiga de cacau nos lábios. Evitar banhos prolongados e o uso de muito sabonete. Preferir uma alimentação leve (frutas e verduras) e evitar o excesso de sal.

Fonte: UMIDADE do ar: saúde no inverno. Disponível em: <www.cpa.unicamp.br/artigos-especiais/umidade-do-ar-saude-no-inverno.html>. Acesso em: 28 out. 2012.

EXPERIMENTO

Construção de um psicrômetro

O psicrômetro é um aparelho que mede a umidade relativa do ar com base na velocidade de evaporação da água no local. Para isso, utiliza dois termômetros idênticos expostos ao ar, um com o bulbo descoberto e outro com o bulbo coberto por uma gaze umedecida em água.

Material necessário

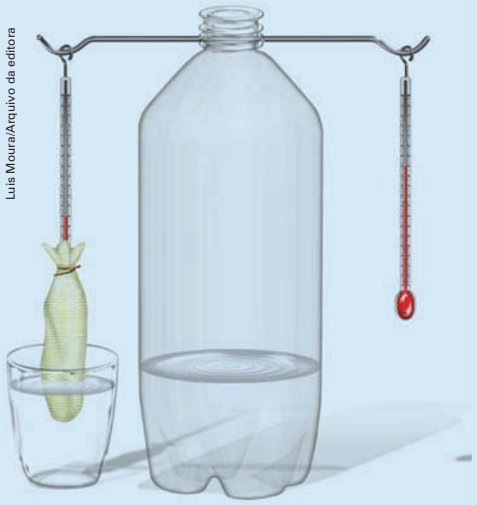
- 2 termômetros idênticos (de uso atmosférico)
- 1 garrafa PET de 2 litros
- arame de 20 cm de comprimento e 2 mm de diâmetro
- linha
- 1 copo ou recipiente de vidro (embalagem) pequeno
- água
- gaze (7 cm)
- tabela da página 51

A ilustração está fora de escala. Cores fantasia.

Como fazer

Coloque água na garrafa PET preenchendo 1/3 de seu volume.

Perfure a garrafa PET com o arame, de modo que ele atravesse seu diâmetro na altura do gargalo, como mostra a ilustração.



Luis Moura/Arquivo da editora

Ilustração esquemática do psicrômetro

Dobre o arame nas extremidades em forma de gancho. Coloque um termômetro suspenso em cada gancho.

Envolva o bulbo de um dos termômetros com a gaze e prenda-a com linha. Introduza a extremidade da gaze no vidro, que deverá conter água.

O psicrômetro está pronto. Aguarde alguns instantes e observe que os termômetros marcam temperaturas diferentes.

Pelos valores das temperaturas dos termômetros e da tabela fornecida a seguir é possível determinar a umidade relativa do ar.

Anote a temperatura do termômetro seco (ts). Em seguida, anote a temperatura do termômetro úmido (tu).

Considere, por exemplo, os seguintes valores: ts = 27 °C e tu = 24 °C.

Calcule, então, a variação de temperatura (Δt) de um termômetro para o outro:

$\Delta t = ts - tu$

$\Delta t = 27 - 24$

$\Delta t = 3\ °C$

Agora veja, na coluna ts da tabela, a temperatura do termômetro seco, 27 °C, e na linha Δt, a variação obtida, 3 °C. Na interseção de ambas, encontramos 79. Isso significa que a umidade relativa do ar no momento está em 79%.

Investigue

1. Por que os termômetros marcam temperaturas diferentes? Qual deles marca a menor temperatura? Justifique.
2. De que forma a umidade relativa do ar influencia na leitura das temperaturas nos termômetros a ponto de ser possível calculá-la por esses dados?
3. É possível que a umidade relativa do ar em determinado momento seja igual a 100%? Como devemos interpretar essa informação?
4. Afirma-se que em Belém do Pará, de junho a agosto, as chuvas ocorrem diariamente no mesmo horário. Pesquise a veracidade dessa informação e, se verdadeira, justifique o fato.

Umidade relativa do ar medida no psicrômetro															
Δt \ ts	0,5	1,0	1,5	2,0	2,5	3,0	3,5	4,0	4,5	5,0	6,0	7,0	8,0	9,0	10
3	92	84	76	69	62	54	47	40	32	25	12	*	*	*	*
4	93	85	77	70	63	56	49	43	35	29	16	*	*	*	*
5	93	86	78	72	65	58	51	45	38	32	30	*	*	*	*
6	94	87	80	73	66	60	54	47	41	35	23	11	*	*	*
7	94	87	81	74	67	62	54	49	43	38	26	15	*	*	*
8	94	88	82	75	69	64	56	51	46	40	29	19	*	*	*
9	94	88	82	76	70	65	59	53	48	42	32	22	12	*	*
10	94	89	83	77	71	66	61	56	51	45	35	26	17	*	*
11	94	89	83	78	72	67	66	57	52	47	37	28	19	*	*
12	94	89	84	78	73	68	63	58	53	48	38	30	21	*	*
13	95	89	84	79	74	69	64	60	55	50	40	32	24	15	*
14	95	90	85	79	75	70	65	61	57	52	48	34	26	18	*
15	95	90	85	80	76	71	66	62	58	53	44	36	28	20	13
16	95	90	85	80	77	72	67	63	59	55	46	38	31	23	16
17	95	90	86	81	77	72	68	64	60	56	48	40	36	25	18
18	95	90	86	82	78	73	69	65	61	57	49	42	35	27	20
19	95	91	87	82	78	74	70	66	62	58	51	54	37	29	22
20	96	91	87	83	79	74	71	66	63	59	58	45	38	31	24
21	96	91	87	83	79	75	71	67	64	60	53	45	39	32	26
22	96	91	88	84	80	76	72	68	64	61	54	47	41	34	28
23	96	92	88	84	80	77	73	69	65	62	54	48	42	36	30
24	96	92	88	85	81	77	74	70	66	63	55	49	43	37	31
25	96	92	88	85	81	78	75	71	67	64	56	51	45	39	36
26	96	92	89	85	81	78	75	71	67	64	58	52	46	40	35
27	96	93	90	86	82	79	76	72	69	65	59	53	47	41	36
28	96	93	90	86	82	79	76	72	69	66	60	54	48	42	37
29	96	93	90	86	82	79	76	73	70	66	61	55	49	43	38
30	96	93	90	86	82	79	76	73	70	66	61	55	50	44	39
31	96	93	90	86	82	80	77	73	70	67	61	56	51	45	40
32	96	93	90	86	83	80	77	73	71	68	62	57	52	46	41
33	96	93	90	86	83	80	77	74	71	68	63	57	58	47	42
34	96	93	90	87	83	80	77	74	71	69	63	58	52	48	43
35	97	93	90	87	84	81	78	74	72	69	64	59	53	49	44
36	97	93	90	87	84	81	78	75	72	70	64	59	54	50	45
37	97	93	90	87	84	81	78	75	73	70	65	60	54	51	46
38	97	93	91	88	85	82	79	75	73	70	66	61	55	51	46
39	97	94	91	88	85	82	79	76	74	71	66	61	56	52	46
40	97	94	91	88	86	82	79	76	74	71	66	61	56	52	47
41	97	94	91	88	86	83	80	76	75	71	67	62	57	53	47
42	97	94	91	88	86	83	80	77	75	72	67	62	57	53	48
43	97	94	91	89	87	83	80	77	76	72	67	62	58	54	48
44	97	94	91	89	87	84	81	77	76	72	68	63	58	54	48
45	97	94	91	89	87	84	81	78	76	73	68	63	59	55	49

Fonte: NETTO, Luiz Ferraz. *Umidade relativa*. Disponível em: <www.feiradeciencias.com.br/sala02/02_053.asp>. Acesso em: 5 mar. 2013.

Vamos ver agora como podemos resolver um problema relacionado ao que aprendemos sobre umidade relativa do ar? Por exemplo:

Qual é a pressão parcial do vapor de água em um local onde a umidade relativa é 25% e a temperatura ambiente é de 30 °C, sabendo que a pressão máxima de vapor de água nessa temperatura (30 °C) é igual a 31,8 mmHg? Esse valor de umidade relativa (25%) permite que as pessoas se sintam confortáveis?

Resolução:

$$\text{Umidade relativa} = \frac{P_{\text{vapor de água no local a X °C}}}{P_{\text{máxima de vapor de água a X °C}}}$$

$$P_{\text{vapor de água local a 30 °C}} = Ur \cdot P_{\text{máxima de vapor de água a 30 °C}}$$

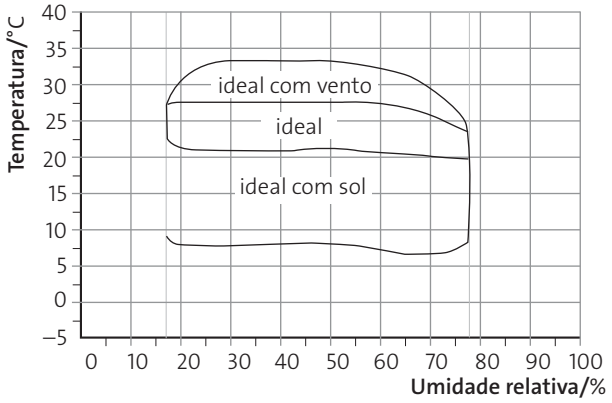
$$P_{\text{vapor de água no local a 30 °C}} = 0{,}25 \cdot 31{,}8$$

$$P_{\text{vapor de água no local a 30 °C}} = 7{,}95 \text{ mmHg}$$

Não, pois o ar está muito seco. O valor de umidade relativa do ar entre 50% e 60% é o mais adequado para a maioria das pessoas.

Questões

8. (Enem) Os seres humanos podem tolerar apenas certos intervalos de temperatura e umidade relativa (UR), e, nessas condições, outras variáveis, como os efeitos do sol e do vento, são necessárias para produzir condições confortáveis, nas quais as pessoas podem viver e trabalhar. O gráfico mostra esses intervalos:



Adaptado de: *The Random House Encyclopedias*, new rev., 3rd. ed., 1990.

A tabela mostra temperaturas e umidades relativas do ar de duas cidades, registradas em três meses do ano.

Cidades	Março		Maio		Outubro	
	t/°C	Ur/%	t/°C	Ur/%	t/°C	Ur/%
Campo Grande	25	82	20	60	25	58
Curitiba	27	72	19	80	218	75

Com base nessas informações, pode-se afirmar que condições ideais são observadas em

X a) Curitiba, com vento em março, e Campo Grande, em outubro.
b) Campo Grande, com vento em março, e Curitiba com sol em maio.
c) Curitiba, em outubro, e Campo Grande com sol em março.
d) Campo Grande com vento em março, Curitiba com sol em outubro.
e) Curitiba, em maio, e Campo Grande, em outubro.

9. Calcule a umidade relativa do ar em uma cidade litorânea onde a temperatura marca 30 °C e a pressão parcial do vapor de água medida no local é de 15,912 mmHg. Dado: a pressão máxima de vapor de água a 30 °C é igual a 31,824 mmHg. O valor de umidade relativa encontrado é considerado confortável?

10. (Enem) A construção de grandes projetos hidroelétricos também deve ser analisada do ponto de vista do regime das águas e de seu ciclo na região. Em relação ao ciclo da água, pode-se argumentar que a construção de grandes represas

a) não causa impactos na região, uma vez que a quantidade total de água da Terra permanece constante.
b) não causa impactos na região, uma vez que a água que alimenta a represa prossegue depois rio abaixo com a mesma vazão e velocidade.
c) aumenta a velocidade dos rios, acelerando o ciclo da água na região.
X d) aumenta a evaporação na região da represa, acompanhada também por um aumento local da umidade relativa do ar.
e) diminui a quantidade de água disponível para a realização do ciclo da água.

6 Difusão e efusão gasosas

▸ *Por que sentimos cheiro de gás ao trocar o botijão de gás?*

▸ *Por que os balões de aniversário murcham com o tempo?*

Para responder a essas perguntas precisamos conhecer os fenômenos de difusão e efusão gasosas.

Denomina-se **difusão** o movimento espontâneo das partículas de um gás de se espalharem uniformemente em meio às partículas de um outro gás, ou então, de atravessarem uma parede porosa.

É o que ocorre, por exemplo, quando uma mulher usando perfume entra em um ambiente fechado e o perfume se espalha no ambiente.

A **efusão** refere-se ao movimento espontâneo de escape das partículas de um gás contido num recipiente por um pequeno orifício para um ambiente externo de pressão mais baixa.

É o que ocorre, por exemplo, quando estamos tentando encher um balão (bexiga) de aniversário e ele escapa de nossas mãos.

O movimento das partículas de um gás em qualquer situação está relacionado à energia cinética média dessas partículas, que é diretamente proporcional à temperatura do gás, ou seja, quanto maior a temperatura do gás, mais rápido será o movimento das moléculas.

Outro fator que influi na velocidade do movimento das moléculas de um gás é a sua massa molar. Quanto menor for a massa molar de uma substância gasosa, mais rápido será o movimento das moléculas.

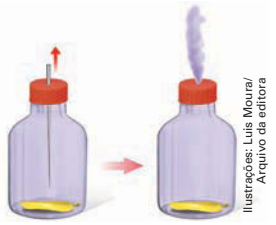
O fenômeno da difusão gasosa é o que mantém a composição da atmosfera aproximadamente constante.

Quanto menor for a massa molar do gás, maiores serão suas velocidades de difusão e efusão.

As ilustrações estão fora de escala. Cores fantasia.



Na difusão gasosa, o gás, inicialmente contido em uma bexiga (balão) dentro da garrafa, se espalha por todo o volume da garrafa quando a bexiga é furada.



Ilustrações: Luis Moura/ Arquivo da editora

Na efusão gasosa, o gás dentro da garrafa escapa por um pequeno orifício no gargalo.

Questões

11. (UFRGS-RS) Um balão de borracha, desses usados em aniversários, cheio de ar, murcha após algum tempo. O fenômeno pode-se explicar pela:

a) Lei de Avogadro, que se refere à reatividade interna dos componentes.
X b) Efusão do gás contido no balão para o meio externo.
c) Lei de Graham, que diz ser a velocidade de difusão diretamente proporcional à massa molar do gás.
d) Alta densidade do gás usado para encher o balão.
e) Pressão interna do gás que enruga o balão.

12. (UFBA) Numa sala fechada, são abertos ao mesmo tempo três frascos com, respectivamente, gás amônia (17 g/mol), de odor característico forte e irritante, dióxido de enxofre (64 g/mol), de odor sufocante, e sulfeto de hidrogênio (34 g/mol), com cheiro de ovo podre.
Uma pessoa na sala, a igual distância dos três frascos, sente os cheiros na seguinte ordem:

a) sulfeto de hidrogênio, amônia e dióxido de enxofre.
X b) amônia, sulfeto de hidrogênio e dióxido de enxofre.
c) sulfeto de hidrogênio, dióxido de enxofre e amônia.
d) dióxido de enxofre, amônia e sulfeto de hidrogênio.
e) amônia, dióxido de enxofre e sulfeto de hidrogênio.

13. (UEL-PR) Os gases do estômago, responsáveis pelo arroto, apresentam composição semelhante à do ar que respiramos: nitrogênio, oxigênio, hidrogênio e dióxido de carbono. Nos gases intestinais, produzidos no intestino grosso pela decomposição dos alimentos, encontra-se também o gás metano.
Considerando cada gás individualmente, qual seria a ordem esperada de liberação destes para o ambiente, em termos de suas velocidades médias de difusão no ar?

a) N_2, O_2, CO_2, H_2, CH_4.
b) H_2, N_2, O_2, CH_4, CO_2.
X c) H_2, CH_4, N_2, O_2, CO_2.
d) CO_2, O_2, N_2, H_2, CH_4.
e) CH_4, CO_2, N_2, O_2, H_2.

Exercícios de revisão

3.1 (FEI-SP) Um recipiente fechado à temperatura constante contém 4,48 L de $CO_2(g)$ (volume molar = 22,4 L/mol), 0,6 mol de $O_2(g)$ e 33,6 g de $N_2(g)$ (28 g · mol^{-1}). A pressão total do sistema é de 750 mmHg. Determine a pressão parcial do gás oxigênio na mistura e a fração em quantidade de matéria do gás carbônico.

3.2 (Ufam) Um sistema composto da mistura de três gases A, B e C está a uma temperatura de 27 °C e apresenta uma pressão de 4 atm. Considerando que o volume total do sistema seja 37 litros e que os gases A e B apresentam respectivamente pressões parciais 2 atm e 1 atm, a quantidade de matéria dos gases A, B e C é respectivamente:
Dado: R = 0,082 atm · L · mol^{-1} · K^{-1}.
a) 0,5 mol; 0,25 mol; 0,25 mol.
b) 3,0 mols; 2,0 mols; 1,0 mol.
c) 33 mols; 16 mols; 16 mols.
X d) 3,0 mols; 1,5 mol; 1,5 mol.
e) 1,5 mol; 3,0 mols; 1,5 mol.

3.3 (UFPI) Sabemos que o gás etileno, C_2H_2, emitido pelas próprias frutas é responsável por seu amadurecimento. Assinale a resposta que explica por que uma penca de bananas amadurece mais rápido quando "abafada" (fechada em um saco plástico), do que em uma fruteira:
a) menor grau de umidade.
X b) maior pressão parcial do gás etileno.
c) menor temperatura ambiente.
d) ausência de luz.
e) menor concentração do gás etileno.

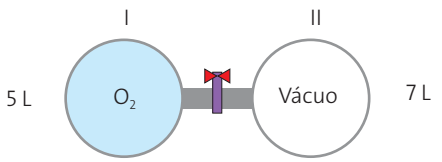
3.4 (UFRGS-RS) Na primeira etapa do processo industrial de obtenção do ácido nítrico, a amônia reage com oxigênio a 850 °C, na presença de catalisador adequado, ocorrendo a seguinte reação:

$$4\,NH_3(g) + 5\,O_2(g) \longrightarrow 4\,NO(g) + 6\,H_2O(g)$$

Sabendo que, num determinado instante, a pressão parcial de cada gás é: $pNH_3 = 1{,}05$ atm, $pO_2 = 1{,}32$ atm, $pNO = 1{,}05$ atm, $pH_2O = 1{,}58$ atm, a pressão total, em atm, será:
a) 2,37. b) 2,63. c) 3,95. X d) 5,00. e) 24,48.

3.5 (Vunesp-SP) Uma mistura gasosa formada por 14,0 g de $N_2(g)$ e 8,0 g de $O_2(g)$ ocupa um balão de capacidade igual a 30 L, na temperatura de 27 °C. Dadas as massas molares (g/mol): $N_2 = 28$; $O_2 = 32$; e o valor da constante R = 0,082 atm · L · mol^{-1} · K^{-1}, determine:
a) a pressão de cada gás no balão;
b) a pressão total no balão.

3.6 (Uece) A figura mostra dois balões interligados por uma torneira. A interligação tem volume desprezível e no balão **I** a pressão é de 3 atm.



Abrindo a torneira e mantendo a temperatura constante, a pressão final do sistema em atm será de:
X a) 1,25. b) 0,80. c) 7,20. d) 2,14.

3.7 (ITA-SP) Quando dizemos que o ar tem 15% de umidade relativa, queremos dizer que nesse ar:
a) 15% das moléculas são de água.
b) 15% da massa são de água.
c) a pressão parcial do vapor de água é 15% da pressão total.
d) a pressão parcial do vapor de água é 0,15 · 760 mmHg.
X e) a pressão parcial do vapor de água é 15% da pressão de vapor saturante para a temperatura em que se encontra o ar.

3.8 (Ucsal-BA) A 25 °C e 750 mmHg, o volume ocupado por 1 mol de gás é 24,8 L. Nessas condições, qual dos gases abaixo tem maior densidade?
a) N_2 b) O_2 c) F_2 X d) $C\ell_2$ e) Ne

3.9 (UFPE) O serviço de meteorologia da cidade do Recife registrou, em um dia de verão com temperatura de 30 °C, umidade relativa de 66%. Calcule o valor aproximado, em números inteiros, da pressão de vapor de água no ar atmosférico nessa temperatura, sabendo que a pressão máxima de vapor de água a 30 °C é 31,82 mmHg.

3.10 (PUCC-SP) À temperatura constante, 25 °C, a pressão de vapor de água no ar atmosférico saturado de vapor é igual a 23,8 mmHg.
Em um ambiente, a 25 °C, mediu-se a pressão de vapor de água encontrando-se o valor 11,9 mmHg. Para essas medidas utiliza-se um aparelho simples denominado psicrômetro. Nesse caso, a porcentagem de umidade do ambiente é
a) 0%. b) 25%. X c) 50%. d) 75%. e) 100%.

3.11 (UPM-SP) Difusão é a propriedade de duas ou mais substâncias formarem, espontaneamente, entre si, uma mistura homogênea. Essa propriedade ocorre, quando:
X a) o odor de um perfume contido em um frasco aberto se espalha num ambiente.
b) o óleo *diesel* é derramado acidentalmente em uma lagoa.
c) um prego exposto ao ar enferruja.
d) a areia carregada pelo vento forma uma duna.
e) gases hidrogênio e oxigênio reagem, formando água.

CAPÍTULO 4

Cálculo estequiométrico

Saiu na Mídia!

Impactos ambientais das queimadas de cana-de-açúcar

"Apesar dos benefícios econômicos apresentados pela expansão do setor sucroalcooleiro, algumas questões precisam ser mais bem discutidas sobre a cultura, como os impactos ambientais causados pelas queimadas. Uma das práticas mais comuns ainda hoje utilizada no Brasil é a queima da palha da cana-de-açúcar, com o propósito de facilitar as operações de colheita. A queimada consiste em atear fogo no canavial para promover a limpeza das folhas secas e verdes que são consideradas matéria-prima descartável.

Um dos pontos mais críticos sobre a queima da palha da cana-de-açúcar são as emissões de gases do efeito estufa na atmosfera, principalmente o gás carbônico, CO_2, como também o monóxido de carbono, CO, óxido nitroso, N_2O, metano, CH_4, e a formação do ozônio, O_3, além da poluição do ar atmosférico pela fumaça e fuligem.

A queima da palha equivale à emissão de 9 quilos de CO_2 por tonelada de cana, enquanto a fotossíntese da cana retira cerca de 15 toneladas por hectare de CO_2. Assim, a cultura da cana-de-açúcar mostra-se extremamente eficiente na fixação de carbono, apresentando um balanço altamente positivo, já que absorve muito mais carbono do que libera na atmosfera.

No estado de São Paulo, a Lei nº 11 241 de 2002 controla a queima da cana-de-açúcar para despalha e instalou um cronograma para que todos os canaviais deixem de ser queimados. A norma exige um planejamento que deve ser entregue anualmente à Cetesb, de modo a adequar as áreas de produção ao plano de eliminação de queimadas. O prazo máximo seria 2021 para áreas mecanizáveis e 2031 para áreas não mecanizáveis. No Protocolo Ambiental assinado entre o Governo do Estado e a Unica (União da Indústria de Cana-de-açúcar) em 2007, ocorreu a antecipação dos prazos. No ano de 2014, plantações que estiverem em áreas com declividade de até 12% não poderão mais ser queimadas, existindo somente a colheita mecanizada da cana crua. Nas demais aéreas, o prazo é até o ano de 2017."

Disponível em: <www.grupocultivar.com.br/site/content/artigos/ artigos.php?id=983>. Acesso em: 29 out. 2012.



Douglas Peebles Photography/Alamy/Other Images

A queima da palha da cana-de-açúcar causa um impacto ambiental que não pode ser ignorado.

Você sabe explicar?

Comparar unidades diferentes pode gerar confusão?

Você já tentou fazer um bolo? Se tentou, sabe que é preciso seguir uma receita que indica a proporção dos ingredientes e o modo de fazer.



Salvatore Chiariello/Shutterstock/Glow Images

Receita de bolo simples

Ingredientes
- 2 copos e meio de farinha
- 2 copos e meio de açúcar
- 1 colher de sopa de manteiga
- 1 copo de leite morno
- 4 ovos
- 1 colher de chá de fermento em pó

Como fazer
Bata as claras em neve e, em outro recipiente, bata o açúcar com as gemas e a manteiga. Adicione a farinha de trigo e o leite morno. Por último coloque o fermento e incorpore, aos poucos, as claras em neve à massa. Asse em forno preaquecido em uma assadeira redonda e previamente untada com manteiga e farinha de trigo.

Se você modificar a proporção de qualquer um dos ingredientes, vai obter um bolo diferente do esperado (mais seco, mais mole, mais duro, mais gorduroso, sem estrutura, etc.).

Considerando as diferenças entre a culinária e a Química, enfrentamos um problema semelhante quando provocamos a reação de substâncias para obter um produto: **as substâncias reagem e formam produtos numa proporção específica**.

O cálculo estequiométrico é usado justamente para determinar a quantidade de reagentes que devem ser usados e de produtos que serão obtidos em uma reação química, levando em consideração também a pureza e o excesso de reagentes, o rendimento da reação, o excesso de alguma substância, etc.

Esse cálculo pode ser feito em quantidade de matéria (n), em número de moléculas ou de fórmulas unitárias ($N = 6{,}02214 \cdot 10^{23} \cdot n$), em massa ou em volume das substâncias envolvidas, e baseia-se nos **coeficientes da equação química corretamente balanceada**. A utilização dele é de extrema importância em laboratórios e em todo o ramo industrial que envolva algum processo de transformação química.

Considere a reação balanceada de combustão completa do etanol (álcool etílico), sendo as massas atômicas dos elementos: H = 1, C = 12 e O = 16 e o valor aproximado da constante de Avogadro, igual a $6{,}0 \cdot 10^{23}$ (em temperatura e pressão em que todos são gases).

Relações estequiométricas para a combustão do etanol

Relação	Etanol		Oxigênio		Gás carbônico		Água
	1 $C_2H_6O(\ell)$	+	**3** $O_2(g)$	$\longrightarrow$	**2** $CO_2(g)$	+	**3** $H_2O(v)$
Quantidade de matéria	1 mol		3 mol		2 mol		3 mol
Número de moléculas	$1 \cdot 6 \cdot 10^{23}$		$3 \cdot 6 \cdot 10^{23}$		$2 \cdot 6 \cdot 10^{23}$		$3 \cdot 6 \cdot 10^{23}$
Massa	1 · 46 g		3 · 32 g		2 · 44 g		3 · 18 g
Volume (para gases)	1 volume		3 volumes		2 volumes		3 volumes
Volume nas CNTP	líquido nas CNTP		3 · 22,4 L		2 · 22,4 L		líquido nas CNTP

Os coeficientes de qualquer equação química são encontrados com base na **lei da conservação da massa**, de Lavoisier, e na l**ei das proporções constantes**, de Proust. Os valores de volume da tabela anterior baseiam-se na lei volumétrica de Gay-Lussac. Nesse caso, não devemos esquecer que o volume só se manterá constante se a pressão e a temperatura também forem mantidas constantes.

Assim, se estabelecermos para qualquer reação química as proporções indicadas como na queima do etanol , é possível fazer vários cálculos por meio de regras de três simples (cálculo proporcional) para descobrir as quantidades de reagentes usadas e de produtos obtidos.

1 Cálculos teóricos

Para começar a aprender os princípios do cálculo estequiométrico, vamos considerar condições ideais: reagentes 100% puros, rendimento da reação igual a 100% e quantidade de substâncias presentes, na proporção exata indicada pelos coeficientes da reação balanceada (sem excesso de reagentes). É claro que na prática os processos químicos não ocorrem dessa maneira, por isso denominamos esses cálculos de teóricos.

Veremos a seguir, após a resolução de alguns problemas propostos, como são feitos os cálculos estequiométricos.

Para isso, vamos relembrar:

1 mol $\Leftrightarrow$ $6 \cdot 10^{23}$ moléculas* $\Leftrightarrow$ massa molar em g/mol $\Leftrightarrow$ 22,4 L (nas CNTP)

* Ou de fórmulas unitárias no caso de substâncias iônicas como o NaCℓ.

Por exemplo, se para fazer um bolo precisamos de 4 ovos, para fazer dois bolos, precisamos de quantos ovos? Se usarmos 2 copos de leite, de quantos copos de farinha vamos precisar?

Quantidade de matéria × quantidade de matéria

Acompanhe o exemplo a seguir:

- Qual a quantidade de matéria de álcool etílico, $C_2H_6O(\ell)$, que deve reagir para fornecer 12 mol de gás carbônico (supondo reação de combustão completa)?

  Resolução:

  Observe que, para resolver esse problema, vamos relacionar apenas os dados das substâncias mencionadas no enunciado, concluindo, por exemplo, que há oxigênio suficiente para reagir com todo o álcool etílico e que a queima é completa.

  Equação balanceada da combustão do álcool etílico:

  $1\ C_2H_6O(\ell) + 3\ O_2(g) \longrightarrow 2\ CO_2(g) + 3\ H_2O(v)$

  1 mol _____ 2 mol

  x _____ 12 mol

  $x = \frac{1 \cdot 12}{2} \Rightarrow x = 6$ mol de $C_2H_6O(\ell)$

Para obter 12 mol de gás carbônico, é necessário queimar completamente 6 mol de álcool etílico.

A regra de três é um cálculo baseado na razão de que os fatores envolvidos são diretamente proporcionais. Para o exemplo ao lado, desconsideramos a seguinte passagem:

$\frac{1}{x} = \frac{2}{12} \Rightarrow x \cdot 2 = 1 \cdot 12$

Foi com base nas leis experimentais de Lavoisier e Proust que se concluiu que os átomos que fazem parte dos reagentes são os mesmos que fazem parte dos produtos (os átomos se conservam, as reações químicas são rearranjos de átomos), o que na época foi fundamentado pela teoria atômica de Dalton. O cálculo estequiométrico, portanto, está baseado nessas leis.

Massa × massa

Se calcularmos as massas molares de cada substância participante da reação e **multiplicarmos** essas massas pelos seus respectivos coeficientes na equação química balanceada, teremos a **proporção em massa** das substâncias que reagem e das que são produzidas. Com esses dados, podemos resolver qualquer questão relacionando as quantidades em massa das substâncias.

Considere o seguinte exemplo:

- Qual a massa de $O_2(g)$ necessária para queimar completamente 161 g de $C_2H_6O(\ell)$?

Resolução:

$$\mathbf{1}\ C_2H_6O(\ell) + \mathbf{3}\ O_2(g) \longrightarrow \mathbf{2}\ CO_2(g) + \mathbf{3}\ H_2O(\ell)$$

$$\mathbf{1} \cdot 46\ g \text{ ——— } \mathbf{3} \cdot 32\ g \qquad \mathbf{2} \cdot 44\ g \qquad \mathbf{3} \cdot 18\ g$$

$$161\ g \text{ ——— } x$$

$$x = \frac{161 \cdot \mathbf{3} \cdot 32}{1 \cdot 46} \Rightarrow x = 336\ g\ de\ O_2(g)$$

Para queimar completamente 161 g de $C_2H_6O(\ell)$, é necessário utilizar 336 g de gás oxigênio.

Quantidade de matéria × constante de Avogadro

Existe uma **relação de proporcionalidade** entre o número de partículas elementares em uma amostra da substância (N) e sua quantidade de matéria (n). A constante de proporcionalidade que permite a passagem de quantidade de matéria para número de partículas elementares é a constante de Avogadro: $N_A = 6{,}02214 \cdot 10^{23}$ ou $\simeq 6{,}0 \cdot 10^{23}$.

$$N = 6{,}02214 \cdot 10^{23} \cdot n$$

Considere o seguinte exemplo:

- Quantas moléculas de gás oxigênio são consumidas na combustão de 5 mol de álcool etílico?

Resolução:

$$\mathbf{1}\ C_2H_6O(\ell) + \mathbf{3}\ O_2(g) \longrightarrow 2\ CO_2(g) + 3\ H_2O(v)$$

$$\mathbf{1}\ mol \text{ ——— } \mathbf{3} \cdot 6 \cdot 10^{23}\ moléculas$$

$$5\ mol \text{ ——— } x$$

$$x = \frac{5 \cdot 3 \cdot 6 \cdot 10^{23}}{1} \Rightarrow x = 9{,}0 \cdot 10^{24}\ moléculas\ de\ O_2(g)$$

Na combustão de 5 mol de álcool etílico são consumidas $9{,}0 \cdot 10^{24}$ moléculas de $O_2(g)$.

Constante de Avogadro × massa

Como a constante de Avogadro, $6{,}0 \cdot 10^{23}$, é proporcional a uma quantidade de matéria igual a 1 mol, e essa quantidade de matéria se relaciona à massa molar da substância (em g/mol), podemos associar diretamente a constante de Avogadro com a massa molar, na proporção indicada pelos coeficientes da equação balanceada.

$$6{,}0 \cdot 10^{23}\ moléculas \Leftrightarrow 1 \cdot massa\ molar\ da\ substância$$

Considere o seguinte exemplo:

- Qual o número de moléculas de etanol, $C_2H_6O(\ell)$, que, ao sofrer combustão completa com gás oxigênio suficiente, fornece uma massa de água, $H_2O(v)$, igual a 162 g?

Resolução:

Da equação balanceada temos:

$$\mathbf{1}\ C_2H_6O(\ell) + \mathbf{3}\ O_2(g) \longrightarrow \mathbf{2}\ CO_2(g) + \mathbf{3}\ H_2O(\ell)$$

$$\mathbf{1} \cdot 6{,}02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} \text{ ——— } \mathbf{3} \cdot 18 \text{ g}$$

$$x \text{ ——— } 162 \text{ g}$$

$$x = \frac{162 \cdot 1 \cdot 6{,}02 \cdot 10^{23}}{3 \cdot 18} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow x = 1{,}806 \cdot 10^{24} \text{ moléculas de } C_2H_6O(\ell)$$

É necessário que um número de moléculas de álcool etílico igual a $1{,}806 \cdot 10^{24}$ sofra combustão completa.

Quantidade de matéria × volume

O volume molar é proporcional a uma quantidade de matéria igual a 1 mol e, portanto, igual aos coeficientes da reação balanceada.

1 mol de moléculas $\Leftrightarrow$ 1 · volume molar da substância

Considere o seguinte exemplo:

- Dada a reação de combustão do álcool etílico, feita sob temperatura de 300 K e pressão de 120 000 Pa, calcule a quantidade de matéria de $C_2H_6O(\ell)$, necessária para liberar 103,95 L de $CO_2(g)$.

Resolução:

Podemos calcular o volume molar nas condições fornecidas no enunciado considerando, por exemplo, que ele é proporcional ao volume molar nas STP. Desse modo, temos:

$$\frac{P_i \cdot V_i}{T_i} = \frac{P_f \cdot V_f}{T_f} \Rightarrow \frac{100\,000 \cdot 22{,}71}{273{,}15} = \frac{120\,000 \cdot V_f}{300}$$

$$V_f = \frac{100\,000 \cdot 22{,}71 \cdot 300}{120\,000 \cdot 273{,}15} \Rightarrow V_f \simeq 20{,}79 \text{ L}$$

Assim, o volume ocupado por 1 mol de moléculas (volume molar) sob pressão de 120 000 Pa e 300 K é igual a 20,79 L/mol.

Da equação balanceada temos:

$$\mathbf{1}\ C_2H_6O(\ell) + \mathbf{3}\ O_2(g) \longrightarrow \mathbf{2}\ CO_2(g) + \mathbf{3}\ H_2O(v)$$

$$\mathbf{1} \text{ mol de } C_2H_6O(\ell) \text{ ——— } \mathbf{2} \cdot 20{,}79 \text{ L de } CO_2(g)$$

$$x \text{ ——— } 103{,}95 \text{ L de } CO_2(g)$$

$$x = \frac{1 \cdot 103{,}95}{2 \cdot 20{,}79} \Rightarrow x = 2{,}5 \text{ mol de } C_2H_6O(\ell)$$

Para produzir 103,95 L de gás carbônico, é necessário que 2,5 mol de álcool etílico queimem completamente.

A Iupac trabalha com o Sistema Internacional de Unidades (SI). Assim, define apenas as condições de pressão-padrão e temperatura-padrão ou STP (*Standard Temperature and Pressure*).

- Nas STP, a pressão-padrão é de 100 000 Pa, o que equivale a 1 bar, e a temperatura-padrão é de 273,15 K. Nessas condições o volume ocupado por 1 mol de moléculas de qualquer gás é $\simeq$ 22,71 L.

No Brasil também trabalhamos nas chamadas condições normais de temperatura e pressão, CNTP.

- Nas CNTP, a pressão-padrão é de 101 325 Pa, o que equivale a 1 atm, e a temperatura-padrão é de 273,15 K. Nessas condições o volume ocupado por 1 mol de qualquer gás é $\simeq$ 22,4 L.

Note que, como os cálculos de volume são baseados na proporção indicada pelos coeficientes de cada substância que participa da reação na fase gasosa, não é necessário multiplicar os coeficientes pelo volume molar (22,4 L nas CNTP, por exemplo), pois isso não altera a proporção em que as substâncias se encontram; logo, não altera o resultado.

Etanol

O processo industrial

No Brasil, a fermentação da cana-de-açúcar é o principal método de obtenção do etanol.

Fermentação de carboidratos

O etanol ou álcool etílico pode ser obtido da fermentação de vários vegetais ricos em açúcar, amido ou celulose, como cana-de-açúcar, milho, beterraba, sorgo, trigo, arroz, mandioca e celulose, extraída de matéria vegetal, principalmente de eucaliptos, além de palhas, madeiras, resíduos agrícolas e resíduos sulfíticos de fábricas de papel.

O hectare (ha) plantado (área de 10 000 m^2) de cada cultura pode fornecer determinada quantidade de etanol. Veja alguns exemplos:

- Cana-de-açúcar no Brasil: 7 000 L de etanol/ha.
- Cana-de-açúcar na Índia: 5 200 L de etanol/ha.
- Beterraba na União Europeia: 5 400 L de etanol/ha.
- Milho nos Estados Unidos: 3 800 L de etanol/ha.
- Mandioca na Tailândia: 3 100 L de etanol/ha.
- Trigo na União Europeia: 2 500 L de etanol/ha.
- Eucalipto: 2 100 L de etanol/ha (≃20 toneladas de madeira).

Dados numéricos disponíveis em: <www.canabrasil.com.br/content/view/369/78>. Acesso em: 15 jun. 2011.

Para viabilizar economicamente a produção industrial, no entanto, deve-se procurar a maior relação possível entre a energia renovável obtida e a energia fóssil gasta na produção.

A produção de etanol da cana-de-açúcar, em geral, obedece aos seguintes procedimentos:

Moagem da cana

Após o corte, a cana-de-açúcar é transportada até a usina e lavada para retirar a sujeira mais grossa. Em seguida é picada e levada para moer. A moagem produz o caldo de cana, também conhecido como garapa, que contém um alto teor de sacarose, $C_{12}H_{22}O_{11}$, e também o bagaço, a parte sólida rica em celulose, $(C_6H_{10}O_5)_n$.

A mistura garapa-resíduo é filtrada.

Feita a separação, o bagaço é utilizado para cogeração de energia ou como matéria-prima na produção de celulose, chapas de aglomerado e ração animal.

A garapa é aquecida para eliminar a água, formando um líquido viscoso e rico em açúcar, o melaço, do qual podem se obter tanto o açúcar como o etanol.

Produção de melaço

O melaço consiste numa solução de ≃ 40% em massa, de sacarose (a cristalização do melaço produz o açúcar mascavo).

Em seguida, acrescenta-se um pouco de água e de ácido ao melaço para hidrolisar a sacarose, obtendo-se assim o mosto de fermentação.

$$\underset{\text{sacarose}}{1\,C_{12}H_{22}O_{11}(s)} + \underset{\text{água}}{1\,H_2O(\ell)} \longrightarrow \underset{\text{glicose}}{1\,C_6H_{12}O_6(s)} + \underset{\text{frutose}}{1\,C_6H_{12}O_6(s)}$$

O produto da hidrólise da sacarose é denominado açúcar invertido.

Fermentação do mosto

Neste momento, acrescentam-se ao mosto os fermentos biológicos, como a *Saccharomyces*, que é um tipo de levedura.

Esses microrganismos, ao se alimentarem dos açúcares, produzem enzimas, como a zimase, que atuam como catalisadores, acelerando a transformação dos açúcares presentes no mosto em etanol.

$$\underset{\text{açúcar}}{1\,C_6H_{12}O_6\,(s)} \rightarrow \underset{\text{etanol}}{2\,CH_3CH_2OH(\ell)} + \underset{\text{gás carbônico}}{2\,CO_2(g)} + 26\ \text{kcal}$$

Esse processo tem duração média de 50 horas, e o etanol produzido por fermentação chega no máximo a 14% em volume na solução, pois acima dessa concentração o etanol destrói a enzima zimase, e a fermentação é interrompida.

Destilação do mosto fermentado

O mosto fermentado é então enviado para a destilaria, onde é submetido a uma destilação fracionada para separar o álcool etílico da solução. A destilação prossegue até formar uma solução com 96% de etanol e 4% de água (etanol 96 °GL). Nessa proporção, o etanol e a água formam uma mistu-

ra azeotrópica (ponto de ebulição constante), logo não pode ser separada por destilação.

Obtenção do etanol anidro

Para obter etanol puro ou anidro, a indústria utiliza agentes desidratantes para retirar a água excedente. Um exemplo é a adição de óxido de cálcio (cal viva) à mistura.

O óxido de cálcio reage com a água formando hidróxido de cálcio:

$$1\,CaO(s) + 1\,H_2O(\ell) \longrightarrow 1\,Ca(OH)_2(ppt)$$

Como o $Ca(OH)_2(ppt)$ não é solúvel em álcool etílico, ocorre a formação de uma mistura heterogênea que pode ser separada por filtração. O etanol com até 0,5% de água é considerado anidro.

Cada litro de álcool obtido na destilação produz cerca de 12 litros de resíduos do mosto fermentado. Esse resíduo recebe o nome de vinhaça ou vinhoto. É possível aproveitar o vinhoto como fertilizante aumentando a produtividade do canavial, porém, como a produção desse resíduo é muito grande, muitas empresas acabam despejando parte dele em corpos de água, causando sérios problemas de poluição ambiental.

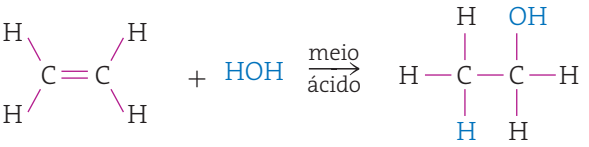
Hidratação do etileno (eteno)

O eteno, ou etileno, é obtido principalmente do gás natural proveniente da destilação fracionada do petróleo ou de um processo denominado craqueamento (quebra pelo fogo) do petróleo (cujo objetivo principal é aumentar a produção de gasolina).

Exemplo:

$$\underset{\text{fração querosene}}{1\,C_{12}H_{26}(\ell)} \longrightarrow \underset{\text{fração gasolina}}{1\,C_8H_{18}(\ell)} + \underset{\text{eteno}}{2\,C_2H_4(g)}$$

Em seguida, faz-se a água reagir com o eteno – reação de adição –, produzindo etanol.



eteno — água — etanol

Atualmente o etanol é utilizado como combustível de veículos, tanto misturado à gasolina como puro, principalmente em veículos do tipo *flex*.

Nas indústrias, o etanol é utilizado como reagente de partida para a síntese de vários compostos químicos, como o ácido acético (etanoico), o butadieno e o etanal (acetaldeído).

Por ser miscível com a água em qualquer proporção, e também com a maioria dos solventes orgânicos, é muito utilizado como solvente para muitas substâncias na fabricação de perfumes, tintas, vernizes e explosivos.

Trabalho em equipe

Quando uma bebida alcóolica é ingerida, o etanol é absorvido no intestino delgado e distribuído pelo corpo, através da corrente sanguínea. O etanol é uma substância tóxica, e o organismo inicia o processo de excreção dessa substância tão logo ela é consumida. Cerca de 90% do etanol ingerido é processado no fígado – a enzima álcool desidrogenase converte etanol em acetaldeído (etanal), que também é uma substância tóxica e é responsável pela enxaqueca e outros sintomas da ressaca.

Pesquise a diferença entre os termos alcóolico e alcólatra e faça um levantamento no seu bairro (ou nos arredores da escola) do número de bares em relação ao número de estabelecimentos que se propõem a dar apoio aos alcoólicos (como os alcoólicos anônimos).

Consiga o depoimento de alguém que já conviveu com um ex-alcoólatra (ou mesmo de um ex-alcoólico) e que possa descrever o que leva uma pessoa ao consumo excessivo de bebida, os problemas de relacionamento enfrentados e as dificuldades para vencer o vício.

A sala pode ser dividida em grupos. Cada grupo vai pesquisar um tópico e apresentá-lo aos demais. Após as apresentações, pode-se fazer um debate entre os alunos para discutir o tema.

Comparar unidades diferentes pode gerar confusão?

Segundo as informações do texto de abertura, *a queima da palha* [da cana-de-açúcar] *equivale à emissão de 9 kg de CO_2 por tonelada de cana, enquanto a fotossíntese da cana retira cerca de 15 toneladas de CO_2 por hectare*.

Mas como comparar quilo de CO_2 liberado por tonelada de cana queimada com tonelada de CO_2 absorvido por hectare de cana plantada?

Não faz sentido, faz? Para podermos estabelecer uma comparação concreta, é necessário que os dados sejam equivalentes.

No *site* <www.agric.com.br/producoes/cultivo_da_cana.html> (acesso em: 29 out. 2012), encontramos a seguinte informação: *Os canaviais são culturas semiperenes, pois são replantados somente após cerca de cinco anos do plantio, ou seja, colhe-se cerca de cinco vezes o canavial antes da sua reforma. Normalmente a primeira colheita é mais produtiva, sendo que a produtividade decresce gradualmente a cada corte, sendo as médias respectivamente 120, 95, 85, 75 e 60 toneladas por hectare*.

- CO_2 absorvido do ambiente

  Considerando a média: $(120 + 95 + 85 + 75 + 60)/5 = 87$, ou seja, 87 toneladas de cana por hectare em média, podemos fazer o seguinte cálculo:

87 toneladas de cana	absorvem	15 toneladas de CO_2
1 tonelada de cana	absorve	x

$$x = \frac{1 \cdot 15}{87} \quad \Rightarrow \quad x \simeq 0,17 \text{ tonelada de } CO_2$$

Concluindo, podemos estimar, pelos dados fornecidos, que cada tonelada de cana plantada absorve 0,17 tonelada de CO_2 do ambiente.

- CO_2 liberado para o ambiente

  Convertendo a quantidade em quilos de CO_2 liberado para tonelada de CO_2 liberado por tonelada de cana queimada (dado que $1 \text{ kg} = 10^{-3}$ toneladas), concluímos que 1 tonelada de cana queimada libera 0,009 toneladas de CO_2 para o ambiente.

  Com dados equivalentes fica mais clara a ideia de que a plantação de cana é vantajosa para o meio ambiente, pois cada tonelada plantada absorve 0,17 t de CO_2/hectare, enquanto a queimada feita na colheita libera 0,009 t de CO_2/hectare.

  Mas isso é tudo? Não, precisamos ainda considerar:

- O impacto causado pelo tempo de ocorrência de cada fenômeno, ou seja, ainda de acordo com o *site* <www.agric.com.br/producoes/cultivo_da_cana.html>: *A primeira colheita da cana pode ocorrer após um ano ou um ano e meio do plantio, dependendo do quão precoce é a variedade utilizada*.

Se considerarmos um ano para a colheita, veremos que 1 tonelada de cana plantada absorve 0,17 tonelada de CO_2 a cada 365 dias, ou $\simeq$ 0,0005 t de CO_2 absorvido/dia/hectare.

Por outro lado, a queimada ocorre em um ou dois dias. Portanto, considerando 2 dias, temos $\simeq$0,005 t de CO_2 liberado/dia/hectare.



Fabio Colombini/Acervo do fotógrafo



Ricardo Azoury/Pulsar Imagens

As fotos mostram uma plantação de cana-de-açúcar (A) e uma queimada pré-colheita (B). Até que ponto a plantação dessa cultura pode ser considerada vantajosa para o meio ambiente?

Nesse caso, devido ao impacto, os dados não parecem tão favoráveis.

- A utilização da cana-de-açúcar na produção de combustível automotivo (etanol) que também vai liberar CO_2 para o meio ambiente.

Como vemos, a situação é bem mais preocupante e complexa do que parece à primeira vista.

Questões

ATENÇÃO! Não escreva no seu livro!

Na resolução de todas as questões, consulte o valor da massa molar dos elementos na tabela periódica, no início do livro, e utilize: valor aproximado da constante de Avogadro igual a $6{,}0 \cdot 10^{23}$, volume molar nas CNPT = 22,4 L e volume molar nas STP = 22,71 L.

O acetileno (etino) é um gás incolor de odor agradável que queima a temperaturas elevadas e, por isso, é usado em maçaricos oxiacetilênicos capazes de cortar chapas de aço. Também é usado na fabricação de borracha e fibras têxteis sintéticas. Faça o balanceamento da equação de combustão do acetileno e responda às questões de 1 a 4.

$C_2H_2(g) + O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + H_2O(v)$

1. Cálculos relacionando quantidades de matéria:

a) Qual a quantidade de matéria de $CO_2(g)$ obtida na combustão completa de 8 mol de acetileno, $C_2H_2(g)$?

b) Qual a quantidade de matéria de gás oxigênio, $O_2(g)$, necessária para fornecer 17,5 mol de água, $H_2O(v)$, na queima completa do acetileno, $C_2H_2(g)$?

2. Cálculos relacionando massas:

a) Qual a massa de gás carbônico, $CO_2(g)$, obtida na queima completa de 91 g de acetileno, $C_2H_2(g)$?

b) Qual a massa de água, $H_2O(v)$, obtida com 528 g de gás carbônico, $CO_2(g)$, na reação de combustão completa do acetileno, $C_2H_2(g)$?

3. Considerando 25 °C e 1 atm (condições constantes) e volume molar = 24,46 L/mol, responda:

a) Qual o volume de $C_2H_2(g)$ que, ao sofrer combustão completa, fornece 673,8 L de gás carbônico, $CO_2(g)$?

b) Qual o volume de acetileno, $C_2H_2(g)$, que pode ser totalmente queimado por uma quantidade de oxigênio, $O_2(g)$, igual a 25 m^3?

4. Cálculos relacionando número de moléculas:

a) Quantas moléculas de água, $H_2O(v)$, são obtidas na queima completa do acetileno, $C_2H_2(g)$, ao serem consumidas $3{,}0 \cdot 10^{24}$ moléculas de gás oxigênio, $O_2(g)$?

b) Quantas moléculas de gás carbônico, $CO_2(g)$, são formadas na queima total de $2{,}4 \cdot 10^{23}$ moléculas de acetileno, $C_2H_2(g)$?

5. (UnB-DF) A substância hidreto de lítio reage com a água segundo a seguinte equação:

$LiH(s) + H_2O(\ell) \longrightarrow LiOH(aq) + H_2(g)$

Essa reação é usada para inflar botes salva-vidas. O náufrago pressiona um dispositivo do bote, que contém água e uma cápsula de vidro com LiH. Ao ser pressionada, a cápsula quebra-se, e o hidreto reage imediatamente com a água, liberando o gás. Calcule a quantidade de matéria de hidreto de lítio, LiH(s), necessária para inflar um bote de 252 L a 0 °C e 1,0 atm.

6. (Unirio-RJ) Jaques A. C. Charles, químico famoso por seus experimentos com balões, foi o responsável pelo segundo voo tripulado. Para gerar o gás hidrogênio, com o qual o balão foi enchido, ele utilizou ferro metálico e ácido, conforme a seguinte reação:

$Fe(s) + H_2SO_4(aq) \longrightarrow FeSO_4(aq) + H_2(g)$

Supondo que tenham sido utilizados 448 kg de ferro metálico, o volume, em litros, de gás hidrogênio obtido nas CNTP (0 °C e 1 atm) foi de:

a) 89,6 b) 179,2 c) 268,8 d) 89 600 X e) 179 200

7. A reação de combustão completa da acetona pode ser representada pela equação abaixo:

$C_3H_6O(v) + O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + H_2O(v)$

Considere essa reação feita sob pressão de 110 000 Pa e na temperatura de 17 °C e calcule o volume de gás carbônico, $CO_2(g)$, obtido na queima completa de $3{,}01 \cdot 10^{26}$ moléculas de propanona, $C_3H_6O(v)$.

8. (ESPM-SP) O hipoclorito de sódio tem propriedades bactericida e alvejante, sendo utilizado para cloração de piscinas, e é vendido no mercado consumidor em solução como Água Sanitária, Cândida, Q-Boa, etc. Para fabricá-lo, reage-se gás cloro com soda cáustica:

$C\ell_2(g) + 2\,NaOH(aq) \longrightarrow NaC\ell(aq) + NaC\ell O(aq) + H_2O(\ell)$

A massa de soda cáustica, NaOH(aq), necessária para obter 149 kg de hipoclorito de sódio, $NaC\ell O(aq)$, é:

Dados: H = 1 u; O = 16 u; Na = 23 u; Cℓ = 35,5 u

a) 40 kg b) 80 kg c) 120 kg X d) 160 kg e) 200 kg

9. (Cefet-CE) O carbonato de cálcio é um calcário usado como matéria-prima na obtenção da cal, de acordo com a reação $CaCO_3(s) \longrightarrow CaO(s) + CO_2(g)$. A massa de cal produzida na calcinação de 200 kg de carbonato é:

X a) 112 kg b) 56 kg c) 28 kg d) 100 kg e) 200 kg

2 Reagentes em excesso

Existem muitos fatores que interferem no desenvolvimento de uma reação química, como a pureza dos reagentes, o manejo e o armazenamento adequado desses reagentes, a imprecisão das medidas e a variação nas condições de temperatura e pressão.

Como esses fatores são muitos, na prática não é possível mantê-los sob controle absoluto, e eles devem ser sempre levados em consideração quando se deseja saber a quantidade de produtos que será obtida em determinada reação química.

Veremos nesse capítulo quais os cálculos necessários para prever, com o máximo de precisão, as quantidades necessárias de reagentes para se obter determinada quantidade de produtos.

Vimos que as substâncias reagem rigorosamente dentro da proporção indicada pelos coeficientes da reação corretamente balanceada. Se houver qualquer quantidade em excesso de uma substância reagente, esse excesso não vai participar da reação e deverá ser desprezado.

Considere o seguinte exemplo:

- Uma massa de álcool etílico, $C_2H_6O(\ell)$, igual a 138 g foi posta para queimar na presença de 220 L de gás oxigênio, $O_2(g)$, em condições ambientes (1 atm e 25 °C). Calcule o volume de gás carbônico liberado e a quantidade de reagente em excesso, se houver.

  Dados: massa molar do $C_2H_6O(\ell)$ igual a 46 g/mol; considere o volume molar nas condições em que ocorreu a reação igual a 25 L/mol.

  Resolução:

  Da equação balanceada, temos que:

  $$\mathbf{1}\ C_2H_6O(\ell) + \mathbf{3}\ O_2(g) \longrightarrow \mathbf{2}\ CO_2(g) + 3\ H_2O(v)$$

  $$\mathbf{1} \cdot 46\text{ g de } C_2H_6O(\ell) \text{ ——— } \mathbf{3} \cdot 25\text{ L de } O_2(g)$$

  $$138\text{ g de } C_2H_6O(\ell) \text{ ——— } x$$

  $$x = \frac{138 \cdot 3 \cdot 25}{1 \cdot 46} \Rightarrow x = 225\text{ L de } O_2(g)$$

Como o volume de gás oxigênio, $O_2(g)$, disponível é de 220 L e seriam necessários 225 L para reagir totalmente com 138 g de álcool etílico, $C_2H_6O(\ell)$, concluímos que o álcool etílico está em excesso. O próximo passo é calcular a massa de álcool etílico que reagiu de fato e a massa de álcool etílico que estava em excesso e, portanto, não reagiu. Depois, podemos calcular a quantidade de produto formada.

- Cálculo da massa de substância (no caso, álcool etílico) que reagiu efetivamente:

  Da reação balanceada, temos que:

  $$\mathbf{1}\ C_2H_6O(\ell) + \mathbf{3}\ O_2(g) \longrightarrow 2\ CO_2(g) + 3\ H_2O(v)$$

  $$\mathbf{1} \cdot 46\text{ g de } C_2H_6O(\ell) \text{ ——— } \mathbf{3} \cdot 25\text{ L de } O_2(g)$$

  $$y \text{ ——— } 220\text{ L de } O_2(g)$$

  $$y = \frac{220 \cdot 1 \cdot 46}{3 \cdot 25} \Rightarrow y \simeq 135\text{ g de } C_2H_6O(\ell) \text{ reagiram efetivamente}$$

- Cálculo da massa de substância em excesso:

  O excesso é calculado subtraindo-se a massa da substância que foi colocada para reagir da massa que efetivamente reagiu.

  138 g − 135 g = 3 g de $C_2H_6O(\ell)$ em excesso.

- Cálculo da massa de produto formada:

  O cálculo do produto formado pode ser feito utilizando a substância reagente que **não** estava em excesso ou a massa da outra substância que reagiu efetivamente (o excesso deve ser desprezado). Nos dois casos, é claro, o resultado será o mesmo.

  Partindo do volume de oxigênio (que não estava em excesso) da reação balanceada, temos:

$$\mathbf{1}\ C_2H_6O(\ell) + \mathbf{3}\ O_2(g) \longrightarrow \mathbf{2}\ CO_2(g) + 3\ H_2O(v)$$

$$\mathbf{3} \cdot 25\ L\ de\ O_2(g) \text{ ——— } \mathbf{2} \cdot 25\ L\ de\ CO_2(g)$$

$$220\ L\ de\ O_2(g) \text{ ——— } z$$

$$z = \frac{220 \cdot 2 \cdot 25}{3 \cdot 25} \Rightarrow z \simeq 146{,}7\ L\ de\ CO_2(g)$$

  Partindo da massa de álcool etílico que reagiu efetivamente da reação balanceada, temos:

$$\mathbf{1}\ C_2H_6O(\ell) + \mathbf{3}\ O_2(g) \longrightarrow \mathbf{2}\ CO_2(g) + 3\ H_2O(v)$$

$$\mathbf{1} \cdot 46\ g\ de\ C_2H_6O(\ell) \text{ ——————— } \mathbf{2} \cdot 25\ L\ de\ CO_2(g)$$

$$135\ g\ de\ C_2H_6O(\ell) \text{ ——————— } z$$

$$z = \frac{135 \cdot 2 \cdot 25}{1 \cdot 46} \Rightarrow z \simeq 146{,}7\ L\ de\ CO_2(g)$$

  Volume de gás carbônico medido: ≃ 146,7 L.

Questões

10. (UFRN) Pode-se dizer que o reagente limitante numa reação química é aquele que está:

X a) em falta.
b) desequilibrado.
c) em excesso.
d) com maior massa.
e) com menor massa.

11. (Cesgranrio-RJ) Os gases dióxido de enxofre, $SO_2(g)$, e oxigênio, $O_2(g)$, em condições apropriadas, reagem formando o trióxido de enxofre, $SO_3(g)$, conforme a reação esquematizada a seguir:

$2\ SO_2(g) + 1\ O_2(g) \longrightarrow 2\ SO_3(g)$

Usando volumes iguais dos dois reagentes, haverá excesso de um deles. A porcentagem desse excesso de volume, em relação ao volume inicial dos reagentes, é:

a) 25% de $O_2(g)$
b) 25% de $SO_2(g)$
X c) 50% de $O_2(g)$
d) 75% de $O_2(g)$
e) 80% de $O_2(g)$

12. (PUC-SP) Misturam-se 1,000 kg de sulfeto de carbono, $CS_2(\ell)$, e 2,000 kg de gás cloro, $C\ell_2(g)$, em um reator, onde se processa a transformação:

$CS_2(\ell) + 3\ C\ell_2(g) \longrightarrow CC\ell_4(\ell) + S_2C\ell_2(\ell)$

As massas de tetracloreto de carbono, $CC\ell_4(\ell)$, formado e do reagente em excesso que resta quando a reação se completa são:

X a) 1,446 kg de $CC\ell_4(\ell)$ e 0,286 kg de $CS_2(\ell)$.
b) 2,026 kg de $CC\ell_4(\ell)$ e 0,286 kg de $CS_2(\ell)$.
c) 1,446 kg de $CC\ell_4(\ell)$ e 0,286 kg de $C\ell_2(g)$.
d) 2,026 kg de $CC\ell_4(\ell)$ e 0,286 kg de $C\ell_2(g)$.
e) 1,286 kg de $CC\ell_4(\ell)$ e 0,732 kg de $C\ell_2(g)$.

13. (Vunesp-SP) Na indústria, a amônia, $NH_3(g)$, é obtida pelo processo denominado Haber-Bosh, pela reação entre o nitrogênio e o hidrogênio na presença de um catalisador apropriado, conforme mostra a reação não balanceada:

$N_2(g) + H_2(g) \xrightarrow{cat.} NH_3(g)$

Considerando um rendimento de 100%, calcule:

a) a massa de amônia produzida reagindo-se 7 g de nitrogênio, $N_2(g)$, com 3 g de hidrogênio, $H_2(g)$.
b) nas condições descritas no item **a**, existe reagente em excesso? Se existir, qual a massa em excesso desse reagente?

3 Rendimento

Na prática é bastante difícil uma reação ter 100% de rendimento.

Considere, por exemplo, a reação de síntese direta da amônia:

$$1\,N_2(g) + 3\,H_2(g) \longrightarrow 2\,NH_3(g)$$

Os processos industriais destinados a produzir amônia por meio dessa reação utilizam temperaturas que variam entre 400 °C e 500 °C.

A diferença é o tipo de instalação e a pressão empregada, que varia de 200 atm, para um rendimento máximo de 20%, a 800 atm, para um rendimento máximo de 80%.

Os cálculos envolvidos em casos como esse estão descritos a seguir, tomando-se a obtenção da amônia como exemplo.

Quando dizemos que determinada reação teve um rendimento igual a η%, significa que, para cada 100 partes (em quantidade de matéria, massa, volume ou número de moléculas) de substância que se esperava obter teoricamente (como produto da reação), obtiveram-se na prática apenas η partes.



Ryan McGinnis/Alamy/Other Images

Tanques de amônia

Indústria de amônia

A amônia é matéria-prima básica para a fabricação de fertilizantes, ureia, ácido nítrico, explosivos, plásticos, fibras e resinas.

A amônia possui ponto de ebulição igual a –33,34 °C. Por isso o líquido deve ser estocado sob alta pressão e baixa temperatura.

O amoníaco de uso doméstico é uma solução de amônia em água. A concentração de tais soluções é medida em unidades de densidade graus Baumé, com 26° correspondendo a ≃ 30% em massa de amônia. A amônia destinada a aplicações domésticas tem concentração numa faixa de 5% a 10% em massa de $NH_3(g)$.

Rendimento da reação

Sabemos que um processo químico é exaustivamente testado em laboratório antes de ser implantado na indústria. Um desses testes envolve justamente o cálculo do rendimento que a reação terá nas condições em que será realizada. O primeiro passo é calcular a quantidade teórica, isto é, a que se esperava obter para um rendimento igual a 100%. Essa quantidade é diretamente proporcional à quantidade obtida na prática para um rendimento igual a η%.

Acompanhe o seguinte exemplo:

- A reação de 20 litros de gás nitrogênio, $N_2(g)$, com gás hidrogênio, $H_2(g)$, suficiente, feita sob pressão de 350 atm e temperatura de 773,15 K, forneceu um volume de amônia, $NH_3(g)$, igual a 7,2 L. Sabendo que o volume molar nessas condições é igual a 0,18 L/mol, calcule o rendimento da reação.

Resolução:

Da equação balanceada, temos que:

$$\mathbf{1}\,N_2(g) + 3\,H_2(g) \longrightarrow \mathbf{2}\,NH_3(g)$$

$$\mathbf{1} \cdot 0{,}18\ L \text{ ——— } \mathbf{2} \cdot 0{,}18\ L$$

$$20\ L \text{ ——— } x$$

$$x = \frac{20 \cdot 2 \cdot 0{,}18}{1 \cdot 0{,}18} \Rightarrow x = 40\ L \text{ de } NH_3(g) \text{ (quantidade teórica)}$$

$$40\ L \text{ de } NH_3(g) \text{ ——— } 100\% \text{ de rendimento}$$

$$7{,}2\ L \text{ de } NH_3(g) \text{ ——— } y$$

$$y = \frac{7{,}2 \cdot 100}{40} \Rightarrow y = 18\% \text{ de rendimento}$$

Veja agora uma situação diferente:

- Qual a massa de amônia, $NH_3(g)$, obtida pela reação de 360 g de gás hidrogênio, $H_2(g)$, com gás nitrogênio, $N_2(g)$, suficiente, considerando que a reação tenha um rendimento de 20%?

Massas molares em g/mol: $H_2(g) = 2$; $N_2(g) = 28$ e $NH_3(g) = 17$.

Resolução:

Da equação balanceada, temos:

$1\,N_2(g) + \mathbf{3}\,H_2(g) \longrightarrow \mathbf{2}\,NH_3(g)$

$\mathbf{3} \cdot 2\,g \text{ ——— } \mathbf{2} \cdot 17\,g$

$360\,g \text{ ——— } x$

$x = \dfrac{360 \cdot 2 \cdot 17}{3 \cdot 2} \Rightarrow x = 2\,040\,g \text{ de } NH_3(g)$

$2\,040\,g \text{ de } NH_3(g) \text{ ——— } 100\%$ de rendimento

$y \text{ ——— } 20\%$ de rendimento

$y = \dfrac{20 \cdot 2\,040}{100} \Rightarrow y = 408\,g \text{ de } NH_3(g)$

A reação de 360 g de gás hidrogênio, com um rendimento de 20%, fornece 408 g de gás amônia.

Questões

14. (Cesgranrio-RJ) Na obtenção de ferro a partir da hematita, $Fe_2O_3(s)$, considere a equação não balanceada:

$Fe_2O_3(s) + C(s) \longrightarrow Fe(s) + CO(g)$

Utilizando-se 4,8 t de minério, com um rendimento de 80% na reação, a quantidade de ferro produzida será de:

X a) 2 688 kg b) 3 360 kg c) 1 344 t d) 2 688 t e) 3 360 t

15. (UFC-CE) Uma das maneiras de se produzir cal viva, CaO(s), é através da pirólise do calcário, $CaCO_3(s)$.

$CaCO_3(s) \longrightarrow CaO(s) + CO_2(g)$

Uma amostra de 20 g de calcário produziu 10,0 g de cal viva. O rendimento da reação foi de aproximadamente:

a) 100% X b) 89% c) 85% d) 79% e) 75%

16. (PUC-RJ) Queimando-se um saco de carvão de 3 kg, numa churrasqueira, com rendimento de 90%, quantos quilogramas de $CO_2(g)$ são formados?

$C(s) + O_2(g) \longrightarrow CO_2(g)$

a) 2,7 b) 3,0 c) 4,4 X d) 9,9 e) 11

17. (UFJF-MG) O cromo é um metal empregado na produção do aço inox e no revestimento (cromação) de algumas peças metálicas. Esse metal é produzido por meio da reação abaixo.

$Cr_2O_3(s) + 2\,A\ell(s) \longrightarrow 2\,Cr(s) + A\ell_2O_3(s)$

Partindo-se de 15,2 gramas de Cr_2O_3 e admitindo-se que esse processo tem um rendimento de 75%, a massa produzida de cromo é igual a:

a) 11,8 g b) 10,4 g c) 13,8 g d) 15,2 g X e) 7,8 g

18. (UEA-AM) Um dos métodos mais conhecidos de obtenção de vanádio, metal de transição que apresenta alta resistência ao ataque de bases e de ácidos fortes, é o da aluminotermia, que se baseia no aquecimento da mistura de pentóxido de vanádio com alumínio em pó.

$3\,V_2O_5(s) + 10\,A\ell(s) \longrightarrow 6\,V(s) + A\ell_2O_3(s)$

Considerando que 122,16 g de vanádio foram obtidos por esse método, com um rendimento de 80% na reação, assinale a massa aproximada, em gramas, de alumínio que foi aquecida junto com quantidade suficiente de pentóxido de vanádio.

a) 86,4 b) 90,0 c) 108,0 X d) 135,0 e) 152,7

19. (Fatec-SP) A ureia, $CO(NH_2)_2$, substância utilizada como fertilizante, é obtida pela reação entre CO_2 e NH_3, conforme mostra a equação:

$CO_2(g) + 2\,NH_3(g) \longrightarrow CO(NH_2)_2(s) + H_2O(g)$

Se 340 toneladas de amônia produzem 540 toneladas de ureia, o rendimento desse processo é:

a) 80% b) 85% X c) 90% d) 95% e) 100%

20. (Cesgranrio-RJ) O gás hidrogênio pode ser obtido em laboratório a partir da reação de alumínio com ácido sulfúrico, cuja equação química não ajustada é dada a seguir:

$A\ell(s) + H_2SO_4(aq) \longrightarrow A\ell_2(SO_4)_3(s) + H_2(g)$

Um analista utilizou uma quantidade suficiente de $H_2SO_4(aq)$ para reagir com 5,4 g do metal e obteve 5,71 litros do gás nas CNTP. Nesse processo, o analista obteve um rendimento aproximado de:

a) 75% b) 80% X c) 85% d) 90% e) 95%

21. (Fatec-SP) O ácido acetilsalicílico, conhecido como "aspirina", é um dos analgésicos mais consumidos. Pode ser produzido pela interação entre ácido salicílico e anidrido acético, conforme mostra a equação a seguir:

$\underset{\text{ácido salicílico}}{C_7H_6O_3} + \underset{\text{anidrido acético}}{C_4H_6O_3} \longrightarrow \underset{\text{"aspirina"}}{C_9H_8O_4} + \underset{\text{ácido acético}}{C_2H_4O_2}$

A massa de "aspirina" que seria possível produzir a partir de 1,38 tonelada métrica ($1\,t = 1 \cdot 10^6\,g$) de ácido salicílico, supondo que a transformação ocorra com rendimento de 80%, é:

a) 1,10 t X b) 1,44 t c) 180 g d) 1,38 t e) 7,8 g



Delfim Martins/Pulsar Imagens

O calcário extraído de jazidas naturais, como a de Bagé, RS (acima), é utilizado na fabricação de cal virgem ou óxido de cálcio, CaO(s), e contém, além do carbonato de cálcio, $CaCO_3(s)$, areia, carvão e outras substâncias em menor quantidade. Faz-se então uma análise do calcário para determinar o grau de pureza, ou seja, quantas partes de carbonato de cálcio, $CaCO_3(s)$, existem em 100 partes de calcário. Com o resultado obtido na análise, é possível calcular a quantidade de reagente (no caso, o calcário) que efetivamente participa da reação e, portanto, a quantidade de produto obtida.



Jan Butchofsky/Corbis/Latinstock

A produção de pérolas de $CaCO_3(s)$ feita por algumas espécies de ostra é um processo de defesa orgânica contra partículas estranhas instaladas no corpo do molusco. A pérola é constituída basicamente de carbonato de cálcio.

4 Pureza de reagentes

A utilização de reagentes puros pode ser interessante quando se trabalha em pequena escala num laboratório, mas como eleva demais o custo do reagente pode inviabilizar o processo em escala industrial.

Por isso, os reagentes destinados à indústria, com poucas exceções, apresentam certo grau de impurezas que deve ser levado em conta na hora de calcular a quantidade de substâncias que efetivamente reagem e são produzidas numa reação.

Considere o seguinte exemplo:

- Que massa de óxido de cálcio, CaO(s), podemos obter pela decomposição térmica de 250 g de carbonato de cálcio, $CaCO_3(s)$, com grau de pureza igual a 80%?
  Massas molares (em g/mol): $CO_2 = 44$; $CaO = 56$ e $CaCO_3 = 100$

Resolução:

250 g de $CaCO_3(s)$ ——— 100% de pureza

x ——— 80% de pureza

$$x = \frac{80 \cdot 250}{100} \Rightarrow x = 200 \text{ g}$$

Concluímos então que dos 250 g de calcário, apenas 200 g correspondem a $CaCO_3(s)$. Da reação balanceada, temos que:

1 $CaCO_3(s)$ ⟶ 1 $CO_2(g)$ + **1** CaO(s)

1 · 100 g ——— **1** · 56 g

200 g ——— x

$$x = \frac{200 \cdot 1 \cdot 56}{1 \cdot 100} \Rightarrow x = 112 \text{ g de CaO(s)}$$

Considere agora um outro exemplo:

- Qual a massa de calcário, $CaCO_3(s)$, com grau de pureza igual a 80% (em carbonato de cálcio) que deve ser usada para obter 280 g de óxido de cálcio, CaO(s)?

Resolução:

Da reação balanceada, temos:

1 $CaCO_3(s)$ ⟶ 1 $CO_2(g)$ + **1** CaO(s)

1 · 100 g ——— **1** · 56 g

x ——— 280 g

$$x = \frac{280 \cdot 1 \cdot 100}{1 \cdot 56} \Rightarrow x = 500 \text{ g de } CaCO_3(s)$$

Precisamos de 500 g de $CaCO_3(s)$ puro em uma massa x de calcário cuja pureza é de 80 partes em 100.

100 g de calcário ——— 80 g de $CaCO_3(s)$

y ——— 500 g de $CaCO_3(s)$

$$y = \frac{500 \cdot 100}{80} \Rightarrow y = 625 \text{ g de } CaCO_3(s)$$

São necessários 625 g de carbonato de cálcio com 80% de pureza.

Questões

22. (UFRGS-RS) O gás hilariante, $N_2O(g)$, pode ser obtido pela decomposição térmica do nitrato de amônio, $NH_4NO_3(s)$, conforme mostra a reação a seguir:

$$NH_4NO_3(s) \longrightarrow N_2O(g) + 2\,H_2O(\ell)$$

Se de 4,0 g do $NH_4NO_3(s)$ obtivermos 2,0 g do gás hilariante, podemos prever que a pureza do sal é da ordem de:

a) 100%
X b) 90%
c) 75%
d) 50%
e) 20%

23. (UPM-SP) Uma amostra de 340,0 g de salitre do chile, cujo teor em nitrato de sódio, $NaNO_3(s)$, é de 75%, reage com ácido sulfúrico concentrado, $H_2SO_4(conc.)$, produzindo bissulfato de sódio, $NaHSO_4(aq)$, e ácido nítrico, $HNO_3(aq)$.

$$NaNO_3(s) + H_2SO_4(conc.) \longrightarrow NaHSO_4(aq) + HNO_3(aq)$$

A massa mínima de ácido sulfúrico necessária para reagir com todo o nitrato de sódio é igual a:

a) 392,0 g
b) 147,0 g
c) 522,7 g
d) 73,5 g
X e) 294,0 g

24. (Enem) Em setembro de 1998, cerca de 10 000 toneladas de ácido sulfúrico, $H_2SO_4(aq)$, foram derramadas pelo navio Bahamas no litoral do Rio Grande do Sul. Para minimizar o impacto ambiental de um desastre desse tipo, é preciso neutralizar a acidez resultante. Para isso pode-se, por exemplo, lançar calcário, minério rico em carbonato de cálcio, $CaCO_3(s)$, na região atingida.
A equação química que representa a neutralização do H_2SO_4 por $CaCO_3$, com a proporção aproximada entre as massas dessas substâncias é:

$$\underset{\substack{1\text{ tonelada}\\ \text{reage com}}}{H_2SO_4(aq)} + \underset{1\text{ tonelada}}{CaCO_3(s)} \longrightarrow \underset{\substack{\text{sólido}\\ \text{sedimentado}}}{CaSO_4(s)} + H_2O(\ell) + \underset{\text{gás}}{CO_2(g)}$$

Pode-se avaliar o esforço de mobilização que deveria ser empreendido para enfrentar tal situação, estimando a quantidade de caminhões necessária para carregar o material neutralizante. Para transportar certo calcário que tem 80% de $CaCO_3(s)$, esse número de caminhões, cada um com carga de 30 toneladas, seria próximo de:

a) 100.
b) 200.
c) 300.
X d) 400.
e) 500.

25. (PUC-PR) Pesquisas envolvendo o reaproveitamento do potencialmente tóxico resíduo de marmorarias (pó de mármore) levaram à criação do chamado tijolo ecológico. Ao analisar uma amostra de 10 g do pó de mármore, em que se utilizou 0,5 mol de ácido clorídrico (sob condições ambientais típicas, isto é, T = 300 K e p = 1 atm), observou-se a geração de 1,5 litro de gás carbônico.
Considerando que a constituição química básica desse material é $CaCO_3$, qual seria a pureza da amostra analisada?
Dados: $R = 0{,}082\ atm \cdot L \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$; $CaCO_3$ 100 g · mol^{-1}.

a) 10%
b) 15%
c) 50%
X d) 60%
e) 100%

26. (UFSM-RS) O primeiro metal usado pelo homem para obter ferramentas e utensílios foi o cobre. No início, foi obtido a partir do elemento no estado livre e depois preparado por aquecimento do minério. Um método de preparação do cobre metálico envolve duas etapas:

Etapa I: $2Cu_2S(s) + 3O_2(g) \longrightarrow 2Cu_2O(s) + 2SO_2(g)$
Etapa II: $Cu_2S(s) + 2Cu_2O(s) \longrightarrow 6Cu(s) + SO_2(g)$

A quantidade de cobre, em gramas, produzida a partir desse processo, quando se parte de 47,7 g do minério calcosita, Cu_2S, com pureza de 100%, é aproximadamente:

a) 6,35.
b) 12,7.
X c) 38,1.
d) 57,1.
e) 114,3.

27. (UFT-TO) O carbonato de cálcio, $CaCO_3$, quando sofre reação de decomposição, forma óxido de cálcio, CaO, e gás carbônico, CO_2. Com o objetivo de determinar a pureza de um carregamento de $CaCO_3$, adquirido para uso industrial, uma amostra de 5,00 gramas do produto foi coletada e após ser submetida à decomposição térmica total produziu 2,24 gramas de CaO.
Qual o grau de pureza da amostra?

X a) 80%
b) 20%
c) 22,4%
d) 44,8%
e) 56%

28. (PUC-RJ) Ferro-gusa é o principal produto obtido no alto-forno de uma siderúrgica. As matérias-primas utilizadas são hematita (Fe_2O_3 mais impurezas), calcário ($CaCO_3$ mais impurezas), coque (C) e ar quente.
Considere as principais reações que ocorrem no alto-forno:

$$CaCO_3(s) \longrightarrow CaO(S) + CO_2(g)$$
$$CO_2(g) + C(s) \longrightarrow 2\,CO(g)$$
$$Fe_2O_3(s) + 3\,CO(g) \longrightarrow 2\,Fe(s) + 3\,CO_2(g)$$

A partir de uma tonelada de hematita com 10 % de impurezas em massa, calcule a quantidade máxima, em kg, que se pode obter de ferro-gusa (Fe mais 7 %, em massa, de impurezas).

Exercícios de revisão

4.1 (Ufscar-SP) A cal viva, CaO, é um material utilizado no preparo de argamassas para construção civil, em pinturas de baixo custo para muros (caiação), bem como em jardinagem. Ao preparar o material para pintura de caules de árvores, um jardineiro misturou, sob agitação, 28 kg de cal viva, CaO(s), com água em excesso, realizando uma reação química. A reação da cal viva com a água resulta na cal extinta ou hidróxido de cálcio, $Ca(OH)_2$(ppt). A quantidade máxima de cal extinta obtida, em kg, foi de:

a) 28 X b) 37 c) 57 d) 64 e) 74

4.2 (UFRN) Um *airbag* é uma bolsa que infla rapidamente e que, num acidente de carro, ajuda a prevenir lesões graves. Quando se produz a desaceleração repentina do carro, é conectado automaticamente um interruptor, que inicia uma reação química, liberando o gás nitrogênio em quantidade suficiente, conforme a equação a seguir:

$6\ NaN_3(s) + Fe_2O_3(s) \longrightarrow 3\ Na_2O(s) + 2\ Fe(s) + 9\ N_2(g)$

Considere o volume de um mol de gás, nas CNTP, igual a 22,4 litros. Nessas condições, de acordo com a equação química, quando reagem 3 mol de NaN_3, o volume de nitrogênio gasoso que se obtém é, aproximadamente, de:

X a) 101 L b) 202 L c) 56 L d) 45 L

4.3 (Vunesp-SP) As máscaras de oxigênio utilizadas em aviões contêm superóxido de potássio, KO_2 sólido. Quando a máscara é usada, o superóxido reage com o CO_2(g) exalado pela pessoa e libera O_2(g), necessário à respiração, segundo a equação química balanceada:

$4\ KO_2(s) + 2\ CO_2(g) \longrightarrow 2\ K_2CO_3(s) + 3\ O_2(g)$

Calcule, dado volume molar dos gases (CNTP) = 22,4 L:

a) a massa de KO_2, expressa em gramas, necessária para reagir com 0,10 mol de CO_2.

b) o volume de O_2 liberado a 0 °C e 760 mmHg, para a reação de 0,4 mol de KO_2.

4.4 A platina, utilizada no conversor catalítico dos automóveis para diminuir a emissão de gases poluentes originados na queima incompleta dos combustíveis, pode ser obtida pela seguinte reação balanceada:

$3\ (NH_4)_2PtC\ell_6(s) \rightarrow 3\ Pt(s) + 2\ NH_4C\ell(s) + 2\ N_2(g) + 16\ HC\ell(g)$

Supondo que em determinadas condições a reação tenha um rendimento de 60%, responda:

a) Quantos gramas de platina metálica são obtidos pela decomposição térmica de 1 332 g de hexacloroplatinato de amônio, $(NH_4)_2PtC\ell_6$(s)?

b) Qual a massa de $(NH_4)_2PtC\ell_6$(s) que deve ser utilizada para fornecer 780 g de platina metálica, Pt(s)?

4.5 (IFPE) O Centro de Pesquisas da Petrobras (Cenpes), em conjunto com a Universidade Federal do Rio de Janeiro (UFRJ), já possui pesquisas em andamento para a produção de bioetanol a partir do bagaço de cana-de-açúcar ou de torta de mamona (resíduo da produção do biodiesel), utilizando para isso um processo de quebra de moléculas pela ação de enzimas. A glicose, $C_6H_{12}O_6$, obtida nesse processo é fermentada, produzindo o etanol, C_2H_5OH, e o gás carbônico, CO_2. A partir da reação de fermentação de 90 toneladas de glicose foram produzidos 11,5 toneladas de etanol. Qual o rendimento desse processo?

$1\ C_6H_{12}O_6(s) \longrightarrow 2\ C_2H_5OH(\ell) + 2\ CO_2(g)$

a) 10% b) 12,5% X c) 25% d) 37,5% e) 50%

4.6 (Fuvest-SP) O nitrogênio pode ser obtido pela decomposição térmica do nitrito de amônio.

$NH_4NO_2(s) \longrightarrow 2\ H_2O(\ell) + 1\ N_2(g)$

Calcule o volume de nitrogênio, N_2(g), obtido nas CNTP pela decomposição de 12,8 g de nitrito de amônio, supondo que o rendimento da reação seja de 80% em massa.

4.7 (Unirio-RJ) Soluções de amônia são utilizadas com frequência em produtos de limpeza doméstica. A amônia pode ser preparada de inúmeras formas. Dentre elas:

$CaO(s) + 2\ NH_4C\ell(aq) \longrightarrow 2\ NH_3(g) + H_2O(g) + CaC\ell_2(s)$

Partindo-se de 224 g de CaO(s), obtiveram-se 102 g de NH_3(g). O rendimento percentual da reação foi de:

a) 100 b) 90 c) 80 X d) 75 e) 70

4.8 (PUC-MG) O medicamento "Leite de Magnésia" é uma suspensão de hidróxido de magnésio, $Mg(OH)_2$(col.). Esse medicamento é utilizado para combater a acidez estomacal provocada pelo ácido clorídrico, encontrado no estômago. Sabe-se que, quando utilizamos 12,2 g desse medicamento, neutraliza-se certa quantidade do ácido clorídrico, HCℓ(aq), produzindo 16,0 g de cloreto de magnésio, $MgC\ell_2$(aq).

$Mg(OH)_2(col.) + 2\ HC\ell(aq) \longrightarrow MgC\ell_2(aq) + 2\ H_2O(\ell)$

O grau de pureza desse medicamento, em termos do hidróxido de magnésio, é igual a:

a) 90% X b) 80% c) 60% d) 40% e) 30%

4.9 (PUC-SP) A pirolusita é um minério do qual se obtém o metal manganês, Mn(s), muito utilizado em diversos tipos de aços resistentes. O principal componente da pirolusita é o dióxido de manganês, MnO_2(s). Para se obter o manganês metálico com elevada pureza, utiliza-se a aluminotermia, processo no qual o óxido reage com o alumínio metálico, segundo a equação:

$3\ MnO_2(s) + 4\ A\ell(s) \longrightarrow 2\ A\ell_2O_3(s) + 3\ Mn(s)$

Considerando que determinado lote de pirolusita apresenta um teor de 80% de dióxido de manganês, MnO_2(s), a massa mínima de pirolusita necessária para se obter 1,10 t de manganês metálico é:

a) 1,09 t b) 1,39 t c) 1,74 t X d) 2,18 t e) 2,61 t

Compreendendo o mundo

O tema central desta unidade foi Meteorologia e variáveis do clima. Vimos como a temperatura, a pressão atmosférica, a umidade relativa do ar atuam desde a formação de ventos, tempestades e furacões até na produção agrícola e no bem-estar do organismo humano.

O papel dos meteorologistas que fazem a previsão do tempo, ou seja, a coleta de dados de hora em hora, ou quando as modificações meteorológicas se tornam significativas, é justamente registrar e acompanhar tais fenômenos, compondo um banco de dados para avaliação do clima, de sua evolução, de tendências, repassando essa informação para que sejam feitos planejamentos em diversas áreas, como agricultura, viagens aéreas e terrestres, alertas para hospitais, entre outros, compondo um grande volume de dados para a Climatologia.

No caso dos transportes, por exemplo, a umidade relativa do ar é um dos fatores responsáveis pela restrição de visibilidade no trânsito terrestre (formação de neblina e nevoeiro) e aéreo (formação de nuvens), interferindo até mesmo na "sustentação" de aeronaves, sendo, portanto, um dado crucial para o planejamento da segurança de voo.

E, se por um lado a baixa umidade relativa do ar causa desconforto e problemas respiratórios, o ar com umidade relativa elevada carrega em si uma quantidade de poluentes maior (a água é um solvente universal), pois muitas substâncias tóxicas, em vez de se depositarem em alguma superfície, acabam se dissolvendo nesse meio.

Além disso, muitas reações químicas são favorecidas pelo meio aquoso; portanto, a alta umidade relativa do ar também aumenta a quantidade dos chamados poluentes terciários, isto é, aqueles que não foram lançados diretamente na atmosfera, mas se formaram pela reação entre os que foram.

Poluição na água, o tema de nossa próxima unidade, é sem dúvida um dos assuntos que mais afligem os ambientalistas atualmente.

A água é uma das substâncias mais comuns, importantes e vitais do planeta. Suas propriedades peculiares permitiram que a vida existisse e permanecesse em constante evolução.

O problema é que estamos degradando cada vez mais esse meio, com todo tipo de rejeito, e tanto a água doce, tão escassa no planeta, como a água salgada, que representa 97,5% do total disponível, já estão dando sinais de que estão muito perto do limite de saturação.

Diante de situações como a que mostramos na foto abaixo, fica difícil não fazer a analogia do ser humano com um vírus que destrói o organismo que habita e depois morre com ele. Exagero? Provavelmente. Mas não há dúvida de que precisamos mudar esse hábito.

Nos Estados Unidos, a média de consumo de água por habitante é de 500 L por dia; na Holanda, de 100 L; e na Somália, não passa de 9 L. Conclusão: a escassez de água de boa qualidade está diretamente relacionada à má qualidade de vida, ao subdesenvolvimento, a doenças e à miséria.

Estima-se que num futuro próximo haverá uma crise relacionada à disponibilidade de água, semelhante à crise do petróleo de 1973.



Barcroft Media/Getty Images

Rio Citarum, o maior curso de água doce de Java ocidental (320 km), próximo a Jacarta, na Indonésia, considerado o rio mais poluído do mundo. Foto de dez. 2009.

CONTEÚDO DIGITAL

UNIDADE

2 Poluição da água



Como isso nos afeta?

Dizer que sem água não há vida e que a água potável é um bem precioso que está se esgotando rapidamente por causa do desperdício e do descaso é, como dizem, "chover no molhado", não é?

Mas pense bem, se ouvimos isso desde sempre, por que não tomamos uma atitude? Por que não economizamos água e evitamos poluí-la? Por que não elaboramos um código florestal que proteja os mananciais e investimos na despoluição e no tratamento de esgoto?

Talvez seja uma característica do ser humano "pagar para ver": enquanto tivermos água disponível, vamos usar e abusar desse recurso e, quando ele se esgotar, pensaremos no que fazer. Mas essa não é uma forma inteligente de pensar, afinal, neste exato momento há diversas pessoas vivendo as agruras da escassez de água, que fatalmente culminam em fome e doenças.

Porém, não precisa ser assim. Podemos mudar as previsões mais pessimistas e construir um futuro melhor, basta agir agora. O que você está esperando?



Rich Carey/Shutterstock

CAPÍTULO 5

Expressões físicas de concentração

Saiu na Mídia!

Poluição das águas urbanas

"Há milhões de anos a água do planeta sofre constantes transformações, se renova e é reutilizada. Uma das principais transformações que a água sofreu no último século é a crescente contaminação, problema que afeta especialmente zonas litorâneas e grandes cidades. Entre os principais fatores que colaboram para a poluição da água estão: lançamento de esgotos domésticos e efluentes industriais nos corpos hídricos, urbanização desenfreada, atividades agrícolas e de mineração, poluentes presentes na atmosfera carregados pela chuva, mudanças climáticas, entre outros fatores que colocam em risco a existência de água para consumo na Terra.

O artigo 3º da Declaração Universal pelos Direitos da Água recomenda: 'Os recursos naturais de transformação da água em água potável são lentos, frágeis e muito limitados. Assim sendo, a água deve ser manipulada com racionalidade, precaução e parcimônia', porém a preservação dos recursos hídricos no planeta está comprometida. Segundo relatório da Organização das Nações Unidas (ONU) divulgado no último dia 12 de março, durante o 6º Fórum Mundial da Água, 80% das águas residuais não são recolhidas ou tratadas e são depositadas com outras massas de água ou infiltradas no subsolo, resultando em problemas de saúde à população, além de danos ao meio ambiente.

No Brasil os rios mais poluídos se encontram em áreas urbanas. Segundo Ney Maranhão, superintendente de Planejamento de Recursos Hídricos da Agência Nacional de Águas (ANA), 'de acordo com o Censo 2010 (IBGE, 2010), a população urbana do país é de cerca de 161 milhões de pessoas, correspondente a 84,4% da população total. Esse alto nível de urbanização causa um impacto significativo nos rios que atravessam as cidades, pois **somente 42,6% dos esgotos domésticos são coletados e apenas 30,5% recebe algum tratamento** (Atlas Brasil, 2010)'."

Disponível em: <www.agsolve.com.br/noticia.php?cod=5995>. Acesso em: 2 nov. 2012.



Rubens Chaves/Pulsar Imagens

Lixo acumulado na marginal do rio Pinheiros, São Paulo, SP (2007).

Você sabe explicar?

Quais os problemas causados pelo lançamento de esgotos, sem tratamento, diretamente nas águas?

Convivemos diariamente com vários tipos de solução, algumas de grande importância para a manutenção da vida, como o ar atmosférico*, a água potável, mineral, dos rios*, dos lagos* e dos oceanos*.

Como vimos no Volume 1:

> Soluções são misturas homogêneas e podem ser encontradas nos estados de agregação gasoso, líquido e sólido.

Nessa unidade vamos estudar as propriedades das soluções líquidas.

Vamos começar pelas soluções formadas por dois componentes: em geral, o componente que se encontra em maior quantidade é denominado **solvente** (na maioria das soluções que vamos estudar nesta unidade, o solvente será a água). O componente que se encontra em menor quantidade é denominado **soluto**.

Para que se forme uma solução, o soluto deve ser totalmente dissolvido no solvente (o solvente dissolve o soluto).

* Nesses exemplos estamos considerando o ar e a água não poluídos porque, conforme o grau de poluição tanto o ar como a água podem se transformar em misturas heterogêneas coloidais ou misturas heterogêneas grosseiras.

1 Preparação de soluções

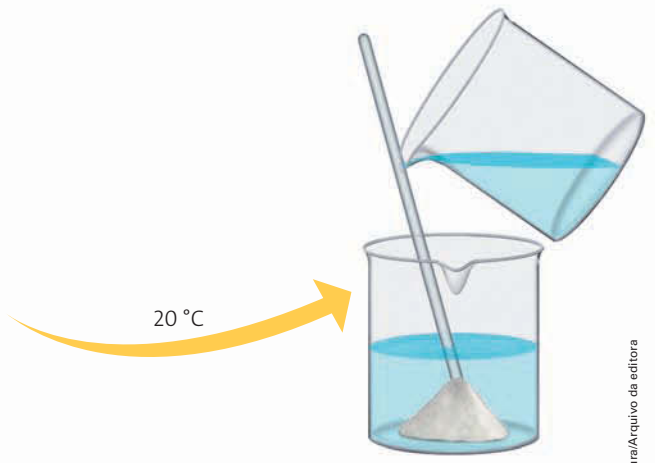
As ilustrações estão fora de escala. Cores fantasia.

Para preparar uma solução, por exemplo, de cloreto de sódio em água, em um laboratório de química, procedemos da seguinte maneira:

1 Medimos a massa do soluto, por exemplo, cloreto de sódio já descontando a massa do béquer.



2 Acrescentamos um pouco de água destilada para dissolver o sal (solução intermediária).



Luis Moura/Arquivo da editora

3 Transferimos a solução intermediária para um balão volumétrico de 1 litro.



4 Acrescentamos água destilada ao balão volumétrico até a marca que indica o volume de 1 litro.



5 Temos então exatamente 1 L de solução com 200 g de NaCℓ(s) dissolvido em água.



Sérgio Dotta/Arquivo da editora

Uma exceção importante em relação ao procedimento descrito na página anterior é a preparação de soluções de ácidos e bases a partir das substâncias puras (ou concentradas). Jamais devemos adicionar água a um ácido concentrado; portanto, o preparo de soluções diluídas de ácidos obedece a critérios específicos.

Por isso, quando trabalhamos com soluções em Química, adotamos a seguinte convenção:

- a grandeza que estiver relacionada ao **soluto** terá índice **1**;
- a grandeza que estiver relacionada ao **solvente** terá índice **2**;
- a grandeza que estiver relacionada à **solução não terá índice**.

Assim, por exemplo, temos: m_1 = massa do soluto; n_1 = quantidade de matéria do soluto; m_2 = massa do solvente; V = volume da solução.

A obtenção de uma solução depende do coeficiente de solubilidade do soluto, que varia com a temperatura:

> O coeficiente de solubilidade (CS) é uma medida da capacidade que um soluto possui de se dissolver numa quantidade-padrão de solvente, em determinadas condições de temperatura e pressão.

Como geralmente trabalhamos com soluções líquidas sob pressão ambiente (pressão atmosférica), o único fator que determina a quantidade de soluto capaz de se dissolver em certa quantidade de solvente é, de fato, a temperatura.

O experimento a seguir é relacionado ao coeficiente de solubilidade.

EXPERIMENTO

Interações solvente-soluto

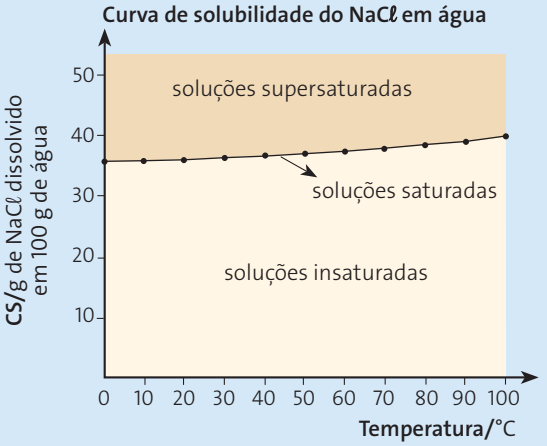
Considere, por exemplo, uma solução aquosa de cloreto de sódio. A tabela a seguir mostra a quantidade máxima de cloreto de sódio (em massa) que é possível dissolver em 100 g de água em função da temperatura, ou seja, o coeficiente de solubilidade do cloreto de sódio em água.

Note que para expressar o coeficiente de solubilidade normalmente se utiliza uma relação de massas, uma vez que o volume varia com a temperatura, e a massa não.

T/°C	g de NaCℓ/100 g de H_2O
0	35,7
10	35,8
20	36,0
30	36,3
40	36,6
50	37,0
60	37,3
70	37,8
80	38,4
90	39,0
100	39,8

Fonte: PERRY, Robert H.; GREEN, Don W. *Perry's Chemical Engineer's Handbook*. 6. ed. Kansas: McGraw-Hill, 1984. (Chemical Engineering Series).

Com os dados da tabela, podemos gerar um gráfico da curva de solubilidade do NaCℓ em água:



A curva de solubilidade fornece as seguintes informações:

Soluções saturadas

Todos os pontos do gráfico que compõem a curva de solubilidade indicam soluções saturadas, ou seja, soluções que contêm a quantidade máxima de soluto que é possível dissolver em 100 g de solvente naquela temperatura, sem corpo de fundo (precipitado), ou

seja, sem presença de resíduos de soluto não dissolvido no recipiente.

A melhor forma de se preparar uma solução saturada é acrescentar soluto ao solvente até que se forme um pequeno precipitado que não se dissolve por mais que se agite a solução. Assim, temos a certeza de que a solução sobrenadante (que fica por cima do precipitado) está saturada na temperatura do experimento.

Soluções supersaturadas

Todos os pontos do gráfico que estão acima da curva de solubilidade indicam soluções supersaturadas. Essas soluções possuem uma quantidade maior de soluto dissolvido em 100 g de solvente do que seria possível naquela temperatura. É muito difícil obter soluções supersaturadas e, quando se consegue, elas são extremamente instáveis, qualquer mínima perturbação no sistema as transforma em soluções saturadas com corpo de fundo.

Soluções insaturadas

Todos os pontos do gráfico que estão abaixo da curva de solubilidade indicam soluções insaturadas. Essas soluções contêm uma quantidade menor de soluto do que seria possível dissolver em 100 g de solvente naquela temperatura.

Às vezes, o aumento de temperatura favorece a dissolução da substância no solvente, como ocorre com o NaCℓ na água. Mas existem substâncias cujo coeficiente de solubilidade diminui com o aumento da temperatura.

Interação soluto-solvente

Sabemos que as interações ocorrem geralmente entre substâncias polares ou apolares. Assim, substâncias polares, como a água, são capazes de dissolver substâncias iônicas, como o NaCℓ. Já o óleo, por exemplo, que é apolar, não dissolve o NaCℓ, pois as moléculas de óleo não estabelecem interações com os íons Na^{1+} e $C\ell^{1-}$.

E se tivermos uma solução saturada formada por dois componentes, um soluto e um solvente, e acrescentarmos um terceiro composto na solução que também seja capaz de estabelecer interações com o solvente, o que pode acontecer?

Material necessário

- Água
- Sal de cozinha
- Álcool etílico 92,8 °GL
- 3 copos pequenos de vidro transparentes (com capacidade de 100 mL cada)
- 1 colher de sobremesa de plástico

Como fazer

Prepare cerca de 50 mL (metade do copo) de solução saturada de cloreto de sódio em água.

Deixe o sistema em repouso por alguns instantes para que todo o NaCℓ em excesso se deposite no fundo do copo. Depois, transfira a solução para outro copo com todo cuidado, sem deixar que os cristais de NaCℓ passem para esse outro copo. Coloque álcool etílico em outro copo e acrescente, aos poucos, o álcool etílico na solução saturada de água e sal. Após cada adição agite a solução com a colher de plástico. O que você observa? Deixe o sistema em repouso por um tempo e volte a observá-lo. O que aconteceu?



Dica de segurança

O álcool etílico é inflamável. Certifique-se de que não há nenhuma chama por perto ao manipular essa substância.

Descarte de rejeitos: O sistema final constituído de sal de cozinha, água e álcool etílico pode ser descartado na pia.

Investigue

1. O que ocorre quando adicionamos um pouco de álcool etílico na solução saturada de água e sal? A que conclusão podemos chegar após essa observação?
2. O que ocorre quando adicionamos todo o álcool etílico na solução saturada de água e sal e deixamos o sistema em repouso?
3. É possível dizer, com base nesse experimento, se as interações entre a água e o cloreto de sódio são mais fortes ou mais fracas do que as interações entre a água e o álcool etílico? Justifique.

2 Relações entre soluto e solução

Podemos expressar a concentração de uma solução relacionando a quantidade de soluto existente em uma quantidade-padrão de solução ou, o que é bem menos comum, em uma quantidade-padrão de solvente (neste livro não trabalharemos com a relação soluto/solvente).

O que distingue cada expressão de concentração são as diferentes grandezas relacionadas, por exemplo, à massa do soluto em relação ao volume da solução ou à quantidade de matéria do soluto em relação ao volume da solução, e assim por diante.

As expressões de concentração que não dependem da massa molar do soluto são ditas físicas e as que dependem são ditas químicas.

As principais expressões físicas de concentração de soluções são a concentração em massa (C), a densidade (d), o título (T) e a concentração em partes por milhão (ppm).

Vamos conhecê-las e aprender a trabalhar com elas?

Concentração em massa

A concentração em massa, ou concentração comum, é uma das expressões mais utilizadas em laboratório.

A concentração em massa (C) indica a quantidade em massa de soluto (m_1) que se encontra dissolvida em um volume-padrão de solução (V) e normalmente é expressa em g/L.

Em geral, a concentração da solução é expressa em gramas de soluto por litro de solução (g/L), mas também pode ser expressa em outras unidades: g/mL, g/cm³, mg/L, kg/L.

Quando dizemos, por exemplo, que uma solução possui concentração igual a 150 g/L, isso significa que em cada litro de **solução** há 150 g de soluto dissolvido.

Note que a concentração em massa não depende da quantidade de solução, ou seja, a concentração de íons cloreto, $C\ell^{1-}(aq)$, em um copo com água da torneira de casa é a mesma encontrada na caixa-d'água.

E como podemos trabalhar com essa expressão de concentração?

Considere o seguinte exemplo:

- Uma solução aquosa de ácido sulfúrico é preparada segundo as normas de segurança, ou seja, em uma capela com exaustor. O químico mistura 33 g de H_2SO_4 em 200 mL de água, com extremo cuidado, lentamente e sob agitação constante. Ao final, obtém um volume de solução igual a 220 mL. Calcule a concentração em g/L dessa solução.

Resolução:

1 000 mL ⇔ 1 L, logo 220 mL ⇔ 0,22 L (volume de solução)

33 g de H_2SO_4 _____ 0,22 L de solução

x _____ 1 L de solução

$$x = \frac{1\ L \cdot 33\ g}{0{,}22\ L} \Rightarrow x = 150\ g$$

A concentração em massa da solução de H_2SO_4 preparada pelo químico é igual a 150 g/L.

A tabela abaixo mostra a composição química de uma marca de água mineral natural alcalina, bicarbonatada e fluoretada.
A concentração das substâncias é expressa em mg/L.

Substância	mg/L
$BaSO_4$	0,16
$SrSO_4$	1,35
$CaSO_4$	83,93
$Ca(HCO_3)_2$	9,89
$Mg(HCO_3)_2$	70,13
$KHCO_3$	12,28
$NaHCO_3$	696,35
$NaNO_3$	0,80
$NaC\ell$	16,90
NaF	1,98

Fonte: rótulo de água mineral comercial.

Química e Saúde

Concentração de álcool etílico no sangue

A ingestão de álcool etílico, mesmo em pequenas quantidades, diminui a coordenação motora e os reflexos, comprometendo a capacidade de dirigir veículos ou de operar máquinas. Antigamente o Código Nacional de Trânsito previa a penalização de todo motorista que apresentasse mais de 0,6 grama de álcool etílico por litro de sangue.

Infelizmente essa medida não foi capaz de conter o crescente número de acidentes de trânsito e atualmente a tolerância é zero, ou seja, o motorista que for pego dirigindo com qualquer quantidade de álcool no sangue (identificada pelo teste do bafômetro) pode ser multado e sofrer as penalidades previstas em lei.

A tabela a seguir mostra a concentração de álcool etílico no sangue que é atingida em função da massa corporal, do tipo de bebida e da quantidade ingerida.

Concentração de álcool no sangue em função da massa corporal e da quantidade e do tipo de bebida

Tipo de bebida	Quantidade ingerida	grama de álcool por litro de sangue massa do motorista		
		45 kg	63 kg	81 kg
Cerveja	1 copo (200 mL)	0,5	0,4	0,3
	2 copos	0,8	0,6	0,5
	3 copos	1,1	0,9	0,8
Vinho	1 cálice	0,3	0,3	0,2
	2 cálices	0,6	0,5	0,4
	3 cálices	0,8	0,6	0,5
Destilados	1/2 dose	0,4	0,3	0,2
	1 dose (56 mL)	0,7	0,5	0,4
	1 1/2 dose	0,9	0,7	0,6

Fonte das tabelas: Olimpíada Regional de Ciências e Matemática, 2003. Disponível em: <http://fisica.cdcc.sc.usp.br/olimpiadas/03/Gabarito_Fase1.html>. Acesso em: 6 fev. 2013.

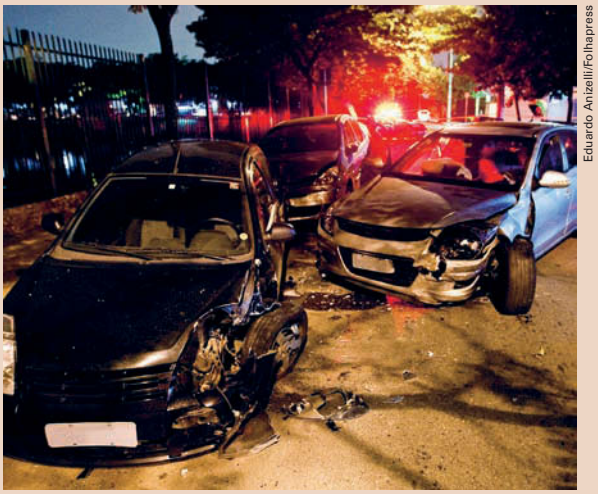
A tabela a seguir mostra os riscos potencializados de acidente por causa da ingestão de álcool etílico.

Riscos potencializados de acidente pela ingestão de álcool

Álcool no sangue [concentração em g/L]	Riscos de acidente
0,5	Aumentam em duas vezes.
0,9	Aumentam em três vezes.
1,5	Aumentam em dez vezes.
2,0	Aumentam em vinte vezes.

O alcoolismo é uma doença grave que não afeta apenas o doente, já que os comportamentos do alcoólico atingem todos os que convivem com ele. O doente desenvolve mecanismos de defesa para encobrir, de si mesmo e dos outros, sua doença. Esses mecanismos são, na maioria das vezes, mentiras que ele diz para não ter de lidar com seus problemas e também para evitar o preconceito existente contra os alcoólicos.

As pessoas que não estão familiarizadas com esses mecanismos de defesa acabam não identificando-os e acreditando no que o alcoólico está dizendo, o que contribui para piorar a situação. É preciso compreender que o alcoólico é uma pessoa doente e que precisa de ajuda.



Eduardo Anizelli/Folhapress

Estatísticas mostram que em 61% dos acidentes de trânsito, o condutor estava dirigindo alcoolizado.

Questões

ATENÇÃO!
Não escreva no seu livro!

1. (UFRGS-RS) A solubilidade da soda cáustica, NaOH, em água, em função da temperatura, é dada na tabela a seguir.

Temperatura/°C	20	30	40	50
Solubilidade/(g/100 g de água)	109	119	129	145

Considerando solução de NaOH em 100 g de água, é correto afirmar que:

a) a 20 °C, uma solução com 120 g de NaOH é concentrada.
b) a 20 °C, uma solução com 80 g de NaOH é diluída.
c) a 30 °C, uma solução com 11,9 g de NaOH é concentrada.
d) a 30 °C, uma solução com 119 g de NaOH é supersaturada.
x e) a 40 °C, uma solução com 129 g de NaOH é saturada.

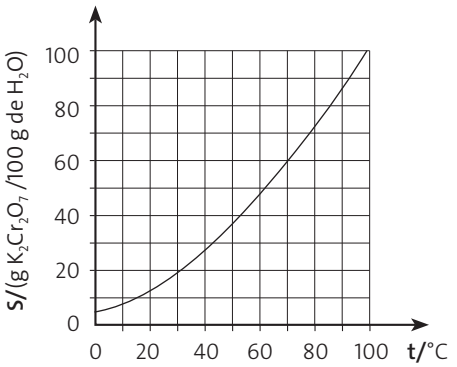
2. Em relação a uma solução aquosa de hidróxido de sódio, NaOH(aq), calcule:

a) a concentração em g/L de uma solução que contém 2,0 g de NaOH dissolvidos em 250 mL de solução.
b) qual a massa de NaOH necessária para preparar 300 mL de solução de concentração 2,0 g/L.
c) o volume de solução aquosa de hidróxido de sódio, NaOH, de concentração 160 g/L, que contém exatamente 1 mol (NaOH = 40 g/mol) dessa substância.

3. (Ueba) O soro caseiro consiste em uma solução aquosa de cloreto de sódio (3,5 g/L) e de sacarose (11 g/L). As massas de cloreto de sódio e de sacarose necessárias para se preparar 500 mL de soro caseiro são, respectivamente:

a) 17,5 g e 55 g;
b) 175 g e 550 g;
x c) 1750 mg e 5500 mg;
d) 17,5 mg e 55 mg.
e) 175 mg e 550 mg.

4. (Fuvest-SP) O gráfico abaixo mostra a solubilidade (S) de $K_2Cr_2O_7$ sólido em água, em função da temperatura (t). Uma mistura de 30 g de $K_2Cr_2O_7$ e 50 g de água, a uma temperatura inicial de 90 °C, foi deixada esfriar lentamente e com agitação. A que temperatura aproximada em °C deve começar a cristalizar o $K_2Cr_2O_7$?



a) 25 °C b) 45 °C c) 60 °C x d) 70 °C e) 80 °C


Sérgio Dotta/Arquivo da editora

A densidade é uma propriedade física facilmente medida em laboratório com a ajuda de aparelhos denominados densímetros.

Densidade

A densidade expressa a relação massa/volume de um sistema:

> A densidade (d) de uma solução é a relação entre a massa (m) e o volume (V) dessa solução.

Simplificadamente, podemos escrever:

$$d = \frac{m}{V}, \text{ g/mL}$$

Assim, a densidade é utilizada tanto na identificação de substâncias, como para expressar a concentração de soluções.

A composição dos combustíveis automotivos mais utilizados no Brasil (gasolina adicionada de álcool etílico anidro e álcool etílico hidratado) pode ser avaliada rapidamente por meio da determinação da densidade. Outro exemplo é a concentração da solução aquosa de ácido sulfúrico, contida entre os eletrodos de uma bateria normal de chumbo metálico e óxido de chumbo, cuja "carga" também pode ser avaliada por intermédio da medida da densidade da solução.

E como isso é feito? A densidade da solução varia conforme a quantidade de soluto existente numa quantidade-padrão de solução – cada diferente proporção de soluto e de solvente utilizado dá origem a uma

solução de densidade diferente; é por isso que a densidade também é considerada uma expressão de concentração.

A densidade da solução é expressa em gramas por mililitro (g/mL), mas também pode ser expressa em g/L, g/cm³, mg/L; kg/L , etc.

Quando dizemos que uma solução apresenta, por exemplo, densidade igual a 0,8 g/mL, isso significa que cada 1 mL da solução tem massa igual a 0,8 g.

E como podemos trabalhar com a densidade?

Considere o seguinte exemplo:

- (UFRN) A massa, em g, de 100 mL de uma solução com densidade 1,19 g/mL é:
  a) 1,19. b) 11,9. c) 84. d) 100. e) 119.

Resolução:

1,19 g de solução _____ 1 mL

x _____ 100 mL

$$x = \frac{100\ mL \cdot 1{,}19\ g}{1\ mL} \Rightarrow x = 119\ g$$

Questões

5. (UFRN) A massa, em g, de 100 mL de uma solução de hidróxido de sódio com densidade 1,19 g/mL é:
a) 1,19. b) 11,9. c) 84. d) 100. X e) 119.

6. O volume, em mL, de 118,5 g de uma solução de álcool etílico com densidade 0,79 g/mL é:
a) 1,50. b) 15,0. c) 85. X d) 150. e)120.

7. (UFPI) Arqueologistas usam diferenças de densidade para separar as misturas que obtêm por escavação. Indique a opção correta para uma amostra que contém a composição indicada na tabela abaixo:

Composição	Densidade/g · cm⁻³
Carvão	0,3-0,6
Ossos	1,7-2,0
Areia	2,2-2,4
Solo	2,6-2,8
Pedras	2,6-5,0

X a) Se a mistura acima for adicionada a uma solução que tem densidade de 2,1 g/cm³, o material correspondente a ossos e carvão deverá flutuar.
b) É possível separar ossos dos demais componentes usando um líquido que tenha densidade no intervalo de 0,6 g/cm³ a 1,7 g/cm³.
c) A utilização da água não é recomendada, pois neste solvente todos os componentes da mistura afundarão.
d) Em soluções de densidade 2,5 g/cm³, a fração da mistura correspondente a pedra e solo flutuará, e os demais afundarão.
e) Líquido de densidade 2,2 g/cm³ separará os componentes pedra e solo dos demais.

8. (Unitins-TO) Quando se espreme um limão em água, as sementes ficam na solução obtida. Adicionando açúcar, todavia, as sementes passam a flutuar na superfície. Isso ocorre porque:
X a) o açúcar aumenta a densidade da solução.
b) o açúcar reduz a densidade da solução.
c) a densidade das sementes aumenta.
d) a solução não se altera.
e) a densidade das sementes diminui.

9. (UPM-SP) Uma solução aquosa foi preparada dissolvendo-se certa massa de hidróxido de sódio, NaOH, em 600 mL de água, originando um volume de 620 mL. Qual será a massa do soluto presente nessa solução? (Dados: densidade da solução = 1,19 g/mL; densidade da água = 1,0 g/mL)
a) 222,4 g X b) 137,8 g c) 184,5 g d) 172,9 g e) 143,1 g

10. Um técnico de laboratório preparou uma solução dissolvendo 276 g de glicerina, $C_3H_8O_3(\ell)$, em 1200 g de água e, ao medir o valor da densidade dessa solução, encontrou um valor igual a 1,044 g/cm³.
Com base nas informações do texto, calcule:
a) A concentração em massa (g/L) da solução.
b) A quantidade de solução que fornece 368 g de glicerina.

Título em massa

O título em massa é uma relação entre a massa do soluto (m_1) e a massa da solução ($m = m_1 + m_2$) e, por isso, pode ser utilizado para exprimir a concentração de soluções em qualquer estado de agregação (sólido, líquido ou gasoso).

O título em massa (τ) indica o número de unidades de massa de soluto existente em 100 unidades de massa da solução.

Como a relação entre massas é feita sempre numa mesma unidade, o título será sempre um número puro (adimensional) e menor que a unidade, pois a massa do soluto é sempre menor que a massa da solução.

Quando dizemos, por exemplo, que determinada solução possui título igual a 0,25, isso significa que para cada unidade de massa da solução há 0,25 unidade de massa de soluto e 0,75 unidade de massa de solvente. De onde concluímos que o título também pode ser expresso em porcentagem e, nesse caso, é chamado de **porcentagem em massa do soluto**.

Uma solução com título igual a 0,25 apresenta uma porcentagem em massa de soluto igual a 25% e de solvente igual a 75%.

E como podemos trabalhar com o título em massa?

Considere o seguinte exemplo:

(Ufscar-SP) Um aluno deseja preparar 25,0 g de uma solução aquosa contendo 8,0% em massa de cloreto de sódio. As massas, em g, de água e sal tomadas pelo aluno foram, respectivamente:

a) 21 e 4,0. b) 17 e 8,0. c) 23 e 2,0. d) 19 e 6,0. e) 20 e 5,0.

Resolução:

Uma solução com 8,0% em massa de soluto (cloreto de sódio) apresenta título igual a 0,08 (8 ÷ 100).

Em 100 unidades de massa dessa solução, temos 8 unidades de massa de soluto e 92 unidades de massa de solvente.

100 g de solução _____ 8 g de cloreto de sódio

25 g de solução _____ x

$$x = \frac{25\ g \cdot 8\ g}{100\ g} \Rightarrow x = 2{,}0\ g\ de\ NaC\ell$$

massa da solução = massa do soluto + massa do solvente

25 = 2 + massa da água

massa da água = 25 − 2 ⇒ massa da água = 23 g

Alternativa C.

Relação entre C, d e τ

Se observarmos as expressões da concentração em massa (C), da densidade (d) e do título em massa (τ), vamos verificar que é possível relacionar todas elas numa única expressão. Acompanhe:

$\tau = \frac{m_1}{m}$, logo podemos escrever:

$$m_1 = \tau \cdot m$$

$d = \frac{m}{V}$, logo podemos escrever:

$$V = \frac{m}{d}$$

Substituindo na expressão da concentração em massa, teremos:

$$C = \frac{m_1}{V} \Rightarrow C = \frac{\tau \cdot m}{\frac{m}{d}} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow C = \frac{\tau \cdot m \cdot d}{m} \Rightarrow C = \tau \cdot d$$

Se a concentração estiver expressa em g/L, e a densidade, em g/mL, basta multiplicar a densidade por 1000, pois 1 L = 1000 mL.

Nesse caso, temos:

$C\ (g/L) = 1000 \cdot d\ (g/mL) \cdot \tau$

Cálculo da densidade de uma mistura

Sabemos que apenas as substâncias possuem densidade constante, a densidade das misturas varia conforme a porcentagem de cada componente. Se soubermos o título em massa de uma solução (e, portanto, sua porcentagem em massa) e também a densidade de cada um de seus

componentes isoladamente, poderemos calcular a densidade da solução pela média ponderada das densidades dos seus componentes multiplicada pela respectiva porcentagem em massa na solução.

$$d_{solução} = d_{soluto} \cdot \%massa_{soluto} + d_{solvente} \cdot \%massa_{solvente}$$

Observe o seguinte exemplo:

Considere uma aliança feita de ouro e prata cujo valor da densidade seja igual a 17,1 g/cm³. Qual a porcentagem de ouro e de prata na liga utilizada na confecção dessa aliança?
Dados: $d_{Au} = 19{,}3$ g/cm³ e $d_{Ag} = 10{,}5$ g/cm³

Resolução:

Temos um sistema de 2 equações e 2 incógnitas:

I. $d_{solução} = d_{Au} \cdot \%massa_{Au} + d_{Ag} \cdot \%massa_{Ag}$

II. $\%massa_{Au} + \%massa_{Ag} = 1$

Substituindo pelos valores fornecidos no enunciado:

I. $17{,}1 = 19{,}3 \cdot \%massa_{Au} + 10{,}5 \cdot \%massa_{Ag}$

II. $\%massa_{Au} = 1 - \%massa_{Ag}$

Substituindo a $\%massa_{Au}$ por $1 - \%massa_{Ag}$ na equação I, temos:

$17{,}1 = 19{,}3 \cdot (1 - \%massa_{Ag}) + 10{,}5 \cdot \%massa_{Ag}$

$17{,}1 = 19{,}3 - 19{,}3 \cdot \%massa_{Ag} + 10{,}5 \cdot \%massa_{Ag}$

$19{,}3 \cdot \%massa_{Ag} - 10{,}5 \cdot \%massa_{Ag} = 19{,}3 - 17{,}1$

$8{,}8 \cdot \%massa_{Ag} = 2{,}2$

$$\%massa_{Ag} = \frac{2{,}2}{8{,}8} \quad \Rightarrow \quad \%massa_{Ag} = 0{,}25$$

Da equação II, temos:

$\%massa_{Au} + \%massa_{Ag} = 1 \quad \Rightarrow \quad \%massa_{Au} = 1 - \%massa_{Ag}$

$\%massa_{Au} = 1 - 0{,}25 \quad \Rightarrow \quad \%massa_{Au} = 0{,}75$

A aliança é constituída de 75% de ouro e 25% de prata.

"A Agência Nacional de Petróleo, Gás Natural e Biocombustíveis (ANP) regulamenta o teor alcoólico do álcool combustível na faixa de 92,6° a 93,8° INPM. O grau INPM, definido pelo Instituto Nacional de Pesos e Medidas, é expresso por uma relação em massa, ou seja, 1 kg de álcool combustível tem em média 930 g de álcool e 70 g de água (título em massa). Teores de água acima dos valores permitidos pela ANP são característicos de combustíveis adulterados, que podem trazer prejuízos ao motor do veículo. Como as densidades da água (1000 kg/m³) e do álcool (789,4 kg/m³) são diferentes, a solução resultante terá densidade proporcional às quantidades dos dois líquidos, facilmente medida com um densímetro."

Disponível em: <http://web.ccead.puc-rio.br/condigital/mvsl/Sala%20de%20Leitura/conteudos/SL_densidade.pdf>. Acesso em: 10 ago. 2011.

Lembre-se de que:

$$100\% = \frac{m}{V} = 1$$

Questões

11. Calcule o título e a porcentagem em massa de uma solução feita da dissolução de 184 g de glicerina, $C_3H_8O_3$, em 800 g de água.

12. Responda aos itens a seguir sobre uma solução aquosa de bromato de potássio, $KBrO_3$(aq).

a) Calcule o título em massa e a porcentagem em massa de soluto em uma solução feita pela adição de 245 g de água e 105 g de bromato de potássio.

b) Calcule a massa de água existente em 600 g de uma solução aquosa de $KBrO_3$ com $\mathcal{T} = 0{,}25$.

c) Calcule a massa de bromato de potássio, $KBrO_3$, que deve ser dissolvida em 400 g de água para obter uma solução a 20% em massa.

13. O mar Morto pode ser considerado uma solução de água e NaCℓ com $\mathcal{T} = 0{,}3$ ($\mathcal{T}\% = 30\%$). Qual a sua densidade? Dados: $d_{água} = 1{,}00$ g/cm³ e $d_{NaCℓ} = 2{,}165$ g/cm³.

14. O etanol tem densidade maior do que a gasolina. À medida que etanol é adicionado à gasolina, a cor do combustível vai clareando e a densidade da solução aumentando. A lei estabelece que o limite máximo de etanol anidro adicionado à gasolina é de 24%.
Uma gasolina que, segundo o posto, recebeu a adição de 24% de etanol apresentou densidade ≅0,746 g/mL.
Com essas informações, é possível dizer se essa gasolina está dentro dos parâmetros da lei ou se foi adulterada?
Dados: $d_{gasolina} = 0{,}72$ g/mL e $d_{etanol} = 0{,}79$ g/mL.

Pesquise no *site* do Instituto Brasileiro de Geografia e Estatística (IBGE) a porcentagem de domicílios atendidos por rede geral de esgoto em cada região do Brasil: <www.ibge.gov.br>. Acesso em: 6 fev. 2013.

E quanto ao lançamento de rejeitos ou efluentes industriais em corpos de água?
Um dos problemas mais graves originados nesse caso é a poluição por metais pesados. Divide-se o tratamento de efluentes (e de esgotos em geral) em quatro tipos: preliminar, primário, secundário e terciário. Os metais pesados só podem ser removidos pelo tratamento terciário, que envolve técnicas sofisticadas e caras. A maioria das estações de tratamento de efluentes industriais realiza apenas os tipos preliminar e primário; logo, os metais pesados geralmente acabam despejados nos cursos de água, cujo destino final é sempre os oceanos.
Os metais pesados são particularmente perigosos, pois são bioacumulativos: quanto mais se ingerem peixes e frutos do mar contaminados com metais pesados, maior se torna a concentração desses elementos nos tecidos do organismo.



William West/Agência France-Presse

Maré vermelha em Sydney (Austrália), fotografada em 27 de novembro de 2012.

Quais os problemas causados pelo lançamento de esgotos, sem tratamento, diretamente nas águas?

O esgoto que corre a céu aberto é considerado um dos maiores problemas ambientais e de saúde pública do país. Os danos ambientais decorrentes do lançamento *in natura* de esgotos em corpos hídricos são enormes. É preciso perceber que tudo que é jogado nos ralos das pias, vasos sanitários, bueiros e mesmo nos quintais das casas acaba poluindo os recursos hídricos, encarecendo o tratamento de água e comprometendo a qualidade da água de abastecimento.

O lançamento de esgoto doméstico sem tratamento prévio em cursos de água fornece uma grande quantidade de matéria orgânica rica em nutrientes como nitrogênio e fósforo que passam a nutrir a população microscópica de algas que constituem o chamado **fitoplancto**. Bem nutrida, essa população de algas se reproduz numa velocidade acima do normal.

Quando as algas morrem, produzem grandes quantidades de detritos que são decompostos por microrganismos aeróbios, ou seja, que utilizam as reservas de oxigênio da água para realizar suas atividades, diminuindo a quantidade de oxigênio dissolvido na água, o que pode causar a morte de plantas aquáticas e peixes, num processo que vai se agravando progressivamente até que todo o ecossistema fique comprometido. Esse fenômeno é conhecido por **eutrofização**.



Geogphoto/Alamy/Other Images

Rio comprometido pela eutrofização. Suffolk, Inglaterra (2009).

O esgoto também carrega para a água diversos organismos nocivos, como bactérias, vírus e larvas de parasitas. E como em geral os rios deságuam no mar, o esgoto industrial e o esgoto doméstico são uma das grandes ameaças para a vida marinha e para quem vive no litoral.

A grande quantidade de matéria orgânica despejada nos oceanos pode gerar um crescimento exagerado na população de certos microrganismos da classe dos fitoplanctos, como os dinoflagelados (vegetais unicelulares marinhos), conhecida como *bloom*, causando a chamada maré vermelha. Tais marés são provocadas por uma invasão maciça de dinoflagelados rubros de diversas espécies, que tornam a água avermelhada ou marrom.

Muitos dinoflagelados são bioluminescentes (capazes de converter energia química em energia luminosa), produzindo o que os primitivos navegadores chamavam de a "queima do mar à noite".

Os dinoflagelados não são alimentos somente de peixes, mas também de moluscos, que acumulam suas toxinas e, dependendo da espécie do dinoflagelado, podem se tornar perigosos quando ingeridos pelo ser humano. Os venenos produzidos por alguns dinoflagelados, tais como *Gonyaulax catanella*, constituem toxinas tão poderosas que foram estudados como armas químicas.

No Brasil, entre os meses de março e abril de 2007, uma maré vermelha causou a morte de cerca de 50 toneladas de peixes e mariscos, que foram despejados pelo mar em várias praias do litoral baiano, causando um prejuízo imensurável aos habitantes que vivem basicamente da venda de peixes e do turismo.

Uma das principais causas dessa maré vermelha, que desencadeou um processo de pobreza nos municípios afetados, foi justamente a poluição crônica provocada pelo sistema de esgotos jogados na baía.



Washington Fidélis/Folhapress

O despejo de esgoto sem tratamento torna pelo menos 30% das praias brasileiras impróprias para banho. Na foto acima, placa indicativa de água imprópria para banho na praia de Guaratuba (PR), 2007.

Química e Saúde

Praias impróprias para banho

"As características do ambiente marinho, tais como salinidade, sedimentos e condições de marés, dificultam o isolamento de bactérias patogênicas. Isso explica por que as pesquisas sobre a contaminação microbiana do litoral limitam-se geralmente à determinação das concentrações de bactérias indicadoras da poluição fecal. No mundo todo, o grupo mais utilizado nessas pesquisas é o dos coliformes e, mais recentemente, dos estreptococos fecais que, por serem mais resistentes ao ambiente marinho, tornam-se mais adequados para o monitoramento da qualidade das águas marinhas."

Disponível em: <http://periodicos.uem.br/ojs/index.php/ActaSciTechnol/article/ viewFile/5492/5492>. Acesso em: 6 fev. 2013.

"Cursos de água contaminados por esgotos domésticos, ao atingirem as águas das praias, podem expor os banhistas a bactérias, vírus e protozoários.

Esses microrganismos são responsáveis pela transmissão, aos banhistas, de doenças de veiculação hídrica tais como: gastroenterite [a mais comum], hepatite A, cólera, febre tifoide, entre outras. Do ponto de vista de saúde pública, é importante considerar não apenas a possibilidade da transmissão dessas doenças, mas também a presença de organismos patogênicos oportunistas, responsáveis por dermatoses, conjuntivite, otite e doenças das vias respiratórias. [...]

Pelo menos 30% das praias brasileiras apresentam um índice de coliformes fecais acima do que se julga aceitável.

O fato de a praia estar imprópria não significa que todas as pessoas que se banharem no local vão contrair alguma dessas doenças. Isso depende das condições imunológicas de cada um e do tipo de exposição de cada um (se fica muito tempo na água, se mergulha a cabeça, se engole água, etc.). A impropriedade significa que existe o risco de se contrair tais doenças. Nesse sentido recomenda-se que se evite:

- Banhar-se em águas do mar consideradas impróprias;
- Tomar banho de mar após chuvas muito intensas;
- Banhar-se em canais, córregos ou rios que desaguam no mar;
- Engolir água do mar."

COMPANHIA de Tecnologia e Saneamento Ambiental (Cetesb). Disponível em: <www.cetesb.sp.gov.br/agua/Praias/26-Respostas-as-Perguntas-frequentes>. Acesso em: 6 fev. 2013.

Título em volume

O título em volume só é usado para exprimir a concentração de soluções em que todos os componentes são gasosos ou são líquidos.

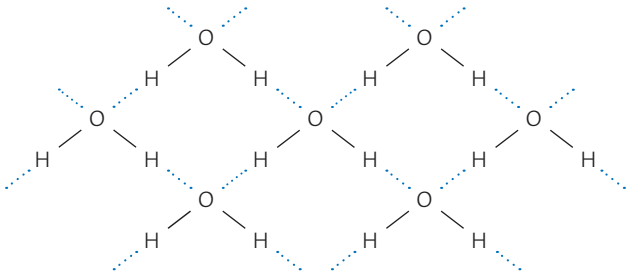
O título em volume (τ_V) indica o número de unidades de volume de soluto existente em 100 unidades de volume da solução.

Ocorre, porém, que **os volumes do soluto e do solvente não são aditivos**, $V \neq V_1 + V_2$, (ao contrário da massa em que $m = m_1 + m_2$).

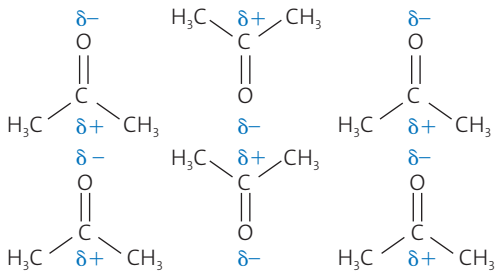
Em outras palavras, o volume da solução, V, não é igual à soma do volume do soluto, V_1, com o volume do solvente, V_2 (embora muitas vezes a diferença possa ser considerada desprezível). Isso ocorre porque as forças de atração e a intensidade da força estabelecida entre as moléculas de soluto e de solvente separadamente são diferentes daquelas que se estabelecem entre as moléculas de soluto e de solvente juntos.

Por exemplo, uma mistura de partes iguais de água e propanona (acetona) apresenta um volume 4,5% inferior ao correspondente à soma dos volumes de cada componente medido isoladamente porque:

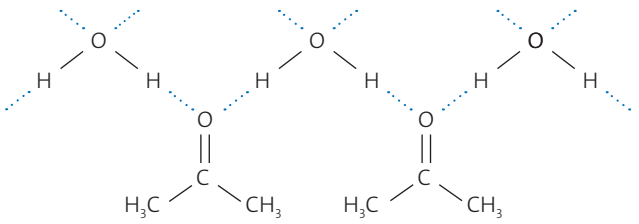
- Moléculas de água estabelecem entre si ligações de hidrogênio (força intermolecular de alta intensidade).



- Moléculas de propanona são ligadas por forças de dipolo permanente (força intermolecular de média intensidade). Não estabelecem ligações de hidrogênio.



- Moléculas de água e de acetona, ao serem misturadas, estabelecem ligações de hidrogênio entre si (num arranjo diferente do que havia entre as moléculas de água apenas).



Portanto, o volume da solução deve ser medido experimentalmente.

O título em volume também é um número adimensional, menor que a unidade, portanto pode ser expresso em porcentagem. Nesse caso, é chamado de porcentagem em volume do soluto.

Quando dizemos, por exemplo, que uma solução de água dissolvida em álcool etílico apresenta título em volume igual a 0,04 ou 4%, isso significa que, de cada 100 unidades de volume da solução, quatro unidades de volume são de soluto, nesse caso a água.

E como podemos trabalhar com o título em volume?

Considere o seguinte exemplo:

- Um litro de vinagre (solução aquosa de ácido acético, CH_3COOH) apresenta 55 mL de ácido acético. Calcule o título em volume e a porcentagem em volume do ácido acético nesse vinagre.

Resolução:

1 L ⇔ 1000 mL, logo temos:

1000 mL de vinagre (solução) _____ 55 mL de ácido acético

100 mL de vinagre (solução) _____ x

$$x = \frac{100\ mL \cdot 55\ mL}{1000\ mL} \quad \Rightarrow \quad x = 5{,}5\ mL \text{ de ácido acético}$$

Como são 5,5 mL em 100 mL, a porcentagem em volume é igual a 5,5%, e o título em volume é igual a:

$$\frac{5{,}5\ mL}{100\ mL} = 0{,}055$$

Lembre-se de que as informações ao lado não nos permitem calcular teoricamente o volume do solvente (álcool etílico) porque, quando misturamos água e álcool etílico, ocorre uma contração de volume, ou seja, o volume da solução V é menor que a soma V_1 (volume do soluto) + V_2 (volume do solvente).

Questões

15. (Enem) Algumas medidas podem ser propostas com relação aos problemas da água:

I. Represamento de rios e córregos próximo às cidades de maior porte.
II. Controle da ocupação urbana, especialmente em torno dos mananciais.
III. Proibição do despejo de esgoto industrial e doméstico sem tratamento nos rios e represas.
IV. Transferência de volume de água entre bacias hidrográficas para atender as cidades que já apresentam alto grau de poluição em seus mananciais.

As duas ações que devem ser tratadas como prioridades para a preservação da qualidade dos recursos hídricos são:

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

16. (Enem) A situação atual das bacias hidrográficas de São Paulo tem sido alvo de preocupações ambientais: a demanda hídrica é maior que a oferta de água e ocorre excesso de poluição industrial e residencial. Um dos casos mais graves de poluição da água é o da bacia do alto Tietê, onde se localiza a região metropolitana de São Paulo. Os rios Tietê e Pinheiros estão muito poluídos, o que compromete o uso da água pela população.

Avalie se as ações apresentadas a seguir são adequadas para se reduzir a poluição desses rios.

I. Investir em mecanismos de reciclagem da água utilizada nos processos industriais.
II. Investir em obras que viabilizem a transposição de águas de mananciais adjacentes para os rios poluídos.
III. Implementar obras de saneamento básico e construir estações de tratamento de esgotos.

É adequado o que se propõe:

a) apenas em I. d) apenas em II e III.
b) apenas em II. e) em I, II e IIII.
x c) apenas em I e III.

17. (UFRN) Misturando-se 100 mL de etanol (álcool etílico) com 100 mL de água, observa-se que o volume da solução resultante é menor que 200 mL.

Pode-se afirmar que ocorre:

a) transformação de matéria em energia, como previsto pela teoria da relatividade.
b) erro experimental, pois tal fato contraria a lei de Proust, das proporções definidas.
c) erro experimental, pois tal fato contraria a lei de Lavoisier, da conservação da matéria.
d) variação da massa, permanecendo a fase de agregação líquida.
x e) aparecimento de forças atrativas entre os componentes da solução.

Há casos em que a solução é tão diluída que sua concentração é expressa em ppb (partes por bilhão) ou mesmo ppt (partes por trilhão).

$$1\ ppb = \frac{1\ parte\ de\ soluto}{10^9\ partes\ de\ solução}$$

$$1\ ppt = \frac{1\ parte\ do\ soluto}{10^{12}\ partes\ de\ solução}$$

O raciocínio para se trabalhar em ppb ou ppt é o mesmo que utilizamos para trabalhar em ppm.
Para transformar em porcentagem a concentração expressa em ppb, basta dividir o valor por dez milhões (10^7), e para transformar em porcentagem a concentração expressa em ppt, basta dividir o valor por dez bilhões (10^{10}).

Concentração em ppm

Quando uma solução é extremamente diluída, a massa do solvente é praticamente igual à massa da solução. Para indicar a concentração de uma solução desse tipo, a expressão mais utilizada é ppm – partes por milhão.

A concentração em ppm indica quantas partes do soluto existem em um milhão de partes da solução (em volume ou em massa).

Assim, podemos escrever:

$$1\ ppm = \frac{1\ parte\ de\ soluto}{10^6\ partes\ de\ solução}$$

Podemos estabelecer o seguinte critério para a concentração de soluções expressas em ppm: para soluções na fase gasosa, utiliza-se a concentração em ppm expressa em volume, e para soluções nas fases líquida ou sólida, utiliza-se a concentração em ppm expressa em massa.

E como podemos trabalhar com a concentração expressa em ppm?

Considere os exemplos a seguir:

- Propanona, C_3H_6O, pura é um líquido volátil, incolor, inflamável, moderadamente tóxico, de sabor adocicado e cheiro agradável. Um ser humano comum pode perceber o cheiro da propanona diluída no ar na concentração mínima de 1,6 ppm. A análise de uma amostra do ar de determinado ambiente revelou que existe 0,00015% em volume de propanona. Uma pessoa, ao entrar no ambiente, vai perceber o odor da propanona?

Resolução:

$$1{,}6\ ppm\ de\ C_3H_6O = \frac{1{,}6\ mL\ de\ C_3H_6O}{1\,000\,000\ mL\ de\ ar}$$

$1\,000\ mL \Leftrightarrow 1\ L\ (ou\ 1\ dm^3)\ e\ 1\,000\ L \Leftrightarrow 1\ m^3$

logo: $1\,000\,000\ mL \Leftrightarrow 1\ m^3$

$$1{,}6\ ppm\ de\ C_3H_6O = \frac{1{,}6\ mL\ de\ C_3H_6O}{1\ m^3\ de\ ar}$$

Concluímos então que cada m^3 de ar contém 1,6 mL de C_3H_6O.

Passando a concentração expressa em ppm para porcentagem:

1,6 parte de C_3H_6O ——— 1 000 000 partes de ar

x ——— 100 partes de ar

$$x = \frac{1{,}6 \cdot 100}{1\,000\,000} \Rightarrow x = \frac{1{,}6}{10\,000}$$

$x = 0{,}00016\%$ de C_3H_6O no ar, em volume

Logo, um ser humano não poderá perceber o odor da propanona.

- Os metais pesados, como o chumbo, são biocumulativos*, isto é, são resistentes à degradação biológica, à degradação química e à degradação fotolítica (provocada pela luz), afetando o equilíbrio dos ecossistemas mesmo em pequenas concentrações.

A água potável deve conter, no máximo, 15 ppb (partes por bilhão) de chumbo, embora constantemente sejam encontradas águas com

*Substâncias biocumulativas são aquelas que os organismos vivos tem dificuldade para eliminar e, por isso, suas concentrações aumentam, progressivamente, ao longo da cadeia alimentar (microrganismos, plantas, aves, peixes, animais herbívoros, animais carnívoros e seres humanos).

mais de 100 ppb dessa substância. Se a concentração de chumbo em uma água potável é de 100 ppb, quantos gramas de chumbo são consumidos ao beber 1 L dessa água?
Dados: $d_{água} = 1$ g/mL; massa molar do Pb = 207 g/mol.

Resolução:

Proporção de chumbo na água:

$$100 \text{ ppb de Pb} = \frac{100 \text{ g de Pb}}{1\,000\,000\,000 \text{ g de água}}$$

$$10^2 \text{ ppb de Pb} = \frac{10^2 \text{ g de Pb}}{10^9 \text{ g de água}}$$

Considerando a densidade da água igual a 1 g/mL, temos que 1 000 g de água ocupam um volume de 1 L ou 1 000 mL (10^3 mL).

$$10^2 \text{ ppb de Pb} = \frac{10^2 \text{ g de Pb}}{10^9 \text{ mL de água}}$$

10^2 g de Pb ——— 10^9 mL de água

x ——— 10^3 mL de água (1 L)

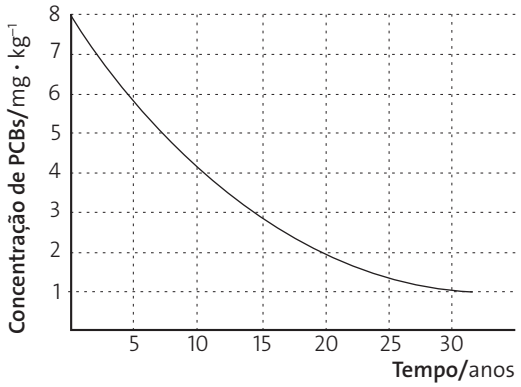
$$x = \frac{10^3 \cdot 10^2}{10^9} \Rightarrow \quad x = 10^{-4} \text{ g}$$

A concentração de chumbo nessa água é igual a 10^{-4} g/L.

Geralmente, quando se trabalha com **soluções aquosas** em que a massa do soluto é muito pequena, costuma-se considerar a densidade da solução igual à da água na fase líquida, a qual, por sua vez, é aproximada para 1 g/mL. Essas aproximações, entretanto, só são admissíveis em trabalhos não muito rigorosos do ponto de vista científico.

Questões

18. (Unicamp-SP) Computadores, televisores, transformadores elétricos, tintas e muitas outras utilidades que facilitam a comunicação, já empregaram os PCBs (compostos bifenílicos policlorados). Infelizmente, a alta estabilidade dos PCBs, aliada às suas características prejudiciais, os colocou dentre os mais indesejáveis agentes poluentes. Esses compostos continuam, ainda, presentes no ar, na água dos rios e mares, bem como em animais aquáticos e terrestres. O gráfico a seguir mostra a sua degradabilidade, em tecidos humanos.



a) Imagine que uma pessoa, pesando 70 kg, ingere 100 kg/ano de um alimento contaminado com 0,3 ppm (mg · kg^{-1}) de PCBs, e que o nível letal de PCBs para o ser humano seja 1300 ppm. Será possível que esse nível de PCBs seja alcançado, ao longo de sua vida, considerando a alimentação como única forma de ingestão de PCBs? Responda sim ou não e justifique.

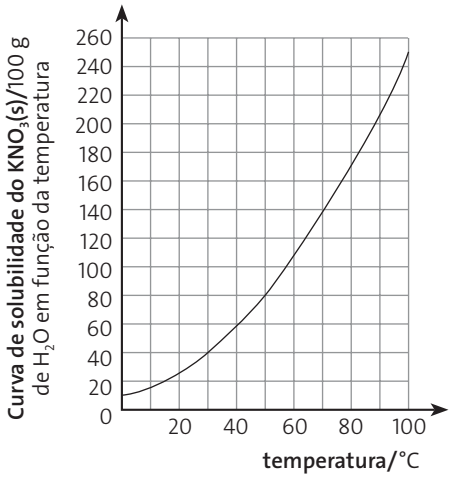
b) Após realizar exames de laboratório, uma moça de vinte e cinco anos descobriu que estava contaminada por 14 ppm de PCBs, o que poderia comprometer seriamente o feto em caso de gravidez. Deixando imediatamente de ingerir alimentos contaminados com PCBs, ela poderia engravidar ao longo de sua vida, sem nenhum risco para o feto? Responda sim ou não e justifique, sabendo que o limite seguro é de aproximadamente 0,2 ppm.

19. No organismo humano, o nitrato, NO_3^-(aq), sofre redução transformando-se facilmente em nitrito, NO_2^-(aq). O nitrito ingerido por um bebê pode levá-lo a adquirir uma forma grave de anemia, a metaemoglobinemia e também a cianose (ambas são doenças degenerativas do sangue). Cianose, do grego *kyanos*, 'azul', é um estado de alteração no equilíbrio químico do organismo que faz os tecidos (mucosas) adquirirem uma coloração azulada. Por isso, a Organização Mundial da Saúde (OMS) proíbe a distribuição e o consumo de água que tenha mais de 10 ppm de nitrato, NO_3^-(aq).
Uma água mineral com concentração de íons nitrato, NO_3^-(aq), igual a 0,002 g/L poderia ser comercializada?

Professor, denomina-se tempo de meia-vida o período que determinada substância demora para perder metade de sua atividade (tóxica ou radioativa, por exemplo). O gráfico mostra que a meia-vida dos PCBs (sua degradabilidade em tecidos humanos) é aproximadamente dez anos, ou seja, leva cerca de dez anos para que a concentração de PCBs passe de 8 mg · kg^{-1} para 4 mg · kg^{-1}.

Exercícios de revisão

5.1 (Unir-RO) O gráfico é referente ao coeficiente de solubilidade de KNO_3 em água em função da temperatura.



Ao adicionar, num recipiente, 40 g de nitrato de potássio em 50 g de água à temperatura de 40 °C, pode-se afirmar:

a) apenas parte do sólido se dissolverá, permanecendo aproximadamente 20 g no fundo do recipiente.
X b) apenas parte do sólido se dissolverá, permanecendo aproximadamente 10 g no fundo do recipiente.
c) tem-se uma solução insaturada.
d) o resfriamento dessa solução não variará a quantidade de sólido dissolvido.
e) o aquecimento dessa solução, num sistema aberto, não modificará a quantidade de nitrato de potássio dissolvido.

5.2 A tabela abaixo fornece os valores de solubilidade do hidróxido de sódio, em água, a diferentes temperaturas.

Soluto	**Solubilidade** (g de soluto/100 g de água)			
NaOH(s)	42,0	109,0	145,0	347,0
t/°C	0	20	50	100

Julque a seguinte afirmação em verdadeira ou falsa e justifique. "Adicionando-se 145 g de NaOH(s) a 100 g de água, a 20 °C, obtém-se um sistema bifásico, que, após aquecido a temperaturas acima de 50 °C, apresenta-se monofásico."

5.3 (Unemat-MT) A água do mar possui uma concentração ideal de sais (30 g/L) que permite a sobrevivência dos seres vivos. A quantidade de sais em kg que se deve adicionar em um aquário contendo $2 \cdot 10^6$ cm^3 de água, para reproduzir o ambiente marinho, é:

X a) $6 \cdot 10^1$. b) $1{,}5 \cdot 10^2$. c) $2 \cdot 10^6$. d) $6 \cdot 10^4$. e) $2 \cdot 10^4$.

5.4 (Unicap-PE) O ácido sulfúrico concentrado, H_2SO_4(conc.), possui título igual a 0,95 e densidade igual a 1,84 g/mL. Em relação a essa solução calcule:

a) a massa em gramas de H_2SO_4(conc.) que deve ser utilizada para preparar 500 mL de solução de ácido sulfúrico de concentração em massa igual a 29,4 g/L;
b) o volume em mL de ácido sulfúrico concentrado que deve ser utilizado para preparar 500 mL de solução de concentração 29,4 g/L.

5.5 Condisere uma solução aquosa de nitrato de prata:

a) Calcule o título em massa e a porcentagem em massa de soluto em uma solução feita pela adição de 240 g de água e 60 g de $AgNO_3$.
b) Calcule a massa de água existente em 350 g de uma solução aquosa de $AgNO_3$ com $\mathcal{T} = 0{,}25$.
c) Calcule a massa de nitrato de prata, $AgNO_3$, que deve ser dissolvida em 700 g de água para obter uma solução a 30% em massa.

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

5.7 (PUCC-SP) Tem-se um frasco de soro glicosado a 5,0% (solução aquosa de 5,0% em massa de glicose). Para preparar 1,0 kg desse soro, quantos gramas de glicose devem ser dissolvidos em água?

a) $5{,}0 \cdot 10^{-2}$. b) 0,50. c) 5,0. X d) 50. e) $5{,}0 \cdot 10^2$.

5.8 Um aluno misturou 100 mL de etanol (álcool etílico) anidro com 100 mL de água e, ao medir o volume da solução resultante, encontrou um valor igual a 192 mL. Essa medida está correta? Explique.

5.9 (Enem) Determinada estação trata cerca de 30 000 litros de água por segundo. Para evitar riscos de fluorose, a concentração máxima de fluoretos nessa água não deve exceder a cerca de 1,5 miligrama por litro de água. A quantidade máxima dessa espécie química que pode ser utilizada com segurança, no volume de água tratada em uma hora, nessa estação, é:

a) 1,5 kg. b) 4,5 kg. c) 96 kg. d) 124 kg. X e) 162 kg.

5.10 (Uece) A fluoretação das águas de abastecimento público é a medida mais abrangente, segura, econômica e democrática de se diminuir a incidência de cáries dentárias. Sabendo-se que a dose de flúor que ocasiona prejuízos a saúde é de 5 mg por kg de "peso corporal", então o número de litros de água fluoretado com 0,7 ppm em flúor, que pode ocasionar problemas ao organismo de um indivíduo com 70 kg, é:

a) 250 X b) 500 c) 350 d) 245

CAPÍTULO 6

Concentração em quantidade de matéria

Saiu na Mídia!

Campinas testa uso do ozônio para o tratamento da água

A Sociedade de Abastecimento de Água e Saneamento S.A. (Sanasa – Campinas) está utilizando o ozônio num projeto piloto instalado na sua Estação de Tratamento de Água (ETA) de Sousas para o tratamento de água em substituição ao ácido hipocloroso, formado pela solubilização do cloro gasoso em água, popularmente conhecido como cloro.

Pesquisas recentes apontam que o ozônio pode ser mais eficiente e mais barato no tratamento da água que o cloro. Em função disso, a Sanasa montou uma planta piloto no laboratório de pesquisas. Foram adquiridos um concentrador de oxigênio, um gerador de ozônio, equipamentos de análise *on-line* e equipamentos para determinação de carbono em suas diversas formas. No Brasil, nenhuma companhia de saneamento faz uso desta substância [...].

Atualmente, as pesquisas estão focadas na comprovação da eficiência do oxidante nas águas do rio Atibaia e, em uma segunda fase, o objetivo será testá-lo nas águas do rio Capivari.

[...]

Os dados preliminares apontam para uma redução nos custos com o tratamento de água, porém a implantação tem custo elevado, pois haverá necessidade de uma nova planta, e os equipamentos são importados. O prazo estimado para implantação é de um ano após o término dos estudos caso estes apontem viabilidade. O investimento estimado para a implantação do tratamento com ozônio é de aproximadamente R$ 20 milhões. [...]

Adaptado de: <www.panoramabrasil.com.br/cidades/campinas-testa-uso-do-ozonio-para-o-tratamento-da-agua-id90968.html>. Acesso em: 2 nov. 2012.



Huntstock/Alamy/Other Images

Gerador de ozônio em estação de tratamento de água.

Você sabe explicar?

O uso do cloro no tratamento da água traz alguma desvantagem? E quais as vantagens do uso do ozônio?

No capítulo anterior vimos as expressões de concentração física, ou seja, aquelas que não dependem da massa molar do soluto. Agora veremos a principal expressão de concentração química.

As expressões químicas de concentração de solução são as que dependem da massa molar do soluto.

1 Concentração em mol/L

A concentração em quantidade de matéria (mol/L) é a expressão de concentração recomendada pelo Sistema Internacional de Unidades (SI) e pela União Internacional de Química Pura e Aplicada (Iupac), sendo, portanto, a mais utilizada.

A concentração em quantidade de matéria ($\mathcal{M}$) ou concentração em mol/L é a relação entre a quantidade de matéria do soluto (n_1) e o volume da solução em litros (V).

Observe que, por definição, o volume da solução é necessariamente expresso em litros.

Quando se diz, por exemplo, que uma solução apresenta concentração em quantidade de matéria igual a 2,5 mol/L, isso significa que existem 2,5 mol de soluto em cada litro de solução.

E como podemos trabalhar com a concentração em mol/L?

Considere o seguinte problema:

- Qual a massa de ureia, $CO(NH_2)_2(s)$, necessária para preparar 2 litros de solução aquosa 1,5 mol/L dessa substância? Dadas as massas molares em g/mol: H = 1; C = 12; N = 14 e O = 16.

Resolução:

1 L de solução de ureia _____ 1,5 mol de ureia

2 L de solução de ureia _____ x

$x = \frac{2 \cdot 1,5}{1} \Rightarrow x = 3$ mol de ureia

1 mol de ureia _____ 60 g

3 mol de ureia _____ y

$y = \frac{3 \cdot 60}{1} \Rightarrow y = 180$ g de ureia

A massa de ureia, $CO(NH_2)_2(s)$, necessária para preparar 2 litros de solução aquosa 1,5 mol/L dessa substância é 180 g.



Maximilian Stock Ltd./SPL/Latinstock

As soluções só devem ser preparadas em laboratório e com os devidos cuidados.

Relação entre g/L e mol/L:
É possível relacionar as expressões de concentração em massa (C) e concentração em quantidade de matéria ($\mathcal{M}$) da seguinte forma:

$\mathcal{M} = n_1$ Como $n_1 = \frac{m_1}{M_1}$, então

$\mathcal{M} = \frac{m_1}{M_1 \cdot V\,(L)}$ e $C = \frac{m_1}{V\,(L)}$, logo

$\mathcal{M} = \frac{C}{M_1}$ e $C = \mathcal{M} \cdot M_1$

Cálculo da massa molar da ureia:
O número que está fora dos parênteses vai multiplicar todos os índices que estão dentro dos parênteses. Temos então:

carbono:	$1 \cdot 12 = 12$ g/mol
oxigênio:	$1 \cdot 16 = 16$ g/mol
nitrogênio:	$2 \cdot 14 = 28$ g/mol
hidrogênio:	$4 \cdot 1 = 4$ g/mol
ureia:	60 g/mol

Concentração de íons em mol/L

Para determinar a concentração em quantidade de matéria de cada espécie de íon presente em uma solução iônica, é preciso observar a proporção de cátions e ânions na fórmula da substância e o seu grau de dissociação ou de ionização.

Considere o seguinte exemplo:

- Qual a concentração em quantidade de matéria de cátions magnésio, $Mg^{2+}(aq)$, e de ânions fosfato, $PO_4^{3-}(aq)$, em uma solução aquosa de fosfato de magnésio, $Mg_3(PO_4)_2$, de concentração igual a 0,5 mol/L, com $\alpha = 0{,}70$ (70%)?

Resolução:

Os coeficientes da equação balanceada de dissociação* da substância são diretamente proporcionais à concentração em quantidade de matéria de cada íon para um grau de dissociação igual a 100%.

* O mesmo vale para uma equação de ionização.

1 $Mg_3(PO_4)_2(aq)$	⟶	3 $Mg^{2+}(aq)$	+	2 $PO_4^{3-}(aq)$
1 mol		3 mol		2 mol
0,5 mol		x		y
1 · 0,5 mol/L		3 · 0,5 mol/L		2 · 0,5 mol/L
0,5 mol/L		1,5 mol/L		1,0 mol/L

Em seguida, é preciso calcular a quantidade real de íons formados considerando o grau de dissociação da substância, no caso $\alpha\% = 70\%$:

1,5 mol de íons $Mg^{2+}(aq)$/L ——— 100% de dissociação

x ——— 70% de dissociação

$$x = \frac{70 \cdot 1{,}5}{100} \Rightarrow x = 1{,}05 \text{ mol/L de íons } Mg^{2+}(aq)$$

1,0 mol de íons $PO_4^{3-}(aq)$/L ——— 100% de dissociação

y ——— 70% de dissociação

$$y = \frac{70 \cdot 1{,}0}{100} \Rightarrow y = 0{,}70 \text{ mol de íons } PO_4^{3-}(aq)/L$$

Questões

ATENÇÃO! Não escreva no seu livro!

1. (USJT-SP) O ácido tartárico, $C_4H_6O_6$ (conservante), usado em alguns refrigerantes, pode ser obtido a partir da uva durante o processo de fabricação do vinho. Se a concentração em quantidade de matéria de ácido tartárico num refrigerante é 0,175 mol/L, qual é a massa de ácido utilizada na fabricação de 100 000 L desse refrigerante?
a) 17 500 g b) 116,6 kg c) 0,857 t d) 1,75 kg x e) 2,62 t

2. Indique a concentração em quantidade de matéria (mol/L) de uma solução de permanganato de potássio, $KMnO_4$, obtida pela dissolução de 0,395 g deste sal em água suficiente para produzir 250 mL de solução.
x a) 0,01 b) 0,02 c) 0,03 d) 0,04 e) 0,05

3. Assinale a alternativa que indica o volume necessário de água para preparar uma solução 0,25 mol/L de cloreto de sódio, NaCℓ.
a) 0,125 L b) 2,00 L x c) 8,00 L d) 29,3 L e) 468 L

4. Uma solução aquosa de sulfato de alumínio foi preparada de modo que cada 100 mL de solução tivesse 68,4 g do sal dissolvido a 20 °C. Nessa temperatura o grau de dissociação $\alpha\%$ do $A\ell_2(SO_4)_3(aq)$ é igual a 60%. Calcule:
a) a concentração em quantidade de matéria do sal na solução;
b) a concentração em quantidade de matéria dos íons $A\ell^{3+}(aq)$ e $SO_4^{2-}(aq)$.

Cloro

O processo industrial

O cloro, $C\ell_2(g)$, foi obtido pela primeira vez em 1774, pelo químico polonês Karl Wilhelm Scheele (1742-1786), ao reagir ácido clorídrico, $HC\ell(aq)$, com dióxido de manganês, $MnO_2(s)$, conforme a reação abaixo:

$$2\,HC\ell(aq) + 1\,MnO_2(s) \longrightarrow 1\,MnO(aq) + 1\,H_2O(\ell) + 1\,C\ell_2(g)$$

Industrialmente, a obtenção de cloro é feita a partir da eletrólise de solução aquosa de cloreto de sódio, $NaC\ell(aq)$, que fornece, além do cloro, duas outras substâncias importantes, o gás hidrogênio, $H_2(g)$, e o hidróxido de sódio, NaOH(s).

O cloreto de sódio utilizado para esse fim é proveniente de depósitos subterrâneos e conhecido por sal-gema, uma vez que o sal marinho contém muitas impurezas que inviabilizam o processo.

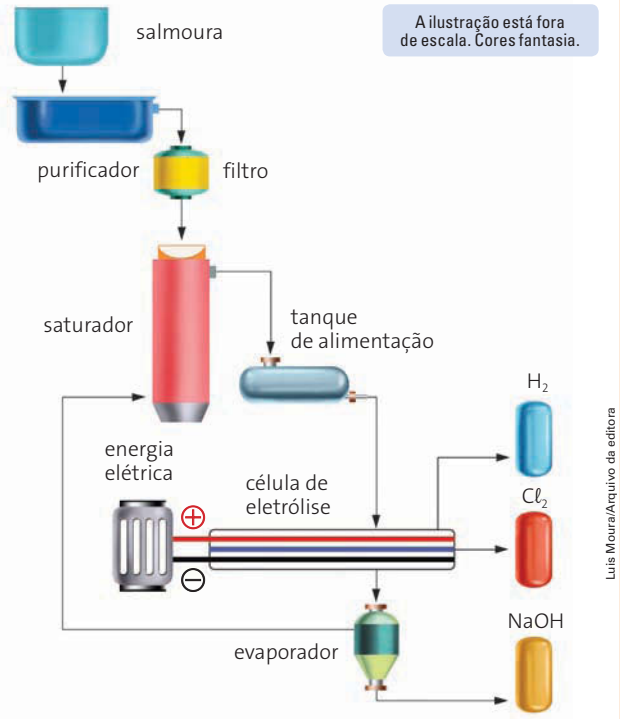
A primeira etapa da obtenção de cloro consiste em preparar e purificar a salmoura: o sal-gema é dissolvido em água, e a solução (salmoura) é submetida a um processo de purificação para eliminar as impurezas presentes.

A salmoura purificada é, então, disposta em cubas eletrolíticas sofrendo a passagem de corrente elétrica que desencadeia a seguinte reação química global:

$$2\,NaC\ell(aq) + 2\,H_2O(\ell) \longrightarrow 1\,C\ell_2(g) + 1\,H_2(g) + 2\,NaOH(aq)$$

O cloro, o hidrogênio e o hidróxido de sódio são produtos básicos, fundamentais em diversos processos industriais. Há quem afirme que é difícil haver um bem de consumo que, em certo estágio de sua fabricação, não tenha dependido de pelo menos uma dessas substâncias. Por isso, a indústria que os fabrica é denominada **indústria de base**.

O esquema a seguir fornece uma ideia geral do processo industrial de fabricação de cloro pela eletrólise do $NaC\ell(aq)$.



Luis Moura/Arquivo da editora

Esquema da produção de cloro pela eletrólise de $NaC\ell$ (aq).

O outro processo industrial de fabricação de cloro consiste na eletrólise do $NaC\ell$ fundido (no estado líquido). Por esse processo obtém-se também o sódio metálico.

$$2\,NaC\ell(\ell) \longrightarrow 1\,C\ell_2(g) + 2\,Na(s)$$

O cloro é um gás verde-amarelado, de cheiro sufocante, extremamente tóxico e venenoso. Apresenta tolerância máxima igual a 1 ppm/m^3 de ar. É utilizado no tratamento de águas (possui forte ação bactericida), na fabricação de plásticos (como o PVC ou policloreto de vinila – responsável pelo consumo de 40% de todo o cloro produzido), de solventes (como o tetracloreto de carbono, $CC\ell_4$), de inseticidas (como o BHC ou benzeno hexaclorado, $C_6C\ell_6$) e de branqueadores (como o hipoclorito de sódio, $NaC\ell O$, usado no branqueamento da celulose para a fabricação de papel).

A indústria alimentícia também utiliza substâncias cloradas para obter o branqueamento da farinha de trigo.

Trabalho em equipe

O cloro foi o primeiro gás a ser utilizado como arma química. O ataque inicial ocorreu em 1915 na Primeira Guerra Mundial. Esse gás foi espalhado num *front* perto da cidade belga de Ypres e, dos 15 mil soldados franceses que lá se encontravam, 5 mil morreram e 10 mil ficaram feridos. O gás cloro é sufocante. Ao ser inalado provoca irritação, ressecamento e ardor nas vias respiratórias. Para aliviar esses sintomas, o organismo – numa tentativa de defesa – segrega líquido nos pulmões, provocando edema. Na frente russa, os ataques com cloro realizados nesse mesmo ano tiveram efeitos ainda mais devastadores, levando as tropas russas até o fim da guerra a sofrerem perto de meio milhão de baixas. Num dos primeiros ataques, o regimento da Sibéria foi praticamente dizimado: tinha 39 oficiais e 4 310 soldados e, após o ataque, restaram 4 oficiais e 400 soldados.

Também em 1915, os cirurgiões militares Alexis Carrel (1873-1944), Prêmio Nobel de Medicina em 1912, e Henry Drysdale Dakin (1880-1952) desenvolveram uma solução de hipoclorito de sódio a 0,5% de cloro ativo neutralizado com ácido bórico que ficou conhecida como solução de Dakin. Essa solução foi usada nos feridos de guerra no procedimento de desinfecção de lesões profundas e permitiu evitar a proliferação dos casos de gangrena e infecções, salvando milhares de vidas.

A sala pode ser dividida em dois grupos. Um grupo vai pesquisar sobre produtos tóxicos que são formados a partir do cloro, prejudiciais ao ser humano e ao meio ambiente, e o outro, sobre os produtos clorados de grande importância para a sociedade. Cada grupo vai escolher dois representantes para expor o resultado de suas pesquisas. Em seguida, a sala fará um debate para tentar concluir se o cloro traz mais benefícios ou prejuízos para o ser humano.

O uso do cloro no tratamento da água traz alguma desvantagem? E quais as vantagens do uso do ozônio?

Uma das etapas do tratamento de água consiste na cloração. Nessa etapa o cloro é adicionado em quantidades previamente calculadas, para que sua concentração final na água seja adequada, mantendo um **nível residual** que assegure uma desinfecção em situações imprevistas de aumento de concentrações bacteriológicas.

Esse cloro residual pode reagir com a matéria orgânica presente em águas naturais, formando compostos organoclorados.

Embora ainda não esteja totalmente comprovado, existem evidências de que, em teores excessivos, esses organoclorados podem causar câncer.

No entanto, dados da Organização Mundial de Saúde (OMS) indicam que as doenças transmitidas pela água não tratada matam cerca de dois milhões de pessoas por ano, a maioria crianças menores de 5 anos.

Assim, entre a possibilidade remota de adquirir um câncer a longo prazo e a possibilidade concreta de morrer antes de completar 5 anos, não há o que discutir. A água tratada, seja com cloro, com ozônio ou com qualquer outra substância é um dos principais pilares da saúde pública.

Mas existe alguma vantagem no uso do ozônio para esse fim? Veja o que diz o texto a seguir:

Os principais organoclorados encontrados na água tratada são os tri-halometanos (THM), compostos orgânicos derivados do metano, CH_4, no qual três átomos de hidrogênio são substituídos por três átomos de halogênio – cloro, bromo e/ou iodo.
Existem diferentes THM, porém o que ocorre em maior concentração na água de abastecimento é o triclorometano (clorofórmio).

Reação de formação do ozônio:

$O_2(g) \longrightarrow O(g) + O(g)$

$O_2(g) + O(g) \longrightarrow O_3(g)$

O ozônio apresenta uma meia-vida em água a 20 °C de 20 minutos, ou seja, a cada 20 minutos metade do ozônio presente na água se decompõe. A pressão parcial do ozônio é bastante inferior à do oxigênio, isso faz o ozônio ser absorvido pela água 50 vezes mais rápido do que o oxigênio.

[...] *A habilidade do ozônio para desinfecção de água foi descoberta em 1886, e em 1891 testes pilotos já eram realizados. A primeira instalação industrial de ozônio ocorreu em 1893, em Oudshoorm, na Holanda, para desinfecção na estação de tratamento de água potável da cidade.*

[...] *O ozônio é gerado quando uma corrente alternada de alta voltagem é descarregada na presença de oxigênio. O maior exemplo é o que ocorre na natureza, quando em dias de tempestade há grande produção de ozônio na atmosfera devido às elevadas descargas elétricas provenientes dos relâmpagos. O gerador de ozônio basicamente reproduz, de forma controlada e eficaz, esse fenômeno natural, aliando alta tecnologia na área de materiais à eletroeletrônica avançada.*

Desta forma, a geração de ozônio ocorre pelo princípio de descarga elétrica que acelera elétrons o suficiente para partir, através do impacto, as ligações da molécula de oxigênio. Os átomos livres reagem com outras moléculas de oxigênio para a formação do ozônio.

Características do ozônio:

- *o ozônio é um poderoso oxidante (1,5 vez mais forte do que o cloro);*
- *é mais rápido do que o cloro na inativação de bactérias;*
- *não produz toxinas;*
- *decompõe-se em oxigênio.*

[...]

Basicamente, o que diferencia o ozônio dos diversos agentes desinfetantes é o seu mecanismo de destruição dos microrganismos. O cloro, por exemplo, atua por difusão através da parede celular, para então agir sobre os elementos vitais no interior da célula, como enzimas, proteínas, DNA e RNA. O ozônio, por ser mais oxidante, age diretamente na parede celular, causando sua ruptura, demandando menor tempo de contato e tornando impossível sua reativação. Dependendo do tipo de microrganismo, o ozônio pode ser até 3 125 vezes mais rápido que o cloro na inativação celular.

Disponível em: <www.snatural.com.br/Tratamento-Agua-Ozonio.html>. Acesso em: 6 fev. 2013.

Questões

5. A água depois de tratada deve ter ainda quantidade de "cloro residual", medido como HCℓO, na faixa de concentração de 0,2 mg/L a 1,5 mg/L. A análise de uma amostra indicou concentração de HCℓO (52,5 g/mol) igual a $8{,}0 \cdot 10^{-5}$ mol/L. Essa água segue a norma enunciada? Explique.

6. *A qualidade, disponibilidade e acessibilidade da população à água e ao saneamento básico são essenciais ao desenvolvimento humano e garanti-las deve ser uma das preocupações das políticas de combate à pobreza e melhoria da qualidade de vida das pessoas. Com o crescimento populacional, a urbanização e o desenvolvimento industrial e agrícola, tem se intensificado a procura por esse recurso finito, formando expectativas de acirramento da disputa pela água, em uma crise de dimensões mundiais. No semiárido brasileiro, assim como em muitas áreas pobres do planeta, milhões de pessoas não dispõem de acesso à água potável* [...].

Sabendo que a rede de tratamento existente precisa de investimentos de manutenção (para controlar vazamentos, por exemplo), o que você acredita ser mais urgente: ampliar e fazer a manutenção do sistema de tratamento existente (cloração) ou implantar um sistema de tratamento a base de ozônio para que não haja resíduos tóxicos na água destinada ao consumo humano? Justifique.

Exercícios de revisão

6.1 (IFTO) Um copo de 180 mL de suco de laranja é adoçado com 61,56 g de açúcar comum (sacarose: $C_{12}H_{22}O_{11}$). Calcule a concentração em quantidade de matéria (mol/L) do açúcar neste suco.
a) 0,1 b) 0,5 c) 0,01 X d) 1 e) 2

6.2 (Furg-RS) A quantidade média de cálcio encontrada em um tipo de leite foi de cerca de $3 \cdot 10^{-2}$ mol/L. Para afirmar que este leite não está adulterado com relação ao teor desse nutriente, a quantidade de cálcio encontrada em uma amostra de 100 mL do leite deveria ser de:
X a) 120 mg b) 60 mg c) 150 mg d) 90 mg e) 40 mg

6.3 (Unisal-SP) Glutaraldeído ($OHC-CH_2-CH_2-CH_2-CHO$, massa molar = 100 g · mol–1) é um potente bactericida utilizado em hospitais para desinfecção de diferentes materiais, inclusive em salas de cirurgias. Essa substância é empregada para tal finalidade sob forma de solução aquosa de concentração igual a 2 g/100 mL.
A concentração em mol/L dessa solução é igual a:
a) 0,1. X b) 0,2. c) 0,3. d) 0,4. e) 0,5.

6.4 (UFF-RJ) A massa de butanol, $C_4H_{10}O$, necessária para preparar 500 mL de solução 0,20 mol/L é:
a) 14,8 g X b) 7,4 g c) 3,7 g d) 37,7 g e) 18,5 g

6.5 (UFV-MG) Uma amostra de vinagre, contendo 4,2 g de ácido acético, $C_2H_4O_2$, por 100 mL, tem concentração deste ácido, em mol/L, igual a:
a) 0,8 b) 1,0 c) 1,2 d) 0,5 X e) 0,7

6.6 (Fuvest-SP) Tem-se uma solução aquosa de ureia (composto não dissociado), $1,0 \cdot 10^{-2}$ mol/L. Dada a massa molar da ureia (60 g/mol), calcule, para $2,0 \cdot 10^2$ mL de solução:
a) a massa de ureia dissolvida.
b) o número de moléculas de ureia dissolvida.

6.7 (UFU-MG) O soro caseiro, recomendado para evitar a desidratação infantil, consiste em uma solução aquosa de cloreto de sódio, NaCℓ, 0,06 mol · L^{-1} e sacarose, $C_{12}H_{22}O_{11}$, 0,032 mol · L^{-1}. As quantidades (em gramas) de cloreto de sódio e sacarose necessárias para preparar um copo (200 mL) de soro caseiro são, respectivamente:
a) 0,012 g e 0,0064 g
c) 3,51 g e 10,94 g
X b) 0,70 g e 2,19 g
d) 0,024 g e 0,128 g

6.8 (Ufal) A concentração de lactose (342 g/mol) no leite "longa-vida integral" é cerca de 5,0 g/100 mL. Calcule essa concentração em mol de lactose por litro de leite.

6.9 (Ufal) A solução ácida encontrada em baterias possui densidade aproximada de 1,29 g/cm^3. Sabendo-se que essa solução possui 38% em massa de ácido sulfúrico (massa molar H_2SO_4 = 98,0 g/mol), pode-se afirmar que a quantidade de matéria do ácido contido em 1,0 litro da solução será de aproximadamente:
a) 0,2 b) 0,5 c) 1,0 d) 2,0 X e) 5,0

6.10 (Fuvest-SP) Ácido cítrico é um aditivo presente em refrigerantes em quantidades de 0,0025% a 0,15% em massa. Supondo solução de densidade 1,0 kg/L, calcule as concentrações de ácido cítrico:
a) em g/L, no limite inferior.
b) em mol/L, no limite superior.
Dado: massa molar do ácido cítrico = 210 g/mol

6.11 Calcule a concentração em quantidade de matéria de uma solução feita pela adição de 15,24 g de iodo, I_2, em 500 g de álcool etílico, CH_3CH_2OH, sabendo-se que a densidade do álcool etílico é ≃ 0,8 g/mL. Despreze qualquer variação de volume que possa ter ocorrido.

6.12 (PUC-MG) Uma solução de brometo de cálcio, $CaBr_2(aq)$, a 10 g/L apresenta uma concentração em mol/L igual a:
a) 0,08 b) 0,02 X c) 0,05 d) 0,2 e) 0,5

6.13 (Ufscar-SP) Uma "água dura" contém íons Ca^{2+} e Mg^{2+}, que interferem na ação do sabão e deixam um resíduo nas paredes de tanques e caldeiras. É possível "amolecer" uma "água dura" adicionando-se substâncias que retiram estes íons e liberam, em seu lugar, íons Na^{1+}. Se uma "água dura" contém 0,010 mol/L de Ca^{2+} e 0,005 mol/L de Mg^{2+}, quantos mols de Na^{1+} são necessários para substituir os íons de cálcio e magnésio em $1,0 \cdot 10^3$ L desta água?
a) 10 b) 15 c) 20 X d) 30 e) 40

6.14 (UPM-SP) Por seu papel nos batimentos cardíacos, na contração muscular, etc., o potássio é imprescindível ao funcionamento do nosso organismo. Além da banana "nanica", uma fonte de potássio é a uva-passa. 100 g de uva-passa são processados adequadamente até se obterem 280 mL de solução que contêm 0,975 mg de um sal de potássio, K_2A, 100% dissociado. A concentração em mol/L dos íons potássio é:
Dado: massa molar do K_2A = 174 g/mol
a) $2 \cdot 10^{-3}$ mol/L
b) $2 \cdot 10^{-5}$ mol/L
c) $6 \cdot 10^{-3}$ mol/L
X d) $4 \cdot 10^{-5}$ mol/L

6.15 (PUCC-SP) Na embalagem de um conhecido biotônico lê-se que, em cada colher de sopa (15 mL), há entre outros constituintes:
• Sulfato ferroso heptaidratado, $FeSO_4 \cdot 7\,H_2O$: 12,49 mg
• Ácido fosfórico, H_3PO_4: 69,99 mg
A concentração, em mol/L, de íons $Fe^{2+}(aq)$ no biotônico é, aproximadamente,
a) $1 \cdot 10^{-1}$
b) $2 \cdot 10^{-2}$
X c) $3 \cdot 10^{-3}$
d) $4 \cdot 10^{-4}$
e) $5 \cdot 10^{-5}$

CAPÍTULO 7

Mistura de soluções

Saiu na Mídia!

Poluição hídrica

Do ponto de vista econômico, a poluição da água é uma alteração da qualidade que afeta o bem-estar do consumidor e reduz os lucros do produtor. Ambientalmente, a poluição da água é uma alteração do ambiente que afeta os ecossistemas e, direta ou indiretamente, o ser humano e os demais seres vivos. **Entende-se por poluição qualquer mistura que altera as propriedades da água, afetando a saúde de animais e vegetais que dependem dela**, geralmente causada pelo lançamento inadequado de dejetos industriais, agrícolas e esgotos domésticos.

Os resíduos gerados pelas indústrias, cidades e atividades agrícolas são sólidos ou líquidos e têm um potencial de poluição muito grande. Os resíduos gerados pelas cidades, como lixo, entulhos e produtos tóxicos, são carreados para os rios com a ajuda das chuvas. Os resíduos líquidos carregam poluentes orgânicos (que são mais fáceis de ser controlados do que os inorgânicos, quando em pequena quantidade). Em seus processos, as indústrias produzem grande quantidade de resíduos, sendo uma parte retida pelas instalações de tratamento da própria indústria, que retêm tanto resíduos sólidos quanto líquidos, e a outra parte despejada no ambiente. No processo de tratamento dos resíduos também é produzido outro resíduo chamado **chorume**, líquido que precisa novamente de tratamento e controle. As cidades ainda podem ser poluídas pelas enxurradas, que trazem o lixo, e pelo esgoto.

[...]

A poluição tornou 70% das águas de rios, lagos e lagoas do Brasil impróprias para o consumo. Estão identificadas 20 760 áreas de contaminação em todo o país que afetam diretamente 5 milhões de pessoas, além de outros 15 milhões de vítimas de impactos indiretos. Em relação a 2004, a contaminação das águas superficiais cresceu 280%. Nesse ritmo, se nada for feito, nos próximos quatro anos, 90% das águas estarão impróprias para o consumo humano.

Adaptado de: <www.vivaterra.org.br/vivaterra_poluicao_hidrica.htm>. Acesso em: 2 nov. 2012.



J. Emilio Flores/Corbis/Latinstock

Peixes mortos em decorrência da poluição das águas. Califórnia, Estados Unidos, 2011.

Você sabe explicar?

Além daquelas que já estudamos, há outras propriedades da água importantes para o ser humano e o meio ambiente?

Imagine que você esteja preparando uma limonada para o lanche com os amigos e acabou exagerando no limão. E agora? O que fazer? A solução é adicionar mais água.

Esse tipo de procedimento – diluir ou concentrar soluções – é muito comum em nosso dia a dia. Deixamos a panela de feijão no fogo para concentrar ou "engrossar o caldo", colocamos mais água no feijão para diluir o caldo; nas regiões do Brasil onde se toma café feito em máquina é possível escolher entre um "café curto" (mais concentrado, feito com menos água) ou um "café longo" (mais diluído, feito com mais água), entre outros exemplos.

Diluir e concentrar soluções também é um procedimento muito utilizado no laboratório de Química para preparar soluções com uma concentração específica, acrescentando solvente, evaporando solvente ou misturando soluções de concentrações diferentes de modo que se obtenha a solução final com a concentração desejada.

São essas operações e os conceitos relacionados a elas que veremos a seguir.



Michael Cocita/Shutterstock/Glow Images

Limonada: é possível diminuir a concentração de soluto (limão ou açúcar) pela adição de solvente (água).

1 Diluição e concentração

De modo geral, podemos dizer que:

- Diluir uma solução significa acrescentar solvente a ela de maneira que sua concentração diminua. A quantidade de soluto permanece inalterada.
- Concentrar uma solução significa diminuir a quantidade de solvente da solução de forma que sua concentração aumente. Isso pode ser feito por aquecimento, provocando a evaporação do solvente (desde que o solvente não seja inflamável* e que o soluto não seja volátil).

Quando o solvente é retirado de uma solução ou é acrescentado a ela, a quantidade de soluto (em massa ou em quantidade de matéria) permanece inalterada.

As relações deduzidas a seguir para a concentração em massa (C) e concentração em quantidade de matéria (mol/L) são análogas às que podemos deduzir para as demais expressões de concentração, tanto físicas como químicas.

Concentração em massa

Em ambos os casos – diluição ou concentração da solução –, **a massa do soluto permanece constante**. O que varia é o volume do solvente e, portanto, a concentração em massa da solução.

E como podemos trabalhar com operações de diluição ou concentração relacionadas à concentração em massa (g/L)?

Outra maneira de concentrar uma solução é aumentar a quantidade de soluto. Nesse caso, porém, não valem as relações deduzidas a seguir, pois a quantidade de soluto vai variar.

As ilustrações estão fora de escala. Cores fantasia.

Operação de diluição:

Solução inicial + Solvente = Solução diluída



Operação de concentração:

Solução inicial − Solvente = Solução concentrada



Luis Moura/Arquivo de editora

* Um solvente inflamável nunca pode ser aquecido sobre a chama, mas, se necessário, pode ser aquecido em uma manta térmica.

Lembre-se de que: 1 L ⇔ 1000 mL

Considere o seguinte problema:

- Calcule o volume de solução aquosa de sulfato de sódio, Na_2SO_4, a 60 g/L que deve ser diluída por adição de água para se obter um volume de 750 mL de solução a 40 g/L.

Resolução:

Como a massa do soluto permanece constante nas duas soluções (inicial e final), precisamos encontrar qual a massa de soluto presente na solução final que pretendemos obter, e depois verificar qual o volume da solução inicial que apresenta essa mesma massa de soluto. Observe:

Cálculo da massa de soluto que queremos na solução final.

40 g de soluto (Na_2SO_4) ——— 1 L de solução

x ——— 0,750 L de solução

$$x = \frac{0{,}750\,\cancel{L} \cdot 40\ g}{1\,\cancel{L}} \Rightarrow x = 30\ g\ de\ Na_2SO_4$$

Cálculo do volume de solução inicial que possui 30 g de Na_2SO_4.

60 g de soluto (Na_2SO_4) ——— 1 L de solução

30 g de soluto (Na_2SO_4) ——— y

$$y = \frac{30\,\cancel{g} \cdot 1\ L}{60\,\cancel{g}} \Rightarrow y = 0{,}5\ L\ de\ solução$$

Assim, para obter a solução desejada na concentração de 40 g/L de Na_2SO_4, é necessário pegar um volume igual a 0,5 L ou 500 mL de solução de concentração 60 g/L de Na_2SO_4 e acrescentar 250 mL de água de modo que o volume da solução final (diluída) seja igual a 750 mL.

As ilustrações estão fora de escala. Cores fantasia.

Operação de diluição:

Solução inicial + Solvente = Solução diluída



Operação de concentração:

Solução inicial − Solvente = Solução concentrada



Luis Moura/Arquivo da editora

Concentração em quantidade de matéria

Em ambos os casos – diluição ou concentração da solução –, **a quantidade de matéria do soluto permanece constante**. O que varia é o volume do solvente e a concentração em quantidade de matéria da solução.

E como podemos trabalhar com operações de diluição ou concentração relacionadas à concentração em quantidade de matéria (mol/L)?

Considere o seguinte problema:

- Calcule a concentração em quantidade de matéria de uma solução aquosa de ácido sulfúrico, H_2SO_4, sabendo-se que inicialmente foram gastos 19,6 gramas do ácido para preparar 2 litros de solução que mais tarde foram submetidos à evaporação até que o volume final ficasse igual a 800 mL. Dado: massa molar do H_2SO_4 = 98 g/mol.

Resolução:

Como a quantidade de matéria do soluto, H_2SO_4, permanece constante nas duas soluções (inicial e final), precisamos encontrar a quantidade de matéria de H_2SO_4 na massa fornecida, 19,6 g, e depois encontrar a quantidade de matéria correspondente a 1 litro de solução para expressar a concentração. Acompanhe:

Cálculo da quantidade de matéria de soluto:

1 mol de H_2SO_4 ——— 98 g de H_2SO_4

x ——— 19,6 g de H_2SO_4

$$x = \frac{19{,}6\ \cancel{g} \cdot 1\ mol}{98\ \cancel{g}} \Rightarrow x = 0{,}2\ mol\ de\ H_2SO_4$$

Cálculo da concentração em quantidade de matéria de H_2SO_4 na solução final:

0,2 mol de H_2SO ——— 0,800 L de solução

y ——— 1 L de solução

$$y = \frac{1\ \cancel{L} \cdot 0{,}2\ mol}{0{,}800\ \cancel{L}} \Rightarrow y = 0{,}25\ mol\ de\ H_2SO_4$$

Assim, a solução final obtida pela evaporação do solvente terá concentração em quantidade de matéria igual a 0,25 mol/L.

2 Mistura de soluções que não reagem entre si

Quando misturamos duas (ou mais) soluções de solutos diferentes (que não reagem entre si), calculamos a concentração de cada soluto na mistura final como se cada solução em particular tivesse sofrido uma simples diluição. O raciocínio é o mesmo tanto para concentração em g/L como para concentração em mol/L.

Nesse caso, devemos apenas observar se as soluções misturadas são de solutos diferentes ou de mesmo soluto.

Mistura de soluções de solutos diferentes

Considere o seguinte problema:

- (Vunesp-SP) Misturando-se 100 mL de solução aquosa 0,10 mol/L de cloreto de cálcio, $CaCl_2$, com 400 mL de solução aquosa 0,20 mol/L de cloreto de estrôncio, $SrCl_2$, quais serão as concentrações em mol/L dos íons Ca^{2+}, Sr^{2+} e Cl^{1-} na solução resultante?
  Considere o grau de dissociação desses sais igual a 100% na temperatura em que foi realizada a experiência e o volume final igual à soma dos volumes de cada solução.

Resolução:

Como a variação de volume foi considerada desprezível, temos:
Volume final da solução após a mistura = 100 mL + 400 mL.
Volume final = 500 mL ou 0,5 L.
Vamos começar escrevendo as reações de dissociação dos sais:

1 $CaCl_2(aq)$	⟶	1 $Ca^{2+}(aq)$	+	2 $Cl^{1-}(aq)$
1 mol		1 mol		2 mol
0,10 mol		0,10 mol		0,20 mol
1 $SrCl_2(aq)$	⟶	1 $Sr^{2+}(aq)$	+	2 $Cl^{1-}(aq)$
1 mol		1 mol		2 mol
0,20 mol		0,20 mol		0,40 mol

- **Cálculos relacionados aos íons cálcio, $Ca^{2+}(aq)$**

Quantidade de matéria de cátions $Ca^{2+}(aq)$ na solução inicial:

0,10 mol de $Ca^{2+}(aq)$ ——— 1 L de solução

x ——— 0,1 L de solução

$$x = \frac{0{,}1\,\cancel{L} \cdot 0{,}10\ mol}{1\,\cancel{L}} \Rightarrow x = 0{,}01\ mol\ de\ Ca^{2+}(aq)$$

Cálculo da concentração em quantidade de matéria de cátions $Ca^{2+}(aq)$ na solução final:

0,01 mol de $Ca^{2+}(aq)$ ——— 0,5 L de solução

y ——— 1 L de solução

$$y = \frac{1\,\cancel{L} \cdot 0{,}01\ mol}{0{,}5\,\cancel{L}} \Rightarrow y = 0{,}02\ mol\ de\ Ca^{2+}(aq)$$

A concentração de íons $Ca^{2+}(aq)$ na solução final é 0,02 mol/L.

- **Cálculos relacionados aos íons estrôncio, $Sr^{2+}(aq)$**

Quantidade de matéria de cátions $Sr^{2+}(aq)$ na solução inicial:

0,20 mol de $Sr^{2+}(aq)$ ——— 1 L de solução

z ——— 0,4 L de solução

$$z = \frac{0{,}4\,\cancel{L} \cdot 0{,}20\ mol}{1\,\cancel{L}} \Rightarrow z = 0{,}08\ mol\ de\ Sr^{2+}(aq)$$

Cálculo da concentração em quantidade de matéria de cátions $Sr^{2+}(aq)$ na solução final:

0,08 mol de $Sr^{2+}(aq)$ ——— 0,5 L de solução

w ——— 1 L de solução

$$w = \frac{1\,\cancel{L} \cdot 0{,}08\ mol}{0{,}5\,\cancel{L}} \Rightarrow w = 0{,}16\ mol\ de\ Sr^{2+}(aq)$$

A concentração de íons $Sr^{2+}(aq)$ na solução final é 0,16 mol/L.

- **Cálculos relacionados aos íons cloreto, $C\ell^{1-}(aq)$**

Quantidade de matéria de ânions $C\ell^{1-}(aq)$ na solução inicial de cloreto de cálcio, $CaC\ell_2$:

0,20 mol de $C\ell^{1-}(aq)$ ——— 1 L de solução

α ——— 0,1 L de solução

$$\alpha = \frac{0{,}1\,\cancel{L} \cdot 0{,}20\ mol}{1\,\cancel{L}} \Rightarrow \alpha = 0{,}02\ mol\ de\ C\ell^{1-}(aq)$$

Quantidade de matéria de ânions $C\ell^{1-}(aq)$ na solução inicial de cloreto de estrôncio, $SrC\ell_2$:

0,40 mol de $C\ell^{1-}(aq)$ ——— 1 L de solução

α ——— 0,4 L de solução

$$\alpha = \frac{0{,}4\,\cancel{L} \cdot 0{,}40\ mol}{1\,\cancel{L}} \Rightarrow \alpha = 0{,}16\ mol\ de\ C\ell^{1-}(aq)$$

Cálculo da concentração em quantidade de matéria de ânions $C\ell^{1-}(aq)$ na solução final:

Quantidade de matéria total: $n = 0{,}02 + 0{,}16 \Rightarrow n = 0{,}18\ mol$

0,18 mol de $C\ell^{1-}(aq)$ ——— 0,5 L de solução

β ——— 1 L de solução

$$\beta = \frac{1\,\cancel{L} \cdot 0{,}18\ mol}{0{,}5\,\cancel{L}} \Rightarrow \beta = 0{,}36\ mol\ de\ C\ell^{1-}(aq)$$

A concentração de íons $C\ell^{1-}(aq)$ na solução final é 0,36 mol/L.



Pavel Vakhrushev/Shutterstock/Glow Images

O cloreto de estrôncio apresenta-se na forma de agulhas brancas, cristalinas e de sabor fortemente amargo e é utilizado em pirotecnia (fogos de artifício) e em tubos eletrônicos.

Questões

ATENÇÃO! Não escreva no seu livro!

1. Calcule o volume de solução aquosa de hidróxido de sódio, NaOH, a 2 mol/L que deve ser diluída por adição de água para se obter um volume de 500 mL de solução a 1,5 mol/L.

2. (UFV-MG) O conteúdo de etanol, C_2H_5OH (massa molar = 46 g/mol), em uma cachaça é de 460 g/L. Misturou-se 1,0 litro dessa cachaça com 1,0 litro de água.

a) Calcule a quantidade de matéria (número de mol) de etanol, C_2H_5OH, na solução resultante.

b) Calcule a concentração de etanol na solução resultante, em mol/L.

3. O acetato de sódio, CH_3COONa, é um sal usado para controlar o pH de produtos alimentares, de fármacos e em tinturaria. A quantidade de água, $H_2O(\ell)$, que é necessário evaporar de 700 mL de uma solução 1,2 mol/L de acetato de sódio, CH_3COONa, para que sua concentração se torne igual a 3,5 mol/L é:

a) 46 mL X c) 460 mL e) 150 mL
b) 260 mL d) 100 mL

4. (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) 1000 mL
b) 100 mL X d) 900 mL

5. Misturam-se 80 mL de uma solução aquosa de NaI 0,5 mol/L com 120 mL de solução aquosa de $BaC\ell_2$ 1,0 mol/L. Pede-se a concentração em mol/L da solução resultante:

a) em relação ao NaI e $BaC\ell_2$;

b) em relação aos íons presentes na solução.

6. Um volume de 500 mL de solução de ácido sulfúrico, $H_2SO_4(aq)$, 0,2 mol/L foi misturado com 300 mL de solução desse mesmo ácido a 0,6 mol/L. A concentração final da solução resultante será:

a) 0,28 mol/L X c) 0,35 mol/L e) 1,0 mol/L
b) 2,8 mol/L d) 3,5 mol/L

Mistura de soluções de mesmo soluto

Quando misturamos soluções feitas de mesmo soluto e mesmo solvente, porém de concentrações diferentes, obtemos uma nova solução de concentração intermediária à das soluções misturadas.

Nesse caso, uma condição é sempre obedecida:

> A quantidade de soluto na solução resultante é igual à soma das quantidades de soluto que havia em cada uma das soluções originais.

O volume (V) da solução final nem sempre é igual à soma dos volumes das soluções usadas na mistura, embora possa ser medido facilmente na prática. Desse modo, a única incógnita a ser determinada é a concentração da solução final.

E como podemos trabalhar com operações de mistura de soluções de mesmo soluto relacionadas à concentração em g/L ou mol/L da solução resultante?

Considere o seguinte problema:

- (Unirio-RJ) Misturando-se 25,0 mL de uma solução 0,50 mol/L de KOH(aq) com 35,0 mL de solução 0,30 mol/L de KOH(aq) e 10,0 mL de solução 0,25 mol/L de KOH(aq), resulta uma solução cuja concentração

em quantidade de matéria, admitindo-se a aditividade de volume, é aproximadamente igual a:

a) 0,24 b) 0,36 c) 0,42 d) 0,50 e) 0,72

Resolução:

Volume da solução final = 25,0 mL + 35,0 mL + 10,0 mL

Volume da solução final = 70 mL ou 0,07 L

(Lembre-se de que 1000 mL = 1 L)

Cálculo da quantidade de matéria de KOH(aq) em cada solução:

- Solução de KOH(aq) 0,50 mol/L, volume 25,0 mL ou 0,025 L

0,50 mol de KOH ——— 1 L de solução

x ——— 0,025 L de solução

$$x = \frac{0{,}025\,\cancel{L} \cdot 0{,}50\ mol}{1\,\cancel{L}} \Rightarrow x = 0{,}0125\ mol\ de\ KOH$$

- Solução de KOH(aq) 0,30 mol/L, volume 35,0 mL ou 0,035 L

0,30 mol de KOH ——— 1 L de solução

y ——— 0,035 L de solução

$$y = \frac{0{,}035\,\cancel{L} \cdot 0{,}30\ mol}{1\,\cancel{L}} \Rightarrow y = 0{,}0105\ mol\ de\ KOH$$

- Solução de KOH(aq) 0,25 mol/L, volume 10,0 mL ou 0,010 L

0,25 mol de KOH ——— 1 L de solução

z ——— 0,010 L de solução

$$z = \frac{0{,}010\,\cancel{L} \cdot 0{,}25\ mol}{1\,\cancel{L}} \Rightarrow z = 0{,}0025\ mol\ de\ KOH$$

Quantidade de matéria total = 0,0125 + 0,0105 + 0,0025

Quantidade de matéria total = 0,0255 mol

Cálculo da concentração em quantidade de matéria de KOH(aq) na solução resultante:

0,0255 mol de KOH ——— 0,07 L de solução

w ——— 1 L de solução

$$w = \frac{1\,\cancel{L} \cdot 0{,}0255\ mol}{0{,}07\,\cancel{L}} \Rightarrow w \simeq 0{,}36\ mol\ de\ KOH/L$$

Alternativa B.

As ilustrações estão fora de escala. Cores fantasia.

Operação de mistura de soluções:

Solução' + Solução" = Solução resultante



m1' m1" m1' + m1"

Operação de mistura de soluções:

Solução' + Solução" = Solução resultante



n1' n1" n1' + n1"

Ilustrações: Luis Moura/Arquivo da editora

Além daquelas que já estudamos, há outras propriedades da água importantes para o ser humano e o meio ambiente?

Sim. A água é uma substância que apresenta uma série de propriedades únicas que atuam direta ou indiretamente em benefício da vida. Muitas dessas propriedades, como a polaridade das moléculas, as ligações de hidrogênio e a elevada tensão superficial, já foram estudadas. Além delas podemos citar:

- **Constante dielétrica**

A constante dielétrica (D) de determinado meio pode ser definida como a razão entre o trabalho necessário para separar cargas opostas a determinada distância no vácuo e o trabalho necessário para separar essas mesmas cargas imersas nesse meio.

A água possui uma constante dielétrica muito elevada em comparação a outros meios.

Isso explica a alta solubilidade de substâncias iônicas na água e a sua capacidade de ionizar determinadas substâncias covalentes.

- **Calor de vaporização**

É a quantidade de calor necessária para vaporizar uma unidade de massa de determinado líquido sem mudar a temperatura.

O calor de vaporização da água é o mais alto de todas as substâncias: 2,25 kJ · g^{-1} ou 540 kcal · g^{-1}. Isso permite que a água seja utilizada como um ótimo meio para a transferência de calor. É por isso que nosso corpo produz o suor para transferir o calor do organismo para o meio.

- **Calor específico ou capacidade calorífica**

É a quantidade de calor necessária para aumentar em 1 °C a temperatura de uma unidade de massa de determinada substância.

A água possui uma elevada capacidade calorífica: basta 1 caloria para elevar a temperatura de 1 g de água em 1 °C. Ou apenas 4,18 joules para elevar a temperatura de 1 g de água em 1 K. Isso impede variações bruscas na temperatura ambiente e tende a manter a temperatura dos organismos vivos constante.

- **Calor latente de fusão**

É a quantidade de calor necessária para passar 1 g da substância da fase sólida para a fase líquida, sem que haja variação de temperatura.

O calor latente de fusão da água é o segundo maior entre todas as substâncias (somente o da amônia é maior). Isso permite a estabilização da temperatura no ponto de congelamento da água.

- **Transparência em uma ampla faixa de radiação**

Por ser transparente para uma faixa de comprimento de onda de radiação eletromagnética que vai do início do visível ($4{,}00 \cdot 10^{14}$ Hz) ao fim do ultravioleta ($3{,}00 \cdot 10^{15}$ Hz), a água permite que ocorra fotossíntese em grandes profundidades nos ambientes aquáticos.

- **Fluido supercrítico**

As propriedades da água tornam-se mais peculiares quando ela é submetida a uma pressão igual ou maior do que 218 atm e a temperatura maior do que 374 °C (temperatura crítica da água); nessas condições, a água se torna um **fluido supercrítico**, ou seja, reúne propriedades de seu gás (como a densidade) e de seu líquido (como a capacidade de dissolução).

A **água supercrítica** é capaz de dissolver praticamente todos os compostos apolares.

Disponível em: <www.qmc.ufsc.br/qmcweb/artigos/agua.html>. Acesso em: 3 nov. 2012.

Questões

7. Um aluno misturou 100 mL de uma solução **A** de cloreto de cálcio, $CaC\ell_2$, de concentração em massa igual a 30 g/L com 200 mL de outra solução **B** de $CaC\ell_2$ e obteve uma solução resultante de concentração em massa igual a 40 g/L. Despreze qualquer variação de volume que possa ter ocorrido e calcule a concentração em massa da solução **B**.

8. (UFMG) O quadro a seguir apresenta as quantidades utilizadas na preparação de três soluções aquosas de permanganato de potássio, $KMnO_4$. Analise o quadro quanto às concentrações das soluções e assinale a alternativa correta.

Solução	Massa de $KMnO_4$ (g)	Volume da solução (mL)
I	4	100
II	6	300
III	12	200

X a) Se adicionarmos a solução II à solução III, a concentração final será menor que a da solução I.
b) Se adicionarmos 100 mL de água à solução I, a concentração final será a mesma da solução III.
c) A solução mais concentrada é a que tem o menor volume.
d) A solução mais diluída é a que tem a maior massa do soluto.

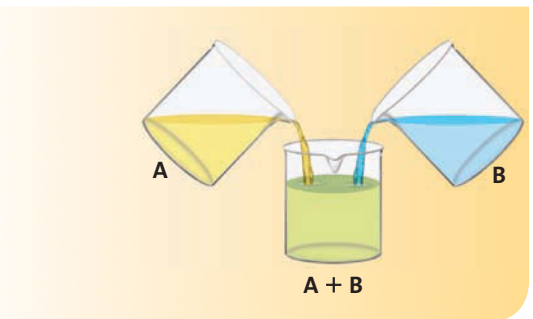
9. (UFS-SE) "Para obter 600 mL de solução 0,20 mol/L de NaOH, podem-se misturar 400 mL de solução **X** mol/L de NaOH com **Y** mL de solução 0,40 mol/L da mesma base." Essa afirmação fica correta quando **X** e **Y** são substituídos, respectivamente, por:
a) 0,10 e 600 X c) 0,10 e 200 e) 0,20 e 200
b) 0,10 e 400 d) 0,20 e 400

10. (UFRJ) Misturando-se 100 mL de solução aquosa 0,1 mol/L de $KC\ell$ com 100 mL de solução aquosa 0,1 mol/L de $MgC\ell_2$, as concentrações de íons K^{1+}, Mg^{2+} e $C\ell^{1-}$ na solução resultante serão, respectivamente:
a) 0,05 mol/L; 0,005 mol/L e 0,1 mol/L.
b) 0,04 mol/L; 0,04 mol/L e 0,12 mol/L.
c) 0,05 mol/L; 0,05 mol/L e 0,2 mol/L.
d) 0,1 mol/L; 0,15 mol/L e 0,2 mol/L.
X e) 0,05 mol/L; 0,05 mol/L e 0,15 mol/L.

11. (Ufac) Qual a concentração de uma solução de hidróxido de sódio formada pela mistura de 60 mL de solução a 5 mol/L com 300 mL de solução a 2 mol/L?
a) 1,5 mol/L d) 3,5 mol/L
b) 2,0 mol/L e) 5,0 mol/L
X c) 2,5 mol/L

CONTEÚDO DIGITAL

A ilustração está fora de escala. Cores fantasia.



Luis Moura/Arquivo da editora

3 Mistura de soluções que reagem entre si

Quando misturamos soluções que reagem quimicamente entre si, podemos deduzir o que ocorreu na solução final utilizando a concentração em quantidade de matéria (mol/L). Nesse caso, é necessário encontrar a proporção estequiométrica de cada substância que reage e é produzida para calcular a concentração dos produtos na solução final (ou de algum excesso eventual de reagente).

Lembre-se de que os coeficientes de uma reação são os menores números inteiros que tornam a equação química corretamente balanceada, ou seja, com o mesmo número de átomos de cada elemento nos reagentes e nos produtos.

Observe a seguir alguns exemplos de como proceder nesse caso.

Considere o seguinte problema:

- Qual a concentração em quantidade de matéria de sulfato de sódio, $Na_2SO_4(aq)$, em uma solução obtida pela mistura de 2,0 L de solução

aquosa de hidróxido de sódio, NaOH(aq), 2,5 mol/L com 3,5 L de solução aquosa de ácido sulfúrico, H_2SO_4(aq), 1,0 mol/L?
Dado: a variação de volume na solução final é desprezível.

Resolução:

- O primeiro passo é montar a equação da reação corretamente balanceada para estabelecer a proporção exata em quantidade de matéria das substâncias que reagem e são produzidas.

$$2\ NaOH(aq) + 1\ H_2SO_4(aq) \longrightarrow 1\ Na_2SO_4(aq) + 2\ H_2O(\ell)$$
$$2{,}0\ mol \qquad 1{,}0\ mol \qquad 1{,}0\ mol \qquad 2{,}0\ mol$$

Quantidade de matéria de cada reagente nas soluções iniciais:
Hidróxido de sódio:

2,5 mol de NaOH(aq) ——— 1 L de solução
x ——— 2 L de solução

$$x = \frac{2\,\cancel{L} \cdot 2{,}5\ mol}{1\,\cancel{L}} \Rightarrow x = 5{,}0\ mol\ de\ NaOH(aq)$$

Ácido sulfúrico:

1,0 mol de H_2SO_4(aq) ——— 1 L de solução
y ——— 3,5 L de solução

$$y = \frac{3{,}5\,\cancel{L} \cdot 1{,}0\ mol}{1\,\cancel{L}} \Rightarrow y = 3{,}5\ mol\ de\ H_2SO_4(aq)$$

- Verificamos então se a quantidade de reagentes está dentro da proporção indicada pelos coeficientes da reação, ou seja, se não há reagente em excesso.

2,0 mol de NaOH(aq) ——— 1,0 mol de H_2SO_4(aq)
5,0 mol de NaOH(aq) ——— x

$$x = \frac{5{,}0 \cdot 1{,}0}{2{,}0} \Rightarrow x = \frac{5{,}0}{2{,}0} \Rightarrow x = 2{,}5\ mol\ de\ H_2SO_4(aq)$$

- Como reagem apenas 2,5 mol de H_2SO_4(aq) e há 3,5 mol desse reagente disponível, resta um excesso de 1,0 mol de H_2SO_4(aq) na solução final; logo, o cálculo da quantidade de matéria de sulfato de sódio formado, Na_2SO_4(aq), deve ser feito em relação ao hidróxido de sódio, NaOH(aq), que **não está em excesso**. Com isso, temos:

2,0 mol de NaOH(aq) ——— 1,0 mol de Na_2SO_4(aq)
5,0 mol de NaOH(aq) ——— y

$$y = \frac{5{,}0 \cdot 1{,}0}{2{,}0} \Rightarrow y = \frac{5{,}0}{2{,}0} \Rightarrow y = 2{,}5\ mol\ de\ Na_2SO_4(aq)$$

- Por fim, calculamos a concentração em quantidade de matéria do sulfato de sódio, Na_2SO_4(aq), na solução final, cujo volume, nesse caso, pode ser considerado igual à soma dos volumes de cada solução:

Volume final da solução = 2,0 + 3,5 $\Rightarrow$ V_f = 5,5 litros
2,5 mol de Na_2SO_4(aq) ——— 5,5 litros de solução
z ——— 1 litro de solução

$$z = \frac{1 \cdot 2{,}5}{5{,}5} \Rightarrow z = \frac{2{,}5}{5{,}5} \Rightarrow z \simeq 0{,}45\ mol/L\ de\ Na_2SO_4(aq)$$

H_2SO_4(conc.)

Fotos: Apdesign/ Shutterstock/Glow Images



tóxico



corrosivo

As massas molares em g/mol são:
H = 1; O = 16; Na = 23 e S = 32.

Consulte sempre as massas atômicas dos elementos na tabela periódica no início do livro.

- Podemos calcular ainda a concentração do $H_2SO_4(aq)$ na solução final.

1,0 mol (excesso) de $H_2SO_4(aq)$ ——— 5,5 litros de solução

w ——— 1,0 litro de solução

$$w = \frac{1,0 \cdot 1,0}{5,5} \Rightarrow w = \frac{1,0}{5,5} \Rightarrow w \simeq 0,18 \text{ mol de } H_2SO_4(aq)/L$$

Veja agora a resolução de outro problema:

- O ácido sulfúrico, H_2SO_4, é um líquido incolor, oleoso, muito corrosivo, ácido forte, oxidante e higroscópico. O contato com a pele provoca destruição dos tecidos. A inalação de vapores pode causar perda de consciência e sérios prejuízos pulmonares. A dissolução em água é altamente exotérmica. É usado na fabricação de fertilizantes, filmes, raiom, medicamentos, corantes, tintas, explosivos, acumuladores de baterias, refinação de petróleo, decapante de ferro e aço.

Qual a massa de ácido sulfúrico, $H_2SO_4(aq)$, contida em 100 mL de uma solução aquosa desse ácido, sabendo que esse volume é totalmente neutralizado por 150 mL de solução aquosa 0,20 mol/L de hidróxido de sódio, NaOH(aq), sem que haja excesso de reagente na solução final?

Resolução:

- Como o problema envolve massa, é preciso calcular a massa molar das substâncias, sabendo-se que a massa molar (g/mol) é a massa de uma quantidade de matéria igual a 1 mol para qualquer substância.

$2\ NaOH(aq)$	$+\ 1\ H_2SO_4(aq)$	$\rightarrow\ 1\ Na_2SO_4(aq)$	$+\ 2\ H_2O(\ell)$
2,0 mol	1,0 mol	1,0 mol	2,0 mol
$2 \cdot 40$ g	$1 \cdot 98$ g	$1 \cdot 142$ g	$2 \cdot 18$ g

- O próximo passo é calcular a quantidade de matéria e a massa de hidróxido de sódio, NaOH(aq), que reagiu completamente com o ácido sulfúrico, $H_2SO_4(aq)$.

0,20 mol de NaOH ——— 1 L de solução

x ——— 0,150 L de solução

$$x = \frac{0,150 \cancel{L} \cdot 0,20 \text{ mol}}{1 \cancel{L}} \Rightarrow x = 0,03 \text{ mol de NaOH}$$

Cálculo da massa de NaOH(aq):

1 mol de NaOH(aq) ——— 40 g de NaOH(aq)

0,03 mol de NaOH(aq) ——— y

$$y = \frac{0,03 \cdot 40}{1} \Rightarrow y = 1,2 \text{ g de NaOH(aq)}$$

- Por fim, calculamos a massa de ácido sulfúrico, $H_2SO_4(aq)$, que reage totalmente com 1,2 g de hidróxido de sódio, NaOH(aq), com base na proporção indicada pelos coeficientes da reação.

$2 \cdot 40$ g de NaOH(aq) ——— $1 \cdot 98$ g de $H_2SO_4(aq)$

1,2 g de NaOH(aq) ——— z

$$z = \frac{1,2 \cdot 1 \cdot 98}{2 \cdot 40} \Rightarrow z = 1,47 \text{ g de } H_2SO_4(aq)$$

Concluímos então que a massa de $H_2SO_4(aq)$, em 100 mL da solução, é igual a 1,47 g.

Questões

12. (Vunesp-SP) O eletrólito empregado em baterias de automóvel é uma solução aquosa de ácido sulfúrico. Uma amostra de 7,50 mL da solução de uma bateria requer 40,0 mL de hidróxido de sódio 0,75 mol/L para sua neutralização completa. Calcule a concentração em quantidade de matéria do ácido na solução da bateria.

13. Um volume igual a 10 mL de uma solução de NaOH(aq) foi totalmente neutralizado por 15 mL de solução de HCℓ(aq) 0,10 mol/L. Qual a concentração, em mol/L, da solução de NaOH(aq)?

a) 1,5 b) 1,0 c) 0,75 d) 0,20 x e) 0,15

14. (UFF-RJ) O fenômeno da chuva ácida acontece quando existem poluentes, derivados de óxidos de nitrogênio e de enxofre, misturados nas gotículas de água que formam as nuvens. Dentre os sérios problemas que podem acontecer em decorrência dessa poluição está a ação dos ácidos sobre as estruturas de ferro, cimento, mármore, etc. Uma das reações que representam essa ação é:

$CaCO_3(aq) + H_2SO_4(aq) \longrightarrow CaSO_4(aq) + H_2O(\ell) + CO_2(g)$

O volume de ácido sulfúrico 0,50 mol/L que pode reagir com 25,0 g de carbonato de cálcio, nessa reação, é:

a) 50 mL c) 200 mL e) 800 mL
b) 100 mL x d) 500 mL

15. (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 HCℓ(aq)1,0 mol/L segundo a reação:

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

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

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

16. Resolva os problemas de laboratório a seguir:

a) Quantos mililitros de solução de HCℓ(aq) 0,02 mol/L são necessários para reagir completamente com 100 mL de solução aquosa 0,01 mol/L de $Ba(OH)_2$(aq)?

b) Quantos mililitros de solução aquosa de NaOH(aq) 1 mol/L são necessários para neutralizar completamente 5 mL de solução aquosa 0,1 mol/L de HCℓ(aq)?

17. (Ufop-MG) O bicarbonato de sódio frequentemente é usado como antiácido estomacal. Considerando que o suco gástrico contenha cerca de 250,0 mL de solução de HCℓ 0,1 mol/L, conclui-se que a massa, em gramas, de $NaHCO_3$ necessária para neutralizar o ácido clorídrico existente no suco gástrico é:

a) 1,2 b) 1,4 c) 1,8 x d) 2,1 e) 2,6

4 Titulação de soluções

Uma das aplicações práticas mais importantes da mistura de soluções que reagem quimicamente é a possibilidade de calcular a concentração de uma solução **A** qualquer (solução problema) por meio da reação de um volume conhecido dessa solução **A** com um volume determinado experimentalmente de solução **B**, de concentração conhecida.

Esse procedimento experimental é denominado **titulação**.

A titulação é utilizada para determinar a concentração de soluções por meio da reação química entre volumes conhecidos de uma solução problema com uma solução de concentração conhecida.

Os cálculos envolvidos na titulação de uma solução são feitos, em geral, com base na concentração em quantidade de matéria (mol/L).

Considere duas soluções genéricas: solução **X** e solução **Y**.

Queremos determinar a concentração em quantidade de matéria da solução **X** (mol/L) a partir de um volume conhecido da solução **X** (V_X), fazendo-o reagir totalmente com o volume determinado experimentalmente da solução **Y** (V_Y) de concentração conhecida (mol/L).

Para identificar o momento em que a reação entre as soluções **X** e **Y** foi finalizada, sem que haja sobra de nenhum dos reagentes em excesso – no denominado **ponto de viragem** –, usamos um indicador.

Um dos indicadores mais utilizados em reações de neutralização simples é a fenolftaleína. Podemos considerar que, em meio básico, a fenolftaleína fica vermelha e, em meio ácido ou neutro, fica incolor.

Assim, por exemplo, se separarmos um volume conhecido V_X da solução **X** básica de concentração desconhecida e adicionarmos algumas gotas de fenolftaleína, a solução ficará vermelha.

Se adicionarmos, aos poucos, à solução **X** certa quantidade de solução **Y** ácida, provocaremos a neutralização progressiva da base contida em **X** até que, em determinado momento – o ponto de viragem –, toda a base tenha sido neutralizada e nenhum ácido terá sido adicionado em excesso. Nesse momento, a solução ficará incolor. A técnica da titulação consiste justamente em determinar o volume da solução **Y** que deve ser gasto para alcançar o ponto de viragem.

Determinando experimentalmente esse volume V_Y, podemos calcular a concentração em quantidade de matéria da solução **X**.

Considere o seguinte exemplo:

- (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 contido em 1 L de vinagre.

As massas molares em g/mol são:
H = 1; C = 12; O = 16; Na = 23.

Consulte sempre as massas atômicas dos elementos na tabela periódica no início do livro.

Resolução:

- O primeiro passo é escrever a equação química da reação balanceada entre as substâncias envolvidas:

$$1\,NaOH(aq) + 1\,CH_3COOH(aq) \longrightarrow 1\,CH_3COONa(aq) + 1\,H_2O(\ell)$$

1 mol	1 mol	1 mol	1 mol
$1 \cdot 40$ g	$1 \cdot 60$ g	$1 \cdot 82$ g	$1 \cdot 18$ g

- Calculamos então a massa de NaOH que havia no volume de solução que reagiu totalmente com o ácido acético do vinagre.

$$0{,}20 \text{ mol de NaOH} \text{ ——— } 1 \text{ L de solução}$$
$$x \text{ ——— } 0{,}025 \text{ L de solução}$$
$$x = \frac{0{,}025 \cancel{L} \cdot 0{,}20 \text{ mol}}{1 \cancel{L}} \Rightarrow x = 0{,}005 \text{ mol de NaOH}$$
$$1 \text{ mol de NaOH} \text{ ——— } 40 \text{ g de NaOH}$$
$$0{,}005 \text{ mol de NaOH} \text{ ——— } y$$
$$y = \frac{0{,}005 \cancel{\text{mol}} \cdot 40 \text{ g}}{1 \cancel{\text{mol}}} \Rightarrow y = 0{,}2 \text{ g de NaOH}$$

- Calculamos agora a massa de ácido acético que reagiu com a massa de 0,2 g de NaOH.

$$40 \text{ g de NaOH} \text{ ——— } 60 \text{ g de } CH_3COOH$$
$$0{,}2 \text{ g de NaOH} \text{ ——— } z$$
$$z = \frac{0{,}2 \text{ g} \cdot 60 \cancel{\text{g}}}{40 \cancel{\text{g}}} \Rightarrow z = 0{,}3 \text{ g de } CH_3COOH$$

- Por fim, calculamos a massa de ácido acético em 1 L de vinagre, o que nos fornece a concentração em g/L de CH_3COOH na solução.

0,3 g de CH_3COOH ——— 0,005 L de CH_3COOH (5 mL)

w ——— 1 L de CH_3COOH

$$w = \frac{1\,\cancel{L} \cdot 0{,}3\ g}{0{,}005\,\cancel{L}} \Rightarrow w = 60\ g\ de\ CH_3COOH$$

Concluímos também que a concentração em massa de ácido acético no vinagre é igual a 60 g/L e que, como a massa molar dessa substância é igual a 60 g/mol, a concentração em quantidade de matéria desse vinagre é igual a 1 mol/L.

Cotidiano do Químico

Titulação na prática

A titulação é um dos procedimentos mais presentes no cotidiano de um químico. Grandes indústrias e grandes centros de pesquisa possuem equipamentos que fazem a análise das especificações dos produtos automaticamente. Esses equipamentos, porém, são muito caros e inacessíveis às indústrias de pequeno e médio porte.

Acompanhe como um químico resolveria um problema típico envolvendo essa técnica.

Uma indústria comprou um lote de 3 toneladas de ácido sulfúrico concentrado, H_2SO_4(conc.), que indicava, nas especificações, concentração em quantidade de matéria entre 6,0 mol/L e 6,8 mol/L. Antes de receber o lote e aceitar a compra, o responsável envia uma amostra de 3 mL do ácido concentrado ao laboratório para que o químico analise o produto e garanta que ele se encontra dentro das especificações. Como é feita essa análise?

Primeiro o químico dilui a amostra do ácido, colocando, por exemplo, 15 mL de água em um balão volumétrico de 25 mL.

Dentro da capela, o químico adiciona os 3 mL de ácido na água do balão cuidadosamente e depois completa o volume com água destilada para obter 25 mL de solução do ácido diluído.

Em seguida, escolhe um reagente de concentração conhecida para reagir com o ácido, como uma solução aquosa de hidróxido de sódio, NaOH(aq), de concentração 1,0 mol/L:

- Com a ajuda de uma pipeta volumétrica, o químico transfere um volume determinado, por exemplo, 10 mL da solução de H_2SO_4(aq) (concentração desconhecida), para um erlenmeyer.
- Adiciona algumas gotas de solução de fenolftaleína ao erlenmeyer (que contém a solução-problema). Como, nesse caso, o meio é ácido, a solução ficará incolor.
- Coloca a solução de NaOH(aq), cuja concentração é conhecida (1,0 mol/L), em uma bureta graduada até a marca zero.
  A escala da bureta é decrescente, ou seja, próximo da torneira encontra-se anotada a capacidade total (máxima), por exemplo, 50 mL. Ao longo da bureta, a escala diminui até a parte superior do tubo, onde se encontra registrada a marca zero. Desse modo, para preencher a bureta até a marca zero, serão usados 50 mL da solução de NaOH(aq).
- Com uma das mãos, o químico abre a torneira da bureta para que a solução de NaOH(aq) vá gotejando sobre a solução de H_2SO_4(aq), contida no erlenmeyer.
- Com a outra mão, mantém o erlenmeyer em constante agitação para garantir que toda a base adicionada se misture de forma homogênea à solução ácida e reaja prontamente.
- No momento em que a solução do erlenmeyer ficar vermelha (ponto de viragem), fecha-se a

torneira da bureta e anota-se o volume da solução de NaOH(aq), gasto na titulação.

Vamos supor, por exemplo, que tenham sido gastos 15 mL da solução básica na titulação.

- De posse desses dados e da equação balanceada, o químico calcula a concentração da solução ácida:

$2\,NaOH(aq) + 1\,H_2SO_4(aq) \rightarrow 1\,Na_2SO_4(aq + 2\,H_2O(\ell)$

2 mol	1 mol	1 mol	2 mol
2 · 40 g	1 · 98 g	1 · 142 g	2 · 18 g

Sabendo que o volume gasto da solução 1 mol/L de NaOH(aq) foi 15 mL, o químico pode calcular a quantidade de matéria de NaOH(aq) que reagiu:

1 mol de NaOH ——— 1 L de solução

x ——— 0,015 L de solução

$x = \frac{0{,}015\ L \cdot 1\ mol}{1\ L} \Rightarrow x = 0{,}015\ mol\ de\ NaOH$

Com base nos coeficientes da equação química balanceada é possível calcular a quantidade de matéria do ácido que havia na solução diluída:

2 mol de NaOH ——— 1 mol de H_2SO_4

0,015 mol de NaOH ——— y

$y = \frac{0{,}015\ mol \cdot 1\ mol}{2\ mol} \Rightarrow y = 0{,}0075\ mol\ de\ H_2SO_4$

A quantidade de matéria 0,0075 mol, é a que estava na amostra de 10 mL da solução diluída que reagiu com o NaOH. O químico então calcula a quantidade de ácido total que havia nos 25 mL da solução preparada a partir do ácido concentrado:

0,0075 mol de H_2SO_4 ——— 10 mL de sol. diluída

z ——— 25 mL de solução diluída

$z = \frac{25\ mL \cdot 0{,}0075\ mol}{10\ mL} \Rightarrow z = 0{,}01875\ mol\ de\ H_2SO_4$

A quantidade de matéria do ácido em 25 mL é a mesma que havia nos 3 mL do ácido concentrado. O químico pode, então, calcular a concentração do ácido em mol/L. Observe:

0,01875 mol de H_2SO_4 ——— 3 mL de H_2SO_4

w ——— 1 000 mL de H_2SO_4

$w = \frac{1000\ mL \cdot 0{,}01875\ mol}{3\ mL} \Rightarrow w = 6{,}25\ mol\ de\ H_2SO_4$

Conclusão: o H_2SO_4(conc.) apresenta concentração 6,25 mol/L, ou seja, a matéria-prima está dentro das especificações.

Questões

18. (Vunesp-SP) Foi preparada em laboratório uma solução de ácido clorídrico, dissolvendo-se 0,73 g de cloreto de hidrogênio gasoso, HCℓ(g), em água; o volume foi completado até 250 mL.
Um volume de 15,0 mL da solução desse ácido foi completamente neutralizado por 25,0 mL de hidróxido de cálcio, $Ca(OH)_2$(aq).

a) Calcule a concentração da base, em mol/L.
b) Escreva a equação química da reação de neutralização e calcule o número de mols da base que foi neutralizado.

19. (UEMS) Um laboratorista preparou uma solução de NaOH e outra de HCℓ ambas de concentração aproximadamente 0,1 mol · L^{-1}.
A solução de NaOH foi padronizada com um padrão primário e determinou-se que a concentração em quantidade de matéria real do NaOH era de 0,09 mol · L^{-1}.
Sabendo-se que na titulação de 5 mL de HCℓ foram gastos 7 mL de NaOH padronizado, a concentração em quantidade de matéria real do HCℓ é:

a) 0,064 mol · L^{-1} c) 0,140 mol · L^{-1} e) 1,26 mol · L^{-1}
b) 0,071 mol · L^{-1} X d) 0,126 mol · L^{-1}

20. (UFPB) Uma massa igual a 4,0 g de uma base impura (40 g/mol) foi colocada em um balão de 100 mL. Em seguida, adicionou-se água destilada até completar o volume de 100 mL.
Na titulação de 25 mL dessa solução, foram gastos 20 mL de solução de um ácido de concentração 0,50 mol/L. Sabendo-se que as impurezas da base não reagem com o ácido e que a proporção de ácido com relação à base é de 1 mol para 2 mol, qual a porcentagem de pureza da base titulada?

a) 85% b) 60% c) 70% d) 50% X e) 80%

Exercícios de revisão

7.1 (UFBA) Sobre soluções, pode-se afirmar:

V 01. O latão, mistura de cobre e zinco, é uma solução sólida.

F 02. Soluções saturadas apresentam soluto em quantidade menor do que o limite do coeficiente de solubilidade.

V 04. A variação da pressão altera a solubilidade dos gases nos líquidos.

08. O etanol é separado do álcool hidratado por destilação simples.

F 16. Dissolvendo-se 30 g de NaCℓ (58,5 g/mol) em água, de tal forma que o volume total seja 500 mL, a concentração da solução obtida é igual a 0,513 mol/L.

V 32. Adicionando-se 0,30 L de água a 0,70 L de uma solução 2 mol/L de HCℓ, a concentração da solução resultante é igual a 1,4 mol/L.

F 64. A solubilidade de qualquer substância química, em água, aumenta com o aumento da temperatura.

7.2 (UFPE) A salinidade da água de um aquário para peixes marinhos, expressa em concentração de NaCℓ, é igual a 0,08 mol/L. Para corrigir essa salinidade, foram adicionados 2 litros de uma solução 0,52 mol/L de NaCℓ a 20 litros da água desse aquário.
Qual a concentração final de NaCℓ multiplicada por 100?

7.3 (Unicamp-SP) A verificação de uma das propriedades do solo consiste em suspender uma amostra de 5,0 cm^3 do solo em um volume de 100 mL de uma solução aquosa de acetato de cálcio por certo tempo e sob agitação vigorosa.
Depois da decantação, o sobrenadante é separado e titulado com uma solução aquosa de hidróxido de sódio de concentração conhecida.

a) Segundo esse procedimento, qual propriedade do solo pode-se supor que se pretende determinar? Justifique sua resposta.
b) No procedimento de titulação acima mencionado, o que deve ser feito para que o ponto final possa ser observado?
c) Escreva a equação química da reação envolvida nessa titulação.

7.4 (Fesp-PE) Dispõe-se de 20,0 litros de água oxigenada a 125 volumes. Para preparar 100,0 litros de água oxigenada a 10 volumes, deve-se proceder praticamente da seguinte forma:

a) Tomam-se 10 litros de água oxigenada a 125 volumes e diluem-se a 100 litros.
b) Tomam-se 100 litros de água oxigenada a 125 volumes e aquecem-se até a proporção desejada.
X c) Tomam-se 8 litros de água oxigenada a 125 volumes e diluem-se a 100 litros.
d) Tomam-se 80,0 litros de água oxigenada a 125 volumes e diluem-se a 100 litros.
e) Tomam-se 125 litros de água oxigenada a 125 volumes e diluem-se a 100 litros.

7.5 (UFG-GO) Barrilha, que é o carbonato de sódio impuro, é um insumo básico da indústria química. Uma amostra de barrilha de 10 g foi totalmente dissolvida com 800 mL de ácido clorídrico 0,2 mol/L. O excesso de ácido clorídrico foi neutralizado com 250 mL de NaOH 0,1 mol/L. Qual é o teor de carbonato de sódio, $Na_2CO_3(s)$, em porcentagem de massa, na amostra de barrilha?

7.6 (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 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, ao invés 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?

7.7 Misturando-se 200 mL de solução aquosa 0,20 mol/L de brometo de sódio, NaBr, com 600 mL de solução aquosa 0,30 mol/L de brometo de magnésio, $MgBr_2$, quais serão as concentrações em mol/L dos íons Na^{1+}, Mg^{2+} e Br^{1-} na solução resultante? Considere o grau de dissociação desses sais igual a 100% na temperatura em que foi realizada a experiência e o volume final igual à soma dos volumes de cada solução.

7.8 (UFMG) Uma mineradora de ouro, na Romênia, lançou 100 000 m^3 de água e lama contaminadas com cianeto, $CN^{1-}(aq)$, nas águas de um afluente do segundo maior rio da Hungria. A concentração de cianeto na água atingiu, então, o valor de 0,0012 mol/L. Essa concentração é muito mais alta que a concentração máxima de cianeto que ainda permite o consumo doméstico da água, igual a 0,01 mg/L. Considerando-se essas informações, para que essa água pudesse servir ao consumo doméstico, ela deveria ser diluída aproximadamente:

a) 32 000 vezes.
c) 320 vezes.
X b) 3 200 vezes.
d) 32 vezes.

7.9 (UECE) Um recipiente contém 150 mL de solução de cloreto de potássio 4,0 mol/L, e outro recipiente contém 350 mL de solução de sulfato de potássio, 3,0 mol/L. Depois de misturarmos as soluções dos dois recipientes, as concentrações em quantidade de matéria em relação aos íons K^{1+} e SO_4^{2-} serão, respectivamente:

a) 4,2 mol/L e 2,1 mol/L

b) 2,2 mol/L e 3,6 mol/L
X c) 5,4 mol/L e 2,1 mol/L
d) 5,4 mol/L e 3,6 mol/L

7.10 (ITA-SP) Um litro de solução aquosa contém 0,30 mols de íons Na^{1+}, 0,28 mols de íons $C\ell^{1-}$, 0,10 mols de íons SO_4^{2-} e **x** mols de íons Fe^{3+}. A concentração de íons Fe^{3+} (em mol/L) presentes nessa solução é:
a) 0,03 X b) 0,06 c) 0,08 d) 0,18 e) 0,26

7.11 (UPM-SP) 200 mL de solução 24,0 g/L de hidróxido de sódio são misturados a 1,3 L de solução 2,08 g/L de mesmo soluto. A solução obtida é então diluída até um volume final de 2,5 L. A concentração em g/L da solução, após a diluição, é aproximadamente igual a:
a) 26,0 b) 13,0 X c) 3,0 d) 5,0 e) 4,0

7.12 (UFMG) Soluções aquosas de cloreto de bário e sulfato de sódio reagem formando um precipitado de sulfato de bário, de acordo com a equação:
$BaC\ell_2(aq) + Na_2SO_4(aq) \rightarrow 2\ NaC\ell(aq) + BaSO_4(aq)$
Utilizando-se soluções 0,1 mol/L de $BaC\ell_2$ e 0,2 mol/L de Na_2SO_4, a maior quantidade de $BaSO_4$ será obtida quando forem misturados:
a) 10 mL de $BaC\ell_2$ e 2 mL de Na_2SO_4.
X b) 8 mL de $BaC\ell_2$ e 4 mL de Na_2SO_4.
c) 6 mL de $BaC\ell_2$ e 6 mL de Na_2SO_4.
d) 4 mL de $BaC\ell_2$ e 8 mL de Na_2SO_4.
e) 2 mL de $BaC\ell_2$ e 10 mL de Na_2SO_4.

7.13 (UFF-RJ) Se 40,00 mL de $HC\ell$ 1,600 mol/L e 60,00 mL de NaOH 2,000 mol/L são misturados, quais as concentrações em mol · L^{-1} de Na^{1+}, $C\ell^{1-}$ e OH^{1-}, respectivamente, na solução resultante?
a) 0,400 mol/L, 0,600 mol/L, 1,200 mol/L
b) 0,560 mol/L, 0,640 mol/L, 1,200 mol/L
c) 120,0 mol/L, 0,640 mol/L, 64,0 mol/L
d) 1,200 mol/L, 0,560 mol/L, 0,560 mol/L
X e) 1,200 mol/L, 0,640 mol/L, 0,560 mol/L

7.14 (UFPR) Necessita-se preparar uma solução de hidróxido de sódio, NaOH, 0,1 mol/L. Pergunta-se:
a) Qual é a massa de NaOH necessária para se preparar 500 mL dessa solução?
b) A partir da solução 0,1 mol/L de NaOH, como é possível obter 1 L de solução de NaOH, porém na concentração 0,01 mol/L?
c) Qual o volume de $HC\ell$ 0,05 mol/L necessário para neutralizar 10 mL de solução 0,1 mol/L de NaOH?

7.15 (Fuvest-SP) Misturam-se 50 mL de solução aquosa de ácido sulfúrico, $H_2SO_4(aq)$, de concentração 0,10 mol/L com 50 mL de solução aquosa de hidróxido de sódio, NaOH(aq), de concentração 0,40 mol/L. Completada a reação:
a) o meio estará ácido ou básico? Justifique.
b) qual é a concentração, em mol/L, do ácido ou da base remanescente? Indique os cálculos.

7.16 (Vunesp-SP) Um funcionário de uma empresa de limpeza dispunha de dois produtos para o trabalho "pesado": soluções concentradas de ácido muriático e de soda cáustica. Não conseguindo remover uma "crosta" de sujeira usando essas soluções separadamente, ele preparou uma mistura, usando volumes iguais das mesmas. Sabendo que o ácido muriático e soda cáustica são os nomes comerciais, respectivamente, do ácido clorídrico e do hidróxido de sódio, o funcionário terá sucesso em sua última tentativa de remover a sujeira?
a) Não, pois na mistura as concentrações de ambos os produtos foram reduzidas à metade.
b) Não, pois ácido muriático e soda cáustica não são adequados para remover sujeira.
X c) Não, pois a mistura resultante é apenas uma solução de cloreto de sódio, podendo ainda conter ácido muriático ou soda cáustica excedente.
d) Sim, pois estarão sendo utilizadas as propriedades de ambos os produtos ao mesmo tempo.
e) Sim, desde que as concentrações, em mol/L, de ambos os produtos sejam idênticas.

7.17 (Unesp-SP) Um analista químico de uma indústria de condimentos analisa o vinagre produzido por meio de titulação volumétrica, utilizando solução padrão de hidróxido de sódio tendo fenolftaleína como indicador. Sabendo-se que são utilizados 25 mL de vinagre em cada análise (vinagre é uma solução contendo 4,8% (m/v) de ácido etanoico), que a concentração do titulante é igual 1,0 mol/L, que são realizadas três análises por lote e que são analisados quatro lotes por dia, calcule a quantidade média, em gramas, de hidróxido de sódio consumida para a realização das 264 análises feitas por esse analista em um mês de trabalho. Apresente seus cálculos. Dados: Massas molares (g · mol^{-1}): H = 1,0; C = 12,0; O = 16,0; Na = 23,0

7.18 (Uespi) Na Química, utilizamos um processo chamado de "Titulação" para determinar a quantidade de substância de uma solução, através do confronto com outra espécie química, de concentração e natureza conhecidas. As titulações ácido-base, titulação de oxidação-redução e titulação de complexação são exemplos desse procedimento.
No caso de uma titulação ácido-base, em que foi utilizado 87,5 mL de $HC\ell$ 0,1 M para se neutralizar um certo volume de NaOH 0,35 M, qual a quantidade em mL de NaOH envolvida? Dados: massa molar do NaOH = 40g; massa molar do $HC\ell$ = 36,5g
a) 15,0 X b) 25,0 c) 50,0 d) 75,0 e) 87,5

7.19 (FFFCMPA-RS) Numa titulação ácido-base de 15,0 mL de ácido sulfúrico, $H_2SO_4(aq)$, foram gastos 22,5 mL de solução de NaOH 0,2 mol/L. Então, a concentraçãoem mol/L de ácido da solução titulada será de:
X a) 0,15. b) 0,20. c) 0,30. d) 0,60. e) 1,50.

CAPÍTULO 8

Propriedades coligativas

Saiu na Mídia!

Entenda por que a Al-Qaeda pode estar se expandindo no Iêmen

Um ex-membro da Al-Qaeda ajudou os serviços de segurança a localizar os pacotes com explosivos, encontrados em aviões, supostamente endereçados a sinagogas dos Estados Unidos.

O caso colocou o Iêmen mais uma vez no centro das atenções da mídia internacional. Especialistas em segurança e os Estados Unidos veem o país como um foco cada vez mais ativo de ameaças terroristas.

Veja abaixo algumas razões que explicam por que o país é visto como um terreno fértil para atividades extremistas.

[...]

O Iêmen é o mais pobre dos países árabes, com uma taxa de desemprego por volta de 40%. A população de 22 milhões deve dobrar até 2035 e seus recursos de água e petróleo se mostram cada vez mais escassos.

Especialistas citados pelo jornal iemenita *Yemen Times* calculam que os reservatórios de água que abastecem a capital do país, Sanaa, podem secar completamente nos próximos anos.

A saída apontada seria a dessalinização da água do mar, mas esse é um processo caro.

Pelo menos 90% das exportações e 75% da receita do governo vêm do setor petrolífero, que está em decadência no país.

O Banco Mundial calcula que as reservas de petróleo do país podem se esgotar até o final da década.

O governo do Iêmen diz apostar na descoberta de novos poços petrolíferos no mar, mas o aumento da pirataria no Golfo de Áden pode prejudicar a exploração de petróleo na costa.

As tentativas do governo de estimular o turismo para diversificar a economia vêm sendo prejudicadas por uma série de ataques de extremistas, incluindo a rede Al-Qaeda [...].

Adaptado de: BBC Brasil. 2 nov. 2010. Disponível em: <www.bbc.co.uk/portuguese/noticias/2010/11/101102_iemen_entenda_rc.shtml>. Acesso em: 4 nov 2012.



Art Directors & TRIP/Alamy/Other Images

Estação de dessalinização de água de Umm Al Nar, em Abu Dhabi, Emirados Árabes Unidos (2005).

Você sabe explicar?

Como é feita a dessalinização da água do mar?



Tbkmedia.de/Alamy/Other Images

Por que a água do mar permanece líquida mesmo quando a temperatura ambiente está abaixo de zero?



Sérgio Dotta/Arquivo da editora

Por que a água em ebulição para de ferver quando se joga sal ou açúcar sobre ela?

É possível impedir que a água congele nos radiadores de automóveis em lugares muito frios?



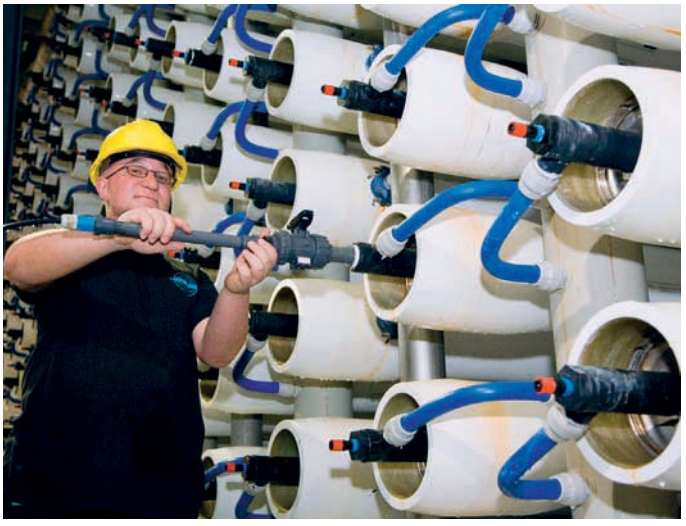
Joe Belanger/Shutterstock/Glow Images



Imagebroker/Alamy/Other Images

É possível eliminar água de um alimento mantendo suas propriedades e nutrientes?

É possível obter água potável da água do mar? Como?



Cecile Degremont/SPL/Latinstock



Cecile Degremont/SPL/Latinstock

É possível conservar uma carne utilizando apenas sal? Por quê?

A resposta para todas essas perguntas pode ser encontrada no estudo das propriedades coligativas.

E o que são propriedades coligativas?

Todo líquido puro apresenta determinadas propriedades, como pressão de vapor, ponto de ebulição, ponto de solidificação e pressão osmótica (capacidade de atravessar uma membrana porosa). Porém, quando um **soluto não volátil** é dissolvido nesse líquido, essas propriedades se modificam.

Propriedades coligativas são as propriedades do solvente que se modificam na presença de um soluto não volátil.

As propriedades coligativas dependem apenas do **número de partículas de soluto*** presentes na solução, e não de sua natureza. As alterações nas propriedades coligativas da água são as mesmas se adicionarmos 1 mol de NaCℓ/kg de água, 1 mol de KBr/kg de água ou 1 mol de $AgNO_3$/kg de água (considerando grau de dissociação igual a 100% para todos os sais).

As alterações das propriedades coligativas (efeitos coligativos) serão as mesmas se o número de partículas adicionadas em determinado volume de solvente for o mesmo.

E quais são os principais efeitos coligativos?

- Diminuição da pressão de vapor do líquido na solução em relação à pressão de vapor do líquido puro.
- Aumento do ponto de ebulição do líquido na solução em relação ao ponto de ebulição do líquido puro.
- Diminuição do ponto de congelamento do líquido na solução em relação ao ponto de congelamento do líquido puro.
- Aumento da pressão osmótica do solvente em direção à solução mais concentrada.

Como o efeito coligativo depende do número de partículas de soluto distribuídas no solvente, é importante perceber que para uma **mesma quantidade de matéria** de um soluto molecular e de um soluto iônico (ou capaz de formar íons), dissolvidos em determinado volume de solvente, **o número de partículas final na solução iônica será sempre maior e, portanto, o efeito coligativo na solução iônica será sempre mais intenso**.

Acompanhe o seguinte exemplo:

- A glicose, $C_6H_{12}O_6(s)$, um açúcar simples, é uma substância molecular muito solúvel em água, de massa molar igual a 180 g/mol.

Segundo a constante de Avogadro: 1 mol de partículas (átomos, íons ou moléculas) equivale a aproximadamente $6{,}02 \cdot 10^{23}$ partículas.

Se dissolvermos 180 g de glicose na água, obteremos uma solução aquosa de glicose com 1 mol ou $6{,}02 \cdot 10^{23}$ moléculas de glicose.

$$1\ C_6H_{12}O_6(s) \longrightarrow 1\ C_6H_{12}O_6(aq)$$

$6{,}02 \cdot 10^{23}$ moléculas $\longrightarrow$ $6{,}02 \cdot 10^{23}$ moléculas

Soluções ideais e soluções reais

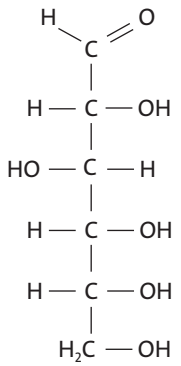
Tudo o que veremos a respeito das propriedades coligativas será referente às chamadas **soluções ideais**.

As **soluções ideais** são soluções diluídas de solutos não voláteis, nas quais não ocorre variação de volume nem troca de calor durante a dissolução do soluto no solvente, e cujas interações soluto-solvente são consideradas iguais às interações soluto-soluto e solvente-solvente.

As **soluções reais** podem apresentar concentração mais elevada, solutos voláteis, variação de volume e troca de calor, ao serem preparadas, e interações soluto-solvente bem diferentes das interações iniciais soluto-soluto, solvente-solvente. Por essa razão, sofrem desvio considerável em seu comportamento em relação às soluções ideais.

O comportamento das soluções reais não será estudado neste livro.

* No estudo das propriedades coligativas sempre trabalhamos com **solutos não voláteis**, ou seja, que não evaporam junto ao solvente – como ocorreria, por exemplo, com o álcool etílico dissolvido em água –, pois nesse caso não valem as relações que vamos estudar.



A solubilidade da glicose (fórmula acima) na água pode ser explicada pelo estabelecimento de várias ligações de hidrogênio entre as moléculas de glicose e de água em virtude dos vários grupos — OH da molécula de glicose (aldo-hexose).

- O ácido sulfúrico, $H_2SO_4(aq)$, cuja massa molar é 98 g/mol, reage com a água formando íons. Na temperatura de 18 °C, possui grau de ionização $\alpha = 0{,}61$ ou 61%.

Se dissolvermos 98 g de ácido sulfúrico na água, obteremos uma solução aquosa de ácido sulfúrico com um número de partículas dissolvidas bem maior do que 1 mol ou $6{,}02 \cdot 10^{23}$ partículas.

Observe: a reação de ionização do ácido sulfúrico na água é

$$1\ H_2SO_4(\ell) + 2\ H_2O(\ell) \longrightarrow 2\ H_3O^{1+}(aq) + 1\ SO_4^{2-}(aq)$$
$$1 \cdot 6{,}02 \cdot 10^{23} \qquad 2 \cdot 6{,}02 \cdot 10^{23} \quad 1 \cdot 6{,}02 \cdot 10^{23}$$

Para $\alpha = 100\%$, temos que $1 \cdot 6{,}02 \cdot 10^{23}$ moléculas de ácido geram $3 \cdot 6{,}02 \cdot 10^{23}$ íons. Como $\alpha\% = 61\%$, concluímos que de cada 100 moléculas de ácido sulfúrico que entram em contato com a água apenas 61 ionizam, enquanto 39 permanecem na forma molecular.

Total de partículas em solução para cada 100 dissolvidas a 18 °C:

39 moléculas de $H_2SO_4(\ell)$ que não ionizam.

$$61\ H_2SO_4(\ell) + 2\ H_2O(\ell) \longrightarrow 2 \cdot 61\ H_3O^{1+}(aq) + 1 \cdot 61\ SO_4^{2-}(aq)$$
$$39\ H_2SO_4(\ell) + 122\ H_3O^{1+}(aq) + 61\ SO_4^{2-}(aq) = 222 \text{ partículas}$$

Nas condições descritas, a cada 100 moléculas de $H_2SO_4(\ell)$ que são dissolvidas na água, formam-se 222 partículas em solução.

100 moléculas dissolvidas ——— 222 partículas

$6{,}02 \cdot 10^{23}$ moléculas dissolvidas ——— x

$$x = \frac{6{,}02 \cdot 10^{23} \cdot 222}{100} \quad \Rightarrow \quad x = 1{,}34 \cdot 10^{24} \text{ partículas}$$

Por isso, mesmo que o soluto iônico (ou capaz de formar íons) não tenha grau de ionização igual a 100%, em comparação a um soluto molecular na mesma quantidade de matéria, o soluto iônico provoca um efeito coligativo mais intenso no solvente.

$$\frac{\text{Partículas de } H_2SO_4}{\text{Partículas de } C_6H_{12}O_6} = \frac{1{,}34 \cdot 10^{24}}{6{,}02 \cdot 10^{23}} = 2{,}22$$

1 Tonoscopia

Todo sistema que contém um líquido está sujeito à evaporação – passagem das moléculas do estado líquido para o vapor.

No caso da água a evaporação ocorre quando uma molécula localizada na superfície do sistema adquire energia suficiente para romper as ligações intermoleculares (ligações de hidrogênio) feitas com outras moléculas, escapando para fora do líquido.

Em um sistema fechado*, a cada temperatura atinge-se um grau de saturação em que o número de moléculas no estado vapor é máximo e não se altera mais. Isso não significa que as moléculas de água da superfície do líquido parem de evaporar: significa simplesmente que, se uma molécula de água passar de líquida para vapor, simultaneamente outra molécula de água passará de vapor para líquida. É o que chamamos equilíbrio dinâmico.

$$H_2O(\ell) \rightleftharpoons H_2O(v)$$

* Sistema fechado é aquele em que não há troca de matéria com o meio ambiente.

Para um recipiente fechado, onde coexistem em equilíbrio os estados líquido e vapor de determinada substância, podemos definir:

A pressão máxima de vapor da substância é a maior pressão que seus vapores exercem em determinada temperatura.

A tabela ao lado traz os valores da pressão máxima de vapor de água correspondentes a cada temperatura num intervalo de 0 °C a 100 °C.

Quando a pressão máxima de vapor se iguala à pressão externa local, o líquido entra em ebulição. É por isso que a água sob pressão de 760 mmHg (pressão ao nível do mar) entra em ebulição a 100 °C.

Se variarmos a pressão externa a que o líquido está sujeito, haverá variação de seu ponto de ebulição. Por exemplo, sob pressão de 9,209 mmHg, a água entra em ebulição a 10 °C.

A pressão atmosférica diminui conforme a altitude aumenta, ou seja, quanto maior a altitude, menor a pressão atmosférica.

Fazendo-se o gráfico da pressão máxima de vapor de água com os dados fornecidos na tabela ao lado em função da temperatura, obtemos uma curva característica denominada hipérbole (1).

Considerando-se diversos líquidos diferentes, o que tiver a maior pressão de vapor será mais volátil e terá menor ponto de ebulição que os demais, isto é, necessitará de menos energia para igualar sua pressão de vapor à pressão externa local.

Veja os exemplos no gráfico (2):

Qualquer substância, sólida ou líquida, em temperatura diferente de 0 K (zero absoluto), possui pressão de vapor característica que aumenta com o aumento da temperatura. A água no estado sólido, por exemplo, possui a –10 °C pressão de vapor igual a 2,149 mmHg.

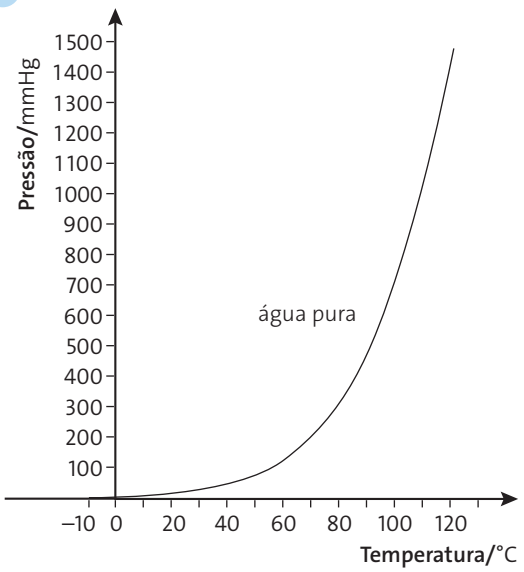
Pressão de vapor da água

Temperatura /°C	**Pressão/**mmHg
0	4,579
10	9,209
20	17,535
30	31,824
40	55,324
50	92,510
60	149,380
70	233,700
80	355,100
90	525,760
100	760,000

Fonte: <www.energetica.ind.br/TRIGAS_%20Prep_Orif_Critico.pdf>. Acesso em: 21 jun. 2011.

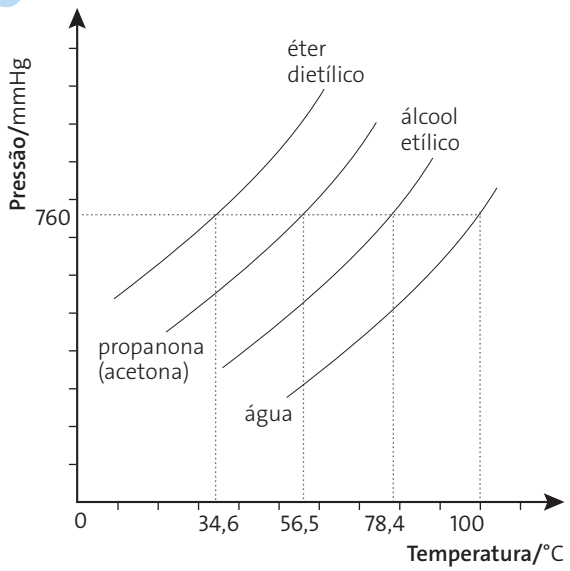
Pressão de vapor da água × temperatura

1



Pressão de vapor de várias substâncias × temperatura

2



CURIOSIDADE

Como funciona a panela de pressão?

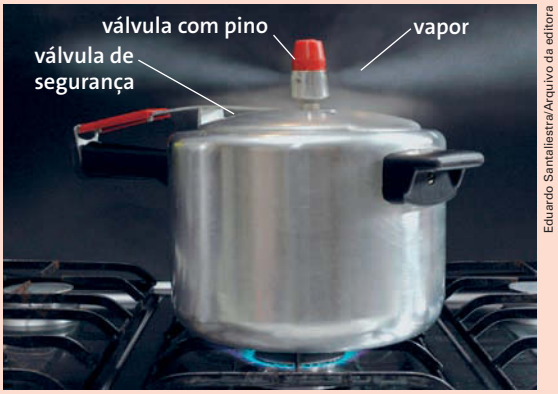
Como o ponto de ebulição das substâncias depende da pressão atmosférica local, em lugares de grande altitude as substâncias entram em ebulição a temperaturas mais baixas que no nível do mar. Isso traz uma série de consequências, entre elas a dificuldade de cozinhar alimentos, como ovo e arroz, e de preparar bebidas quentes, como café e chá.

Uma das maneiras de se resolver parte desses problemas é usar a panela de pressão.

E por que os alimentos cozinham mais rapidamente em uma panela de pressão do que em uma panela comum?

Porque no interior da panela a pressão é maior que a do ambiente e, portanto, a temperatura de ebulição é maior. Assim, os alimentos cozinham mais depressa.

A panela de pressão é um sistema constituído de uma panela com tampa. Entre essa tampa e a panela há uma borracha cuja função é vedar totalmente o conjunto para que o espaço permaneça hermeticamente fechado. Isso impede que o vapor de água que se forma quando aquecemos a panela escape para o exterior. Desse modo, a pressão interna da panela vai aumentando progressivamente até certo limite quando começa a empurrar o pino, que geralmente fica no centro da tampa da panela. Nesse momento, a pressão se estabiliza (para de aumentar porque qualquer vapor em excesso é liberado pelo pino). Geralmente as panelas de pressão ainda possuem uma válvula de segurança que só abre em situações extremas (por exemplo, quando o pino central entope e a panela está prestes a explodir).



Eduardo Santaliestra/Arquivo da editora

Panela de pressão

Verifica-se na prática que a temperatura interna da panela de pressão atinge valores de cerca de 120 °C. Para essa temperatura, calcula-se teoricamente que a pressão interna da panela atinja valores entre 1,44 atm e 2 atm. Uma panela comum cozinha no máximo a cerca de 100 °C (no nível do mar). Como a temperatura de cozimento na panela de pressão é maior, alguns alimentos, como o feijão, ficam prontos mais rapidamente.

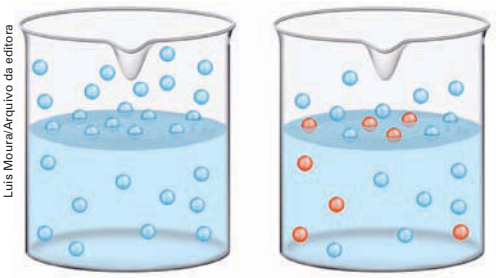
Pressão máxima de vapor na solução

Na superfície livre de uma substância pura, só existem partículas dessa substância e, portanto, a probabilidade de escape de partículas para a fase gasosa é a mesma em qualquer ponto da superfície.

Já em uma solução de soluto não volátil também existirão na superfície livre partículas do soluto, o que diminui a probabilidade de escape de partículas do solvente para a fase gasosa, diminuindo assim a pressão de vapor do solvente.

Por exemplo, se adicionarmos um soluto não volátil e miscível à água, formando uma solução aquosa diluída, observaremos experimentalmente que **a pressão máxima de vapor da água na solução será menor que a pressão máxima de vapor da água pura**. Isso ocorre porque as partículas de soluto "bloqueiam, atrapalham" o escape das moléculas de água

do sistema, diminuindo o número de moléculas que evaporam num determinado intervalo de tempo e, portanto, diminuindo a pressão de vapor da água no recipiente.



Luís Moura/Arquivo da editora

solvente solução

Como as partículas de soluto não passam à fase vapor, elas diminuem a área de superfície que as moléculas de solvente teriam para escapar.

A ilustração ao lado é apenas um modelo. Não é possível observar as partículas de solvente e de soluto nem mesmo em um ultramicroscópio. As cores são fantasia. Átomos e moléculas não têm cor.

Esse é o objeto de estudo da tonoscopia, ou seja, o abaixamento da pressão máxima de vapor de um solvente causado pela adição de um soluto não volátil.

A pressão de vapor do solvente na solução é sempre menor que a do respectivo solvente puro.

A tabela a seguir mostra como o aumento progressivo do número de partículas de sacarose dissolvidas numa mesma quantidade de água vai diminuindo progressivamente a pressão de vapor desse solvente.

Composição da solução quantidade de matéria (n) de sacarose /kg de água	**Pressão de vapor/** mmHg	
	$H_2O_{solução}$	H_2O_{pura}
$1{,}0 \cdot 10^{-2}$	759,7	760,0
$5{,}0 \cdot 10^{-2}$	759,3	760,0
$1{,}0 \cdot 10^{-1}$	758,6	760,0
$2{,}0 \cdot 10^{-1}$	757,3	760,0
$5{,}0 \cdot 10^{-1}$	753,2	760,0
$8{,}0 \cdot 10^{-1}$	749,2	760,0

No gráfico ao lado temos duas curvas: uma da pressão máxima de vapor de **água pura** × t/°C, e a outra da pressão máxima de vapor de **água na solução de sacarose** × t/°C. Podemos observar que os traçados dessas duas curvas seguem bem próximos um do outro.

Isso vale para qualquer conjunto solvente puro + solvente na solução.

As curvas do solvente puro e da solução ideal são praticamente equidistantes (mantêm uma distância constante uma da outra). A distância entre as curvas depende apenas do número de partículas do soluto: quanto menor for o número de partículas do soluto, mais próximas as curvas se situarão.

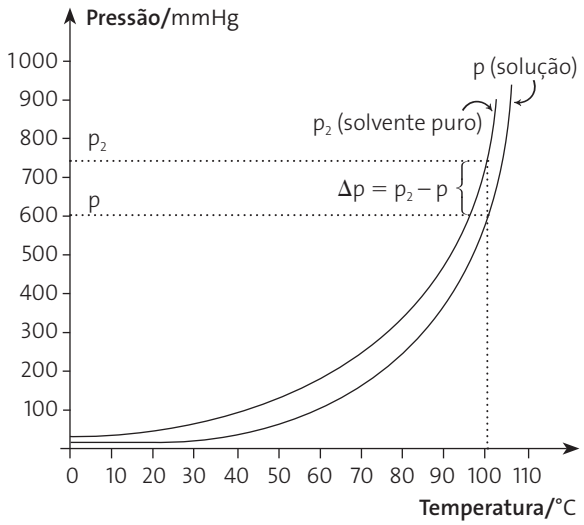


Gráfico da variação de pressão de vapor, em função da temperatura, do solvente puro (p_2) e de uma solução desse solvente (p).

Questões

ATENÇÃO! Não escreva no seu livro!

1. (FCMSCSP) À mesma temperatura, qual das soluções indicadas abaixo tem **maior** pressão de vapor?

X a) Solução aquosa 0,01 mol/L de hidróxido de potássio.
b) Solução aquosa 0,01 mol/L de cloreto de cálcio.
c) Solução aquosa 0,1 mol/L de cloreto de sódio.
d) Solução aquosa 0,1 mol/L de sacarose.
e) Solução aquosa 0,2 mol/L de glicose.

2. (PUC-MG) Tendo em vista o momento em que um líquido se encontra em equilíbrio com seu vapor, leia atentamente as afirmativas abaixo:

I. A evaporação e a condensação ocorrem com a mesma velocidade.
II. Não há transferência de moléculas entre o líquido e o vapor.
III. A pressão de vapor do sistema se mantém constante.
IV. A concentração do vapor depende do tempo.

Das afirmativas acima, são incorretas:

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

3. (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 de água aumenta.
b) a pressão permanece constante.
c) a temperatura da água aumenta.
X d) a temperatura de ebulição da água diminui.

2 Ebulioscopia

Considere os recipientes abertos (pressão local de 1 atm), esquematizados abaixo, contendo água pura em temperaturas diferentes:

A ilustração está fora de escala. Cores fantasia.



Temperatura T_1 | Temperatura $T_2 > T_1$ | Temperatura $T_3 > T_2$

A temperatura está relacionada à agitação térmica das partículas (moléculas ou íons) que constituem a substância. É diretamente proporcional à energia cinética média dessas partículas; a diferença é que a temperatura não depende da massa, enquanto a energia cinética depende.

Como a pressão sobre todos os recipientes é a mesma, 1 atm, a pressão máxima de vapor de água só depende da temperatura. Assim:

> Quanto maior a temperatura, maior a agitação das moléculas e maior a pressão de vapor da substância na fase líquida.

A uma mesma temperatura, a pressão de vapor do solvente em uma solução de soluto não volátil é sempre menor que a pressão de vapor do solvente puro, uma vez que a energia necessária para que as moléculas do solvente passem da fase líquida para a fase vapor é maior numa solução (as partículas de soluto diminuem a probabilidade de escape ou evaporação das partículas de solvente), portanto:

> A temperatura em que se inicia a ebulição do solvente em uma solução de soluto não volátil é sempre maior que a temperatura de ebulição do solvente puro (sob mesma pressão).

Esse é o objeto de estudo da ebulioscopia.

A ebulioscopia estuda o aumento do ponto de ebulição do solvente causado pela adição de um soluto não volátil.

Pressão máxima de vapor e ebulição

Considere um determinado volume de água submetida a uma pressão externa de 760 mmHg.

- Para que a água entre em ebulição, é necessário que sua pressão de vapor atinja 760 mmHg, ou seja, iguale-se à pressão externa, o que ocorrerá na temperatura de 100 °C.
- Adicionando-se à água em ebulição um soluto não volátil, a solução resultante terá uma pressão de vapor menor do que 760 mmHg, logo, menor do que a pressão externa e a ebulição será interrompida.
- A água da solução só entrará em ebulição novamente se receber energia suficiente para que sua pressão de vapor volte a se igualar à pressão externa, o que ocorrerá numa temperatura superior a 100 °C.

A tabela a seguir mostra como o aumento do número de partículas de sacarose, $C_{12}H_{22}O_{11}$, dissolvidas em certa massa de água, faz diminuir a pressão de vapor na solução, e aumentar o ponto de ebulição.

Composição da solução (quantidade de matéria de sacarose, $C_{12}H_{22}O_{11}$, por kg de água, H_2O)	**Pressão de vapor** (mmHg a 100 °C)		**Temperatura de ebulição** (°C a 760 mmHg)	
	Água pura	**Água na solução**	**Água pura**	**Água na solução**
$1{,}0 \cdot 10^{-2}$	760,0	759,7	100	100,01
$5{,}0 \cdot 10^{-2}$	760,0	759,3	100	100,03
$1{,}0 \cdot 10^{-1}$	760,0	758,6	100	100,05
$2{,}0 \cdot 10^{-1}$	760,0	757,3	100	100,10
$5{,}0 \cdot 10^{-1}$	760,0	753,2	100	100,26
$8{,}0 \cdot 10^{-1}$	760,0	749,2	100	100,42

Conforme o solvente evapora, a concentração da solução aumenta progressivamente. Por isso, considera-se **ponto de ebulição da água na solução a temperatura em que a ebulição tem início**.

O gráfico ao lado mostra a variação da pressão de vapor em função da temperatura do solvente puro e de uma solução desse solvente. Note a variação dos pontos de ebulição, Δe, entre as duas curvas.

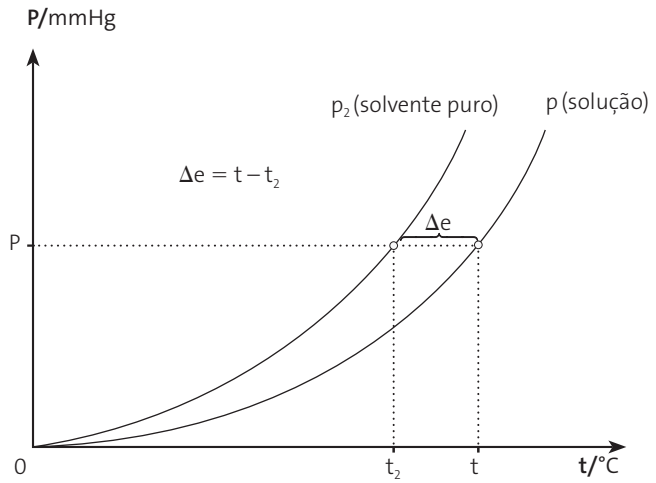


Gráfico da variação de pressão de vapor, em função da temperatura, do solvente puro (p_2) e de uma solução desse solvente (p).

Questões

4. (Fatec-SP) Se a água contida em um béquer está fervendo e o termômetro acusa a temperatura de 97 °C, pode-se afirmar que:

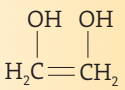
a) a temperatura de ebulição independe da pressão ambiente.
b) existe algum soluto dissolvido na água, o que abaixa a temperatura de ebulição.
c) nessa temperatura, a pressão de vapor de água é menor do que a pressão ambiente.
d) nessa temperatura, estão sendo rompidas ligações intermoleculares e interatômicas.
X e) nessa temperatura, a pressão de vapor de água é igual à pressão ambiente.

5. (Uespi) Quando as manicures estão retirando os esmaltes das unhas das suas clientes, elas usam uma solução removedora à base de **acetona**. Quando entramos em um hospital sentimos um cheiro característico de **éter**. Quando estamos abastecendo o carro com **álcool** estamos usando um combustível alternativo. A ordem crescente de pressão de vapor para essas três substâncias destacadas no texto será:
Dados: temperatura de ebulição sob 1 atm (acetona = = 56,5 °C, éter = 34,6 °C e álcool combustível = 78,5 °C).

a) éter < álcool < acetona.
b) éter < acetona < álcool.
X c) álcool < acetona < éter.
d) álcool < éter < acetona.
e) acetona < éter < álcool.

6. (UFPR) Considere dois procedimentos distintos no cozimento de feijão. No procedimento A, foi usada uma panela de pressão contendo água e feijão, e no procedimento B foi usada uma panela de pressão contendo água, feijão e sal de cozinha. Com relação a esses procedimentos, é correto afirmar:

X a) O cozimento será mais rápido no procedimento B, devido ao aumento do ponto de ebulição da solução B.
b) O cozimento será mais rápido no procedimento A, devido ao aumento do ponto de ebulição da solução B.
c) O cozimento será mais rápido no procedimento A, devido à sublimação sofrida pelo sal de cozinha.
d) O cozimento será mais rápido no procedimento B, devido à sublimação sofrida pelo sal de cozinha.
e) O tempo de cozimento será o mesmo nos procedimentos A e B.



Etilenoglicol

O etilenoglicol, $C_2H_6O_2$, é um líquido usado como aditivo na água do sistema de refrigeração dos veículos automotores. A presença dessa substância pode evitar que a água congele quando o veículo fica parado por muito tempo numa região de clima frio ou que ela entre em ebulição quando seu motor sofre um aquecimento muito intenso.

3 Crioscopia

Em alguns países a temperatura ambiente cai abaixo de zero em determinadas épocas do ano. Nesses casos é possível evitar que a água do radiador dos automóveis congele? Como impedir que os líquidos que fluem nos encanamentos de sistemas de refrigeração se solidifiquem? O que fazer para que os cremes hidratantes (à base de água) não congelem nos potes?

As respostas podem ser encontradas no estudo da crioscopia, que está relacionado ao ponto de solidificação (PS) das substâncias.

Para que uma substância passe da fase líquida para a fase sólida, é necessário que suas moléculas **liberem** (percam) **energia cinética** e, portanto, que haja diminuição da temperatura do sistema.

Dessa forma, concluímos:

> Quanto menor a temperatura, menor a agitação das moléculas e menor a pressão de vapor da substância.

Experimentalmente, observa-se que a adição de um soluto não volátil a um solvente dá origem a uma solução cuja solidificação tem início a uma temperatura mais baixa que a temperatura de solidificação do solvente puro.

Esse é o objetivo do estudo da crioscopia.

A crioscopia estuda o abaixamento do ponto de solidificação do solvente causado pela adição de um soluto não volátil.

O estudo da crioscopia relaciona-se ao equilíbrio de fases líquida-sólida, que ocorre na respectiva pressão máxima de vapor do solvente.

Pressão máxima de vapor e solidificação

Para que um líquido puro passe da fase líquida para a fase sólida, isto é, para que atinja o ponto de solidificação, é necessário que as pressões de vapor da fase líquida e da fase sólida se tornem iguais.

No ponto de solidificação:

pressão máxima de vapor na fase líquida = pressão máxima de vapor na fase sólida.

Considere um sistema contendo um líquido puro durante o ponto de solidificação (x °C). A adição de um soluto ao sistema, formando uma solução ideal, baixa a pressão de vapor da fase líquida e interrompe a solidificação.

Para que a solução volte a se solidificar, é necessário resfriá-la para baixar a pressão de vapor da fase sólida, tornando-a novamente igual à da fase líquida, o que ocorrerá a uma temperatura inferior a x °C.

Quando uma solução entra em solidificação, o solvente começa a se solidificar primeiro, tornando a solução cada vez mais concentrada (lembre-se, por exemplo, de que o gelo formado da água do mar não é salgado), o que leva o ponto de solidificação a diminuir gradualmente.

Por esse motivo, considera-se o ponto de solidificação de uma solução como a **temperatura em que a solidificação teve início**.

Construindo-se um gráfico da pressão de vapor de um solvente puro nas fases sólida e líquida (em função da temperatura) e de uma solução ideal desse solvente, podemos observar o abaixamento que ocorre no ponto de solidificação da solução, **t**, em relação ao do solvente, $\mathbf{t_2}$.

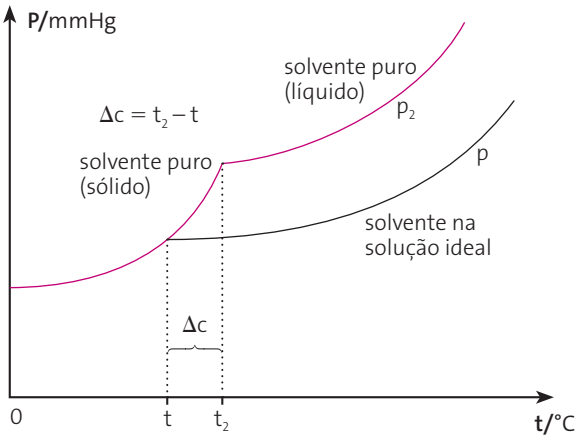
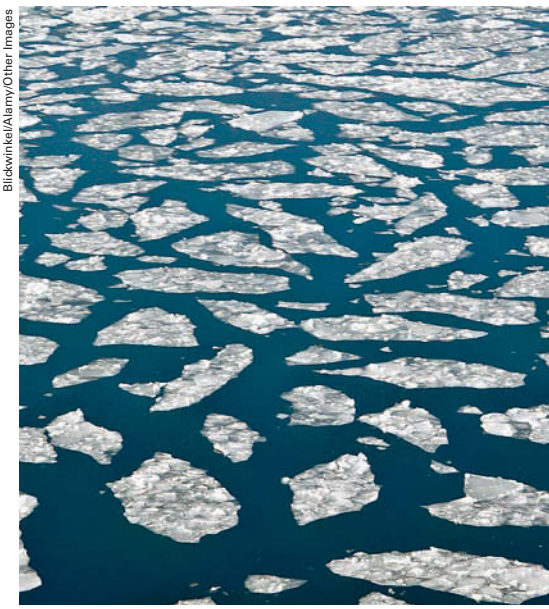


Gráfico da pressão de vapor de um solvente puro, em função da temperatura, e de uma solução ideal desse solvente.



Andrew Burton/Stringer/Getty Images

É costume, no inverno em países frios, jogar sais, como cloreto de sódio, NaCℓ(s), ou cloreto de cálcio, $CaC\ell_2$(s), nas ruas e autoestradas para dificultar a formação de uma camada de gelo, o que causaria a diminuição do coeficiente de atrito e consequentemente um aumento no risco de acidentes.



Blickwinkel/Alamy/Other Images

A água do mar contém vários sais dissolvidos que abaixam seu ponto de solidificação. Mesmo quando a temperatura ambiente se encontra abaixo de 0 °C, a água do mar permanece, em grande parte, na fase líquida.

Questões

7. (FGV-SP) Em países onde os invernos são rigorosos, coloca-se sobre o leito das ruas consideradas prioritárias ao trânsito uma mistura de cloreto de sódio, NaCℓ, cloreto de cálcio, $CaC\ell_2$, e areia para diminuir os riscos de derrapagens dos veículos durante os períodos de nevadas. Cada um desses produtos tem uma função definida, que, associadas, são muito eficientes. Indique a afirmação correta.

a) O cloreto de sódio abaixa o ponto de congelamento da água; o cloreto de cálcio, quando se dissolve, absorve calor e a areia aumenta a aderência dos pneus ao solo.
b) O cloreto de sódio eleva o ponto de congelamento da água; o cloreto de cálcio, quando se dissolve, absorve calor e a areia aumenta a aderência dos pneus ao solo.
X c) O cloreto de sódio abaixa o ponto de congelamento da água; o cloreto de cálcio, quando se dissolve, libera calor e a areia aumenta a aderência dos pneus ao solo.
d) O cloreto de sódio abaixa o ponto de congelamento da água; o cloreto de cálcio dissolve-se através de uma reação endotérmica e a areia aumenta a aderência dos pneus ao solo.
e) O cloreto de sódio eleva o ponto de congelamento da água; o cloreto de cálcio dissolve-se através de uma reação endotérmica e a areia aumenta a aderência dos pneus ao solo.

8. (UGF-RJ) Leia o texto: (*O Globo*, 21 mar. 2002.) Em cerca de 20 dias, 500 bilhões de toneladas de gelo se desfizeram na Antártida, formando milhares de *icebergs*. É um acontecimento sem precedentes e alarmante pela rapidez com que ocorreu. Os cientistas não conseguem encontrar outra explicação para o fenômeno que não o aquecimento global, causado pelo efeito estufa, por sua vez resultado da emissão de gases como o dióxido de carbono.

Na água existem vários sais dissolvidos, dentre eles, o cloreto de sódio. Relacionando-se as temperaturas de congelamento e de fervura da água pura com as de uma solução 1 mol/L de cloreto de sódio, ela deverá sofrer a seguinte variação:

a) congelar a 0 °C.
b) ferver a 100 °C.
c) congelar acima de 0 °C.
d) ferver abaixo de 100 °C.
X e) congelar abaixo de 0 °C.

9. (Unicamp-SP) Considere quatro garrafas térmicas contendo:

- Garrafa 1: 20 g de água líquida e 80 g de gelo.
- Garrafa 2: 70 g de solução aquosa 0,5 mol · dm^{-3} em sacarose e 30 g de gelo picado.
- Garrafa 3: 50 g de água líquida e 50 g de gelo picado.
- Garrafa 4: 70 g de solução aquosa 0,5 mol · dm^{-3} em NaCℓ e 30 g de gelo picado.

O conteúdo de cada garrafa está em equilíbrio térmico, ou seja, 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: $>, <, \geq, \leq, =$.
b) Justifique a escolha da menor temperatura.

10. (Vunesp-SP) Comparando-se os pontos de congelação de três soluções aquosas diluídas de nitrato de potássio, KNO_3, sulfato de magnésio, $MgSO_4$, e nitrato de crômio III, $Cr(NO_3)_3$, de mesma concentração em mol/L, verifica-se que:

a) as três soluções têm o mesmo ponto de congelação.
b) os pontos de congelação decrescem na seguinte ordem: $KNO_3 < MgSO_4 < Cr(NO_3)_3$.
X c) a solução de $Cr(NO_3)_3$ tem ponto de congelação mais baixo que as soluções dos outros dois sais.
d) o ponto de congelação de cada solução depende de seu volume.
e) as três soluções têm pontos de congelação maiores que o da água.

4 Osmoscopia

As soluções ideais têm um comportamento que em muitos aspectos se assemelha ao dos gases ideais.

Dentre essas semelhanças encontra-se a capacidade de difusão.

> Difusão é o movimento espontâneo das partículas de uma substância de se espalharem uniformemente em meio a partículas de outra substância ou, então, de atravessarem uma parede porosa.

Vamos observar, por meio de um experimento, como ocorre a difusão de substâncias?

EXPERIMENTO

Difusão entre solvente puro e solução

Material necessário

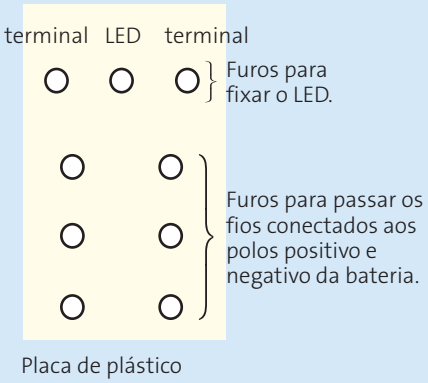
- 1 LED
- 2 pedaços de 15 cm de fio rígido
- 20 cm de cabinho de fio
- Bateria de 9 V
- Conector para bateria de 9 V
- Placa de plástico de 10 cm × 6 cm
- 1 jarra de vidro
- 1 saco plástico de celofane
- Elástico
- Água destilada (encontrada em alguns postos de gasolina)
- Solução saturada de cloreto de sódio (sal de cozinha)

Como fazer

Comece construindo o circuito para testar a passagem de corrente elétrica na solução.



Sérgio Dotta/Arquivo da editora



Na montagem da foto acima, a "placa" foi recortada de uma pasta escolar feita de plástico transparente semirrígido. Os furos foram feitos cuidadosamente com a ajuda de uma tesoura.

A placa de plástico servirá de base para o circuito. Antes de começar a montagem, retire 2 cm de isolamento de uma das extremidades de cada fio rígido e 1 cm da outra extremidade.

Perfure a placa de plástico em duas fileiras de três pontos consecutivos para passar os fios rígidos (paralelos um ao outro) de modo que as extremidades descascadas em 2 cm fiquem para baixo da placa (conforme mostra a foto). Dobre os fios e, se achar necessário, passe cola para que fiquem fixos.

Faça mais três furos perpendiculares aos primeiros para fixar o LED. Alargue o furo para o LED, encaixando-o de modo que fique fixo na placa. Dobre seus terminais e passe-os pelos furos para a parte de cima da placa. Descasque as extremidades de um pedaço do cabinho para ligar o polo negativo do LED (o menor terminal) a um dos eletrodos.

O maior terminal do LED deve ser ligado ao polo positivo da bateria.

Retire 0,5 cm dos fios do conector da bateria. Instale o conector na bateria (não encoste os terminais do conector um no outro, pois causará um curto-circuito na bateria, diminuindo sua vida útil).

Coloque a solução saturada de cloreto de sódio dentro do saco de celofane e amarre a ponta com um elástico. Certifique-se de que não esteja ocorrendo nenhum vazamento.

Coloque água destilada na jarra e o saco de celofane com a solução dentro da jarra.

Teste imediatamente a condutividade na jarra colocando a placa sobre o copo, de modo que os eletrodos de fios rígidos fiquem imersos. Para fechar o circuito, encoste o terminal ligado ao polo negativo da bateria ao outro eletrodo e verifique o que ocorre.

Espere alguns minutos e teste novamente a condutividade na jarra.

Investigue

1. Qual o resultado do teste de condutividade elétrica feito imediatamente após a montagem do sistema? Justifique.

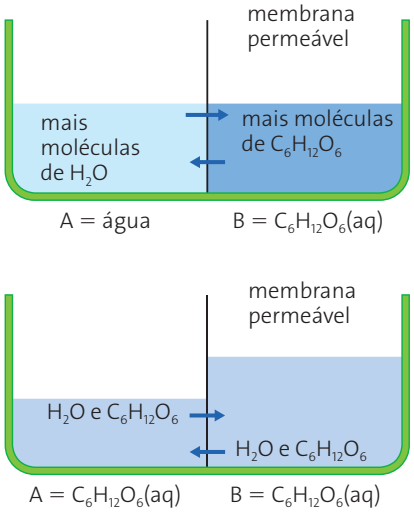
2. Qual o resultado do teste de condutividade elétrica feito após alguns minutos, depois de o sistema entrar em equilíbrio dinâmico?

Difusão entre soluções

Misturando, sem agitação, duas soluções de concentrações diferentes ou uma solução com o solvente puro, haverá um movimento espontâneo das partículas do soluto para se distribuírem uniformemente por todo o sistema. Assim, após certo tempo, a concentração de soluto será a mesma em qualquer ponto da solução final.

Separando duas soluções de concentrações diferentes (ou a solução e o solvente puro) por uma membrana permeável – como um pano de algodão fino, por exemplo – também vamos observar essa difusão.

As ilustrações estão fora de escala. Cores fantasia.



- Considere, por exemplo, o sistema ao lado contendo inicialmente apenas água na parte **A** (à esquerda) e solução aquosa de glicose, $C_6H_{12}O_6$, na parte **B** (à direita).

  Nessa situação, há um movimento espontâneo mais acentuado de moléculas de água no sentido de **A** para **B**, e de moléculas de glicose no sentido de **B** para **A**, que só será estabilizado quando as concentrações das soluções nas partes **A** e **B** se igualarem.
- Note que o movimento de moléculas através da membrana **permeável** não cessa nunca, mas se mantém de modo que estabeleça e conserve uma igualdade de concentração de ambos os lados.

Membranas semipermeáveis

Existem ainda as denominadas membranas semipermeáveis, que possuem ação seletiva quanto ao tipo de substância que pode atravessá-las, ou seja, as membranas semipermeáveis deixam-se atravessar por algumas substâncias, mas não por outras.

É o caso, por exemplo, da membrana celular (que reveste as células de animais e vegetais), das membranas de porcelana porosa tratadas com ferrocianeto cúprico, $Cu_2[Fe(CN)_6]$ e do papel celofane usado em aparelhos de hemodiálise. (O celofane é uma película transparente obtida pela transformação da celulose. O nome Cellophane é marca registrada nos Estados Unidos.).



Fotografias: Sérgio Dotta/Arquivo da editora

Salada recém-preparada.

A passagem de solvente através de membranas semipermeáveis é denominada osmose.

A palavra osmose vem do grego *osmo* e significa 'impulso'.

A osmose ocorre no sentido:

solvente → solução
solução menos concentrada → solução mais concentrada



Salada com temperos algum tempo após o preparo.

Podemos observar esse fenômeno quando temperamos uma salada de folhas cruas (alface, escarola, agrião, etc.) e não a consumimos imediatamente: as folhas "murcham". E por que isso acontece? Porque a água se difunde do meio menos concentrado (as células vegetais) para o mais concentrado (solução de vinagre e sal que constitui o tempero).

O fenômeno da osmose pode ser explicado pela maior pressão de vapor do solvente puro ou do solvente na solução menos concentrada; em outras palavras, a capacidade que cada solvente apresenta de atravessar uma substância semipermeável está diretamente relacionada à sua pressão de vapor: quanto maior a pressão de vapor do solvente, maior será sua capacidade de atravessar uma membrana semipermeável.

Esse é o objeto de estudo da osmoscopia.

A osmoscopia estuda a passagem espontânea de solvente de uma solução mais diluída para outra mais concentrada através de membranas semipermeáveis.

Se quisermos impedir que a osmose ocorra, teremos de exercer uma pressão sobre o sistema no sentido inverso ao da osmose e de intensidade mínima igual à pressão que o solvente faz para atravessar a membrana semipermeável.

A pressão que é preciso exercer sobre um sistema para impedir que a osmose ocorra de maneira espontânea é denominada **pressão osmótica**. Quanto maior a concentração de uma solução, maior a sua pressão osmótica.

É importante, ainda, sabermos que as soluções podem ser classificadas quanto às suas pressões osmóticas da seguinte maneira:

Sejam duas soluções **A** e **B**, de pressões osmóticas π respectivamente π_A e π_B, à mesma temperatura.

- A solução **A** é **hipertônica** em relação à solução **B** se $\pi_A > \pi_B$.
- A solução **A** é **hipotônica** em relação à solução **B** se $\pi_A < \pi_B$.
- A solução **A** é **isotônica** em relação à solução **B** se $\pi_A = \pi_B$.

Um soro fisiológico injetável, por exemplo, deve ser necessariamente isotônico às células sanguíneas para não causar danos ao organismo.

Osmose nos seres vivos

A osmose é um dos fenômenos responsáveis pela ascensão da seiva nas plantas. A solução existente no interior da raiz é mais concentrada do que na terra a seu redor. Desse modo, ocorre uma passagem de líquidos da terra para o interior da planta. Essa subida de líquidos (denominado seiva bruta que consiste numa solução de água e sais minerais) pela raiz da planta gera uma pressão que empurra o líquido para cima pelos vasos lenhosos. Mas em árvores altas essa pressão não é forte o bastante para levar a seiva bruta até o topo. Na realidade, o fator mais importante na ascensão da seiva bruta é a transpiração das folhas.

Para que a planta faça fotossíntese, os estômatos das folhas precisam se abrir, o que leva a uma perda de água por transpiração. Com isso, as células das folhas ficam mais concentradas e, por osmose, absorvem a seiva bruta dos vasos lenhosos próximos. Essa absorção de líquidos – cujo componente em maior quantidade é a água – cria uma tensão constante na coluna líquida, que puxa a água para cima. Como a água é uma substância polar, as ligações de hidrogênio entre as moléculas mantêm a coesão entre elas, fazendo com que a coluna líquida forme uma rede tridimensional contínua que não se rompe.



Jiri Hera/Shutterstock/Glow Images

O efeito osmótico é muito utilizado em culinária no preparo de conservas e compotas.

Quando uma fruta sem casca contém determinado teor de açúcar, como o pêssego descascado, é colocada em contato com uma solução concentrada de açúcar (a calda), ocorre um movimento espontâneo de água e açúcar entre os dois meios numa tentativa de igualar as concentrações. A água movimenta-se do pêssego para a calda de açúcar, e as moléculas de açúcar movimentam-se da calda para o interior do pêssego, tornando a fruta mais firme e doce.



National Geographic/Getty Images

A absorção de água e sais minerais do solo pelas raízes repõe a quantidade perdida na transpiração. Essa teoria é conhecida por teoria da transpiração-tensão-coesão ou teoria de Dixon, por ter sido formulada pelo botânico irlandês Henry Dixon (1869-1953).

O principal sal presente na água do mar é o cloreto de sódio. Pode-se beber sem problemas uma água com até 5 g de $NaC\ell(aq)$/kg de $H_2O(\ell)$. Mas a água do mar contém, em média, sete vezes essa quantidade: 35 g de $NaC\ell(aq)$/kg de $H_2O(\ell)$.

Como é feita a dessalinização da água do mar?

Acredita-se que a água dos oceanos possa ser a solução, possibilitada pela instalação de processos de dessalinização, para a demanda cada vez maior de água doce. Muitos desses processos já demonstraram sua funcionalidade em larga escala, entre eles a destilação, o congelamento e a osmose reversa.

- **Destilação**

O processo de destilação consiste em aquecer a água do mar até a ebulição dentro de um balão de destilação. Esse equipamento possui uma saída lateral que é acoplada a um condensador, por onde circula água fria. O vapor de água sai do balão e entra no condensador, onde é resfriado e passa novamente à fase líquida. A água líquida é então recolhida em um erlenmeyer. Os sais ficam retidos no balão. Nesse processo, todo o calor necessário para fazer a água mudar do estado líquido para o gasoso é transmitido à água que circula no condensador (que atua como fluido refrigerante) e, portanto, é perdido.

Nos sistemas industriais essas perdas de calor são evitadas, obtendo-se a ebulição da água a baixas temperaturas (um tipo de destilação a vácuo) e utilizando-se o calor do vapor de água fornecido aos condensadores para aquecer a água que será destilada a seguir.

A maioria das modernas usinas de dessalinização por destilação utiliza um processo denominado **destilação rápida em fases múltiplas**. Nesse processo, a água do mar entra na aparelhagem por cima e passa por tubos verticais, entre os quais circula vapor aquecido.

A água do mar aquecida é enviada em seguida para uma câmara de baixa pressão, onde sofre vaporização, ainda que a temperatura esteja abaixo de 100 °C. O vapor é condensado sobre um tubo espiralado (condensador), que é esfriado pela água do mar que está entrando (e que, por sua vez, é aquecida para ser enviada às câmaras de baixa pressão, num processo cíclico). Desse modo, há bom aproveitamento do calor.

A água condensada, que já perdeu parte dos sais que tinha inicialmente, após a primeira etapa, é encaminhada para outras câmaras para que o processo se repita. Nessas câmaras, a pressão vai diminuindo sucessivamente, de modo que a água obtida na última etapa é uma água destilada (quimicamente pura).

- **Congelamento**

Quando a água do mar congela, os cristais formados são constituídos de água pura. A observação desse fenômeno levou ao desenvolvimento do método de obtenção de água doce por congelamento que consiste em retirar calor da água do mar, o que também exige um consumo de energia, que, pode ser reduzido, desde que a fusão do gelo seja utilizada para retirar calor da nova porção de água a ser congelada.

Dentre os processos conhecidos de purificação da água por congelamento, o mais promissor é o denominado **processo de refrigerante secundário**, que consiste em obter o resfriamento da água do mar fazendo um hidrocarboneto liquefeito e imiscível em água, como o butano, C_4H_{10}, passar pelo interior da água salgada. O butano, em contato com a água do mar, que se encontra a uma temperatura mais elevada que seu ponto de fusão, sofre evaporação, ajudando a retirar o calor da

água, que se transforma em gelo. O gelo formado é então lavado em uma unidade separadora para retirar o sal que se deposita na superfície dos cristais.

O refrigerante butano, vaporizado passa por uma câmara de compressão e sofre aquecimento, sendo então encaminhado à unidade que contém o gelo lavado, ao qual fornece calor. Com o calor, o gelo funde-se, e o refrigerante liquefaz-se, podendo ser novamente utilizado.

- **Osmose reversa**

No processo de osmose, um líquido puro (ou o solvente de uma solução menos concentrada) atravessa espontaneamente uma membrana semipermeável em direção a uma solução mais concentrada numa tentativa de igualar as concentrações das soluções em ambos os lados da membrana. Assim, se separarmos em uma câmara água salgada e água doce, por meio de uma membrana semipermeável, a água doce passará espontaneamente através da membrana com determinada pressão, na tentativa de diluir a água salgada.

Para impedir que a água doce atravesse a membrana semipermeável em direção à água salgada, é preciso exercer uma pressão no sentido inverso igual à pressão exercida pela água doce. Essa pressão é denominada pressão osmótica. Mas se exercemos uma pressão sobre a água salgada, superior à pressão osmótica, ocorrerá o inverso, ou seja, a **osmose reversa**: o solvente começa a atravessar a membrana semipermeável no sentido da solução mais concentrada para a mais diluída.

Assim, para realizar a osmose reversa, a água é submetida a grandes pressões, o que em geral só se consegue com o auxílio de motores elétricos, o que encarece o custo do processo. À medida que se consiga obter altas pressões a um custo menor, a osmose reversa pode se tornar mais utilizada. Estudos procuram viabilizar o uso de ventos e marés para se obter a energia necessária ao acionamento dos motores.

Questões

11. (USF-SP) Sabe-se que por osmose o solvente de uma solução mais diluída atravessa uma membrana semipermeável em direção da solução mais concentrada, e também, que um peixe de água doce é hipertônico em relação à água do rio e hipotônico em relação à água do mar. Se um peixe de água doce for colocado na água do mar ele:

a) morre porque entra água do mar no seu corpo.
X b) morre porque sai água do seu corpo.
c) morre porque entra sal no seu corpo.
d) morre porque sai sal do seu corpo.
e) sobrevive normalmente.

12. (Enem) Osmose é um processo espontâneo que ocorre em todos os organismos vivos e é essencial à manutenção da vida. Uma solução 0,15 mol/L de NaCℓ (cloreto de sódio) possui a mesma pressão osmótica das soluções presentes nas células humanas. A imersão de uma célula humana em uma solução 0,20 mol/L de NaCℓ tem, como consequência, a

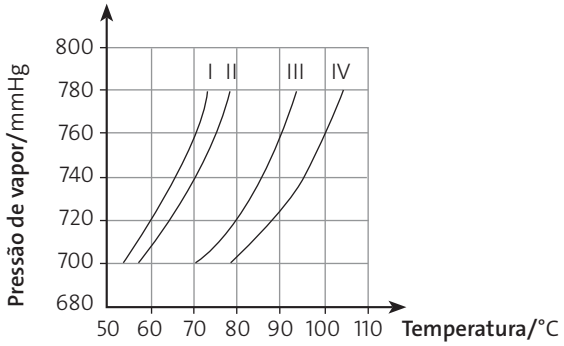
a) adsorção de íons Na^{1+} sobre a superfície da célula.
b) difusão rápida de íons Na^{1+} para o interior da célula.
c) diminuição da concentração das soluções presentes na célula.
d) transferência de íons Na^{1+} da célula para a solução.
X e) transferência de moléculas de água do interior da célula para a solução.

13. (UFG-GO) Ao preparar uma sopa, um cozinheiro colocou mais sal do que o necessário. Para reduzir a quantidade de sal no caldo, ele acrescentou batatas descascadas. Após algum tempo, as batatas foram removidas e a sopa voltou a ter um gosto agradável. O fenômeno, que levou à redução da quantidade de sal no caldo, foi:

X a) a osmose.
b) a difusão.
c) a variação de pH.
d) a adsorção.
e) o aumento da pressão de vapor.

Exercícios de revisão

8.1 (Vunesp-SP) No gráfico a seguir as curvas I, II, III e IV correspondem à variação de 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 deles é 90 °C.



Utilizando os números das curvas respectivas:

a) Quais curvas correspondem aos líquidos puros? Indique entre os dois qual é o líquido mais volátil. Justifique.

b) Quais curvas correspondem às soluções? Justifique.

8.2 (Enem) Sob pressão normal (ao nível do mar), a água entra em ebulição à temperatura de 100 °C. Tendo por base essa informação, um garoto residente em uma cidade litorânea fez a seguinte experiência:

- Colocou uma caneca metálica contendo água no fogareiro do fogão de sua casa.
- Quando a água começou a ferver, encostou cuidadosamente a extremidade mais estreita de uma seringa de injeção, desprovida de agulha, na superfície do líquido e, erguendo o êmbolo da seringa, aspirou certa quantidade de água para seu interior, tapando-a em seguida.
- Verificando após alguns instantes que a água da seringa havia parado de ferver, ele ergueu o êmbolo da seringa, constatando, intrigado, que a água voltou a ferver após um pequeno deslocamento do êmbolo.

Considerando o procedimento anterior, a água volta a ferver porque esse deslocamento

a) permite a entrada de calor do ambiente externo para o interior da seringa.

b) provoca, por atrito, um aquecimento da água contida na seringa.

c) produz um aumento de volume que aumenta o ponto de ebulição da água.

X d) proporciona uma queda de pressão no interior da seringa que diminui o ponto de ebulição da água.

e) possibilita uma diminuição da densidade da água que facilita sua ebulição.

8.3 (Enem) 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.

X e) não será alterado, pois a temperatura não varia.

8.4 (UFPE) Por que a adição de certos aditivos na água dos radiadores de carros evita que ocorram o superaquecimento dela 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.

X d) Porque o aditivo diminui a pressão de vapor da solução formada com relação à água pura, causando aumento do ponto de ebulição e 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.

8.5 Se deixarmos um ovo cru imerso em um copo com vinagre, observaremos ao fim de dois dias que a casca do ovo – formada principalmente de carbonato de cálcio, $CaCO_3(s)$ – desaparece completamente e a membrana semipermeável que envolve a clara e a gema fica à vista. Mantendo o ovo imerso no vinagre, notaremos que ele aumenta de volume (incha) e sobe para a superfície. No entanto, se colocarmos o ovo assim preparado em uma solução de 50% de melaço e 50% de água, notaremos que ele diminui de volume (murcha) e desce para o fundo do recipiente. Em relação ao que foi descrito, responda:

a) Qual a reação entre o ácido acético do vinagre e o carbonato de cálcio da casca do ovo?

b) O que justifica as variações de volume do ovo?

c) Por que o ovo sobe ou desce no recipiente conforme ocorre variação em seu volume?

8.6 (Uerj) Quando ganhamos flores, para que elas durem mais tempo, devemos mergulhá-las dentro da água e cortar, em seguida, a ponta da sua haste. Esse procedimento é feito com o objetivo de garantir a continuidade da condução da seiva bruta. Tal fenômeno ocorre graças à diferença de osmolaridade entre a planta e o meio onde ela está, que são, respectivamente:

a) hipotônica e isotônico.

b) isotônica e hipotônico.

c) hipertônica e isotônico.

d) hipotônica e hipertônico.

X e) hipertônica e hipotônico.

O tema central desta unidade foi poluição da água. Ao tomar consciência da situação atual dos mananciais, rios e oceanos surge a pergunta: a crise mundial de falta de água é mesmo inevitável?

O texto a seguir – *Água: entre o desperdício e a escassez* – traz alguns dados interessantes sobre essa questão.

O mundo está à beira de 'uma nova era de escassez de água, a mais séria da história'. Essa advertência foi feita por especialistas que participam da 17ª Semana Mundial da Água na capital da Suécia. A disponibilidade de água está em perigo por ameaças como a mudança climática, o aumento da população global e o repentino crescimento do sedento setor bioenergético. O diretor-executivo do Instituto Internacional da Água, com sede em Estocolmo, Anders Berntell, alertou que 1,4 bilhão de pessoas vivem em regiões com escassez real de água e outro 1,1 bilhão em áreas onde ela é consumida em excesso. [...]

Berntell culpou tanto os doadores internacionais quanto os governos por suas viciadas prioridades em matéria de gasto para o desenvolvimento, que deixam a água e o saneamento nos últimos lugares. Em contraste a isso há o fenomenal aumento de 37% no gasto militar registrado entre 1997 e 2006, ano em que chegou a um trilhão de dólares. 'Ao olhar estes números, penso que é tempo de nos perguntarmos por que os governos dos países em desenvolvimento, as agências de doadores e os financistas não priorizam a água, por que há outros assuntos e setores mais destacados na agenda política?', disse Berntell. [...]

O gasto mundial em assistência à saúde e à educação, segundo o estudo, quase duplicou desde 1990, enquanto a cota destinada à água e ao saneamento diminuiu. A pesquisa destaca muitas possíveis explicações para o atraso nesse setor, que é 'certamente mais complexo do que a saúde ou a educação, com uma responsabilidade frequentemente dividida entre vários ministérios'.

O primeiro-ministro sueco, Fredrik Reinfeldt, disse na conferência que 'sem água não há vida'. 'Mais de um bilhão de pessoas carecem de acesso à água segura para beber e mais de 2,4 bilhões vivem sem saneamento básico. A cada dia vemos morrer cerca de 34 mil pessoas vítimas de doenças relacionadas com água e saneamento deficientes', afirmou Reinfeldt. 'Não creio que alguém em nosso planeta possa permanecer imune a estes fatos. A pergunta é: o que podemos fazer?'.

IPS Brasil. Disponível em: <www.ips.org/ipsbrasil.net/nota.php?idnews=3152>. Acesso em: 6 fev. 2013.

Ao ler esse texto a resposta parece óbvia: as autoridades precisam priorizar verbas para a administração correta dos recursos hídricos, desenvolver e implementar tecnologias de monitoramento e gestão, investir na despoluição de rios e mananciais, ampliar a rede de tratamento e distribuição de água potável, ampliar a rede de captação e tratamento de esgotos, dar um destino correto ao lixo, trabalhar para diminuir a emissão de gases poluentes (como a água é um solvente universal, todo poluente, sólido, líquido ou gasoso, acaba disperso nesse meio, causando impacto). A sociedade, por sua vez, deve usar esse recurso com sabedoria, evitando o desperdício e cuidando para que ele não se deteriore.

O problema da escassez de água potável é concreto, não é alarmismo. Precisamos nos informar a respeito e começar a agir, por exemplo, exigindo das autoridades que as indústrias não utilizem a água de rios e mares em seu sistema de resfriamento. A poluição térmica, silenciosa e invisível, como veremos adiante, é mais um fator que concorre para prejudicar a saúde desse meio.



Michaelstockfoto/Shutterstock/Glow Images

As pessoas devem estar conscientes dos problemas causados pelo desperdício de água.

CONTEÚDO DIGITAL

UNIDADE

3 Poluição térmica



Como isso nos afeta?

A poluição térmica é um fenômeno que pode causar sérios danos ao meio ambiente e ao ser humano. Por ser ainda pouco discutido pela mídia e pela população, torna-se potencialmente perigoso, pois a maioria das pessoas não percebe o que está acontecendo.

No meio ambiente, a poluição térmica causa desequilíbrio ecológico, aumenta o efeito estufa e a formação do *smog* (mistura de fumaça – *smoke* – e neblina – *fog*) que torna o ar das grandes cidades "pesado" e sufocante.

No ambiente de trabalho a poluição térmica pode causar uma série de doenças ocupacionais com consequências sérias para a saúde do trabalhador.

A melhor forma de evitar um problema ou de propor soluções para resolvê-lo é conhecer suas causas. E é isso o que vamos ver agora.



Kzenon/Shutterstock/Glow Images

CAPÍTULO 9

Reações exotérmicas e endotérmicas

Saiu na Mídia!

Poluição térmica

Embora a poluição térmica tenha um considerável impacto ecológico, é uma das formas de poluição menos conhecidas por não ser diretamente visível ou audível.

Este tipo de poluição resulta de uma elevação da temperatura de um determinado ecossistema (por exemplo, um rio), em consequência da ação humana, como o despejo de efluentes industriais a temperaturas elevadas, ou despejo de águas de resfriamento provenientes de centrais elétricas e nucleares.

As principais consequências são:

- Diminuição da quantidade de oxigênio dissolvido na água comprometendo o ecossistema.
- Possibilidade de eutrofização dos cursos de água onde exista matéria orgânica em quantidades consideráveis.
- Alterações ecológicas no meio, resultantes da substituição de espécies termossensíveis por outras termotolerantes, por exemplo, a substituição da truta pela carpa.
- Favorecimento da reprodução de bactérias que se desenvolvem melhor no meio aquecido.
- Aumento da sensibilidade aos outros poluentes, já que a aproximação aos limites de tolerância de um dado fator (temperatura) diminui a tolerância a outros fatores (por exemplo, concentração de metais pesados).
- Perturbações na reprodução das espécies, uma vez que as células sexuais, das espécies com fecundação externa, os ovos e os filhotes são em geral pouco tolerantes à variação de temperatura.
- Diminuição da diversidade da fauna e da flora aquática em geral.
- Morte por choque térmico, causada, por exemplo, pela alteração brusca da temperatura de um rio junto ao cano de saída de um afluente sobreaquecido.
- Perturbações na alimentação dos animais aquáticos, por alterações no zooplâncton e no fitoplâncton.

A poluição térmica também pode ser aérea, atingindo zonas urbanas e industrializadas em virtude da liberação de fumaças aquecidas pelas chaminés industriais e escapamento de veículos, resultantes da queima de combustíveis fósseis. Esses gases aquecidos contribuem também para o incremento do efeito de estufa e do *smog*, gerando assim, uma poluição térmica indireta.

As principais formas de erradicação da poluição térmica passam pela redução da liberação de fumaça aquecida, o que implica diminuição da queima de derivados do petróleo, bem como pelo pré-resfriamento dos efluentes liberados nos rios e águas superficiais. A energia térmica desses efluentes pode ser utilizada, por exemplo, no aquecimento urbano, o que não só reduz a poluição, como também permite uma economia de energia.

Adaptado de: <www.infopedia.pt/$poluicao-termica>. Acesso em: 11 fev. 2013.

Você sabe explicar?

Por que os gases liberados na queima de combustíveis fósseis são quentes?



Dulla/Arquivo da editora

Prato feito: aproximadamente 700 kcal no total.
15% proteínas, 20% gorduras, 50% carboidratos.



Valentyn Volkov/Alamy/Other Images

Sanduíche com dois hambúrgueres: aproximadamente 329 kcal/100 g.
16,29% proteínas, 17,83% gorduras, 25,63% carboidratos.



VictoriaKh/Shutterstock/Glow Images

Suco de laranja: 45 kcal/100 g.
0,7% proteínas, 0,2% gorduras, 10,4% carboidratos.



Alex Staroseltsev/Shutterstock/Glow Images

Refrigerante: 42 kcal/100 g.
0,05% proteínas, 0% gorduras, 10,75% carboidratos.



Valentyn Volkov/Shutterstock/Glow Images

Maçã: 52 kcal/100 g.
0,26% proteínas, 0,17% gorduras, 13,81% carboidratos.



Kostas Tsipos/Shutterstock/Glow Images

Bolo de chocolate: 367 kcal /100 g.
4,1% proteínas, 16,4% gorduras, 54,6% carboidratos.

Hoje em dia é muito comum as pessoas se interessarem pelo valor calórico dos alimentos que estão ingerindo, afinal essa informação é importante para quem deseja perder ou ganhar "peso" e deve constar sempre no rótulo de qualquer produto alimentício, mas você sabe dizer:

- *Como se determina o valor calórico de um alimento?*
- *Como nosso organismo processa as calorias que ingerimos?*
- *De onde vem as calorias dos alimentos?*

Essas perguntas (apesar de complexas) podem ser em parte esclarecidas com o estudo da Termoquímica.

A Termoquímica estuda as trocas de calor associadas às reações químicas ou a mudanças no estado de agregação das substâncias.

Vamos entender isso?

1 Conteúdo calorífico

Já vimos que o **calor** é uma energia em trânsito que flui de um corpo de maior temperatura para outro corpo de menor temperatura e que a energia só pode ser transferida de um corpo para outro, na forma de calor, se houver diferença de temperatura entre os corpos.

A principal diferença entre calor e temperatura é que a temperatura não depende da massa do corpo, mas o calor depende. Assim, por exemplo, se medirmos a temperatura de qualquer massa de água fervente sob pressão de 1 atm, o termômetro acusará 100 °C. Mas o calor fornecido por 2 litros de água fervente é maior do que o fornecido por 1 litro de água fervente.

O calor é medido em calorias, que é uma unidade de energia e está relacionada a qualquer fenômeno que envolva trocas de calor.

Uma caloria é a quantidade de energia ou calor necessária para elevar a temperatura de 1 grama de água em 1 °C.

1 cal ⇔ 4,186 J

1 kcal ⇔ 4,186 kJ

Note que a caloria é uma unidade de energia relativamente pequena, por exemplo, a queima completa de 1 litro de gasolina pode liberar cerca de 7 750 000 calorias.

Por isso, costumamos trabalhar preferencialmente com quilocalorias, kcal, sendo que 1 kcal = 1000 cal.

Uma caloria corresponde a 4,186 joules, e 1 J = 1 N/m^2 (Sistema Internacional de Unidades).

É comum, principalmente em referência aos alimentos*, ouvirmos o termo caloria como sinônimo de quilocaloria, por exemplo:

"Um copo de refrigerante tem 200 calorias"; na realidade tem 200 000 calorias ou 200 kcal. De qualquer forma, essa confusão tende a acabar, pois as embalagens dos produtos alimentícios trazem atualmente o conteúdo energético de seus produtos expressos em kcal ou kJ.

* O mesmo ocorre em relação a exercícios físicos. Quando se diz, por exemplo, que é possível queimar até "600 calorias" em uma hora de natação (treinamento intenso), na realidade a queima é de "600 kcal". Colocamos o valor tabelado entre aspas porque ele indica apenas uma média. A absorção e a queima de energia pelo organismo pode variar bastante de indivíduo para indivíduo, levando-se em conta fatores como idade, sexo, massa corporal, relação entre massa muscular e gordura corporal, etc.

Como se determina o valor calórico de um alimento?

Toda a energia presente nos vegetais, que são a base da cadeia alimentar, provém do Sol, e é armazenada nas ligações químicas das moléculas de amido e celulose, formadas durante o processo de fotossíntese.

Essa energia é transferida para o animais pela cadeia alimentar, ou seja, toda energia que obtemos provém dos alimentos que ingerimos.

Quando nos alimentamos, as moléculas presentes nos alimentos são metabolizadas (queimadas) pelo nosso organismo para liberar (fornecer) essa energia que é utilizada para a manutenção dos processos vitais.

O metabolismo dessas moléculas ocorre conforme a necessidade de energia do organismo. Nos animais, quando o consumo de energia é maior do que o gasto, o excesso é armazenado na forma de moléculas de gordura. As moléculas que ao serem metabolizadas liberam energia são: carboidratos, proteínas, óleos e gorduras. Observe o quadro a seguir, que mostra onde essas substâncias são encontradas e como agem no organismo:

Uma tabela completa de composição dos alimentos pode ser encontrada em: <www.unifesp.br/dis/servicos/nutri/>. Acesso em: 11 fev. 2013.

A composição dos alimentos na página 137 foi estimada com base nessa tabela. Note que as porcentagens somadas nunca atingem 100% porque os alimentos não são compostos apenas por esses nutrientes, mas também por água e sais minerais.

Substância	Energia fornecida/ kcal/g	Fonte	Ação no organismo
Carboidratos ou glicídios  Denis Larkin/Shutterstock/ Glow Images	4,02 ou ≃ 4,0	Massas, pães e alimentos ricos em amido (arroz, milho, batata) e em açúcar (frutas, principalmente frutas secas e doces).	Os carboidratos são a fonte de energia mais facilmente aproveitada pelo organismo. A glicose é indispensável para manter a integridade funcional do tecido nervoso e é uma importante fonte de energia para o cérebro. São necessários para o metabolismo normal das gorduras.
Proteínas ou protídios  Paul Binet/Shutterstock/ Glow Images	5,2 ou, no final da queima, ≃ 4,0.	Carnes, peixes, ovos e leguminosas (feijão, soja, lentilha, etc.).	Desempenham um papel estrutural, ou seja, são responsáveis pelo desenvolvimento da estrutura do organismo. Como o organismo gasta mais energia para queimar 1 g de proteína do que para queimar 1 g de carboidrato, no final, o saldo de energia para o organismo é o mesmo: ≃ 4,0 kcal/g de proteína metabolizada.
Gorduras e óleos ou lipídios  Luiz Rocha/Shutterstock/ Glow Images	8,98 ou ≃ 9,0	Óleos, azeites, manteiga, margarina, maionese, abacate, coco, chocolate e oleaginosas (amendoim, nozes, etc.).	Ajuda a manter os órgãos e os nervos no lugar, protegendo-os contra choques e lesões traumáticas. A camada subcutânea de gordura isola o organismo, preservando o calor do corpo e mantendo a temperatura constante.

Mas como se chegou a esses valores, ou seja, como se sabe que 1 g de carboidrato fornece 4,02 kcal, 1 g de proteína fornece 5,2 kcal e 1 g de gordura fornece 8,98 kcal?

Esses valores foram determinados experimentalmente em um aparelho denominado calorímetro bomba.

Calorímetro bomba

O calorímetro bomba é um aparelho no qual é feita a combustão da substância que se quer estudar e a medida da quantidade de calor que essa substância libera quando é queimada.

A medida de calor da reação é feita pela variação da temperatura, Δt, da água que circunda a "bomba", ou seja, o recipiente onde ocorre a combustão. A temperatura da água é medida antes de a reação ter início ($t_{inicial}$) e depois que ela se completa (t_{final}):

$$\Delta t = t_{final} - t_{inicial}$$

Da Física, sabemos que a quantidade de calor, Q, cedida ou recebida por um corpo depende da massa, m, da variação de temperatura, Δt, e do calor específico do material que o constitui, c (valor tabelado, determinado experimentalmente).

$$Q = m \cdot c \cdot \Delta t$$

O calor específico, c, é definido como a quantidade de calor que temos de fornecer ou retirar de um grama de substância para que varie sua temperatura em 1 °C. A água, por exemplo, apresenta calor específico igual a 1 cal/g · °C. Abaixo, temos calor específico de outras substâncias:

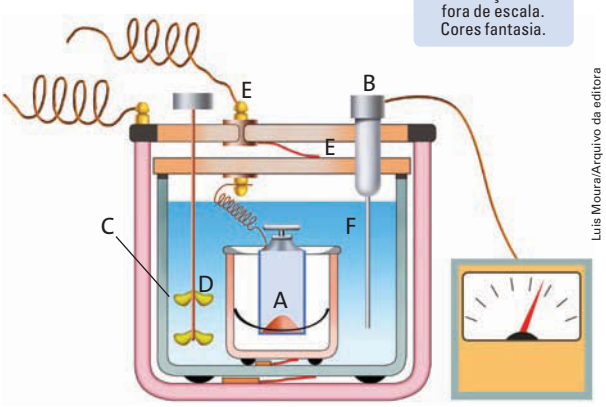
Substância	Calor específico/cal/g · °C
Água	1,0
Álcool	0,6
Alumínio	0,22
Ar	0,24
Cobre	0,091
Ferro	0,11

Disponível em: <http://fep.if.usp.br/~profis/experimentando/diurno/downloads/Tabela%20de%20Calor%20Especifico%20de%20Varias%20Substancias.pdf>. Acesso em: 6 mar. 2013.

O valor encontrado para o calor liberado (reações de combustão sempre liberam calor) é proporcional à massa da substância que reagiu; portanto, sabendo-se a massa da substância colocada no calorímetro, com uma simples "regra de três", o químico pode calcular o calor liberado por uma massa igual à massa molar da substância.

A seguir, encontra-se uma ilustração do calorímetro bomba.

A ilustração está fora de escala. Cores fantasia.



Luis Moura/Arquivo da editora

A: Câmara de reação.
B: Termômetro de resistência.
C: Vaso calorimétrico.
D: Agitador.
E: Contatos elétricos.
F: Água.

A reação química no calorímetro bomba ocorre em **recipiente fechado**, isto é, a volume constante. Assim, o valor obtido para o calor liberado, Q_v, é um calor trocado a **volume constante**. A partir de alguns cálculos que envolvem inclusive a equação de Clapeyron e a constante universal dos gases, R, o químico encontra o valor teórico do calor trocado a pressão constante, Q_p.

Isso é importante porque a maioria das reações químicas ocorre em recipientes abertos, ou seja, a pressão constante.

O calor trocado à pressão constante, Q_p, é igual à variação de entalpia, ΔH, da reação. A entalpia representa a quantidade de calor de um sistema.

$$\Delta H = Q_p$$

Não existe uma maneira de se determinar experimentalmente a entalpia inicial, $H_{reagentes}$ ou H_r, e a entalpia final, $H_{produtos}$ ou H_p. O que podemos determinar, utilizando calorímetros, é a variação de entalpia, ΔH, da reação.

$$\Delta H = H_{final} - H_{inicial} \therefore \Delta H = H_{produtos} - H_{reagentes}$$

O valor de ΔH pode ser negativo ou positivo, conforme a reação se realize respectivamente com liberação ou absorção de calor.

Como o organismo utiliza a energia dos alimentos?

Mesmo quando estamos com a saúde plena e em absoluto repouso, nosso organismo gasta energia para manter nossas funções vitais, como a temperatura corporal constante, a respiração, o coração batendo, sangue circulando, rins trabalhando, fígado metabolizando alimentos, etc. Esse estado é denominado metabolismo basal.

Situações como doenças, sustos, estudo, trabalho, prática de exercícios físicos, etc. levam o organismo a consumir mais energia, acima do requerido pelo metabolismo basal. A soma da atividade metabólica nessas situações mais o metabolismo basal é chamado de taxa metabólica e representa as necessidades calóricas do organismo de cada indivíduo.

As embalagens de alimentos fornecem uma **média** das necessidades calóricas da população em geral, ou seja, tal alimento fornece determinada porcentagem de nutriente que supre uma porcentagem do conteúdo calórico "para uma dieta de 2 000 kcal" ou "2 500 kcal". Sua necessidade calórica, porém, pode ser maior ou menor do que isso.

E como a necessidade calórica varia de pessoa para pessoa, o ideal é que ela seja calculada por um médico ou nutricionista.

O cálculo da necessidade calórica leva em conta, além do metabolismo basal (que chega a representar 70% dos gastos calóricos do organismo em condições normais), o grau de atividade física e fatores como idade, sexo, massa corpórea, altura, relação entre massa muscular e gordura corporal, etc.

Questões

ATENÇÃO! Não escreva no seu livro!

1. (UFG-GO) De acordo com uma reportagem da revista *Superinteressante* (out. 2009, p. 32), certos alimentos podem ter menos calorias do que se imagina. Isto ocorre devido ao organismo não conseguir absorver toda a energia contida na comida, pois gasta parte dessa energia para fazer a digestão da própria comida. Este estudo propiciou um novo método de contar as calorias dos alimentos.
A tabela abaixo apresenta a quantidade de calorias de alguns alimentos, calculadas pelo método tradicional e pelo novo método, e também a redução percentual dessa quantidade quando o novo método é utilizado.

Alimento	Método tradicional	Novo método	Redução
Feijão (1 concha)	68 kcal	45 kcal	34%
Arroz branco (4 colheres de sopa)	155 kcal	140 kcal	10%
Batatas fritas (2,5 colheres de sopa)	308 kcal	270 kcal	13%
Contrafilé grelhado (64 g)	147 kcal	127 kcal	14%

De acordo com essas informações, em uma refeição contendo uma concha de feijão, 4 colheres de sopa de arroz branco, 2,5 colheres de sopa de batatas fritas e 64 g de contrafilé grelhado, a redução na quantidade de calorias calculadas pelo novo método, em relação ao método tradicional, é de aproximadamente:

X a) 14% b) 18% c) 29% d) 34% e) 71%

2. (Unicamp-SP) Os alimentos, além de nos fornecerem as substâncias constituintes do organismo, são também fontes de energia necessária para nossas atividades.
Podemos comparar o balanço energético de um indivíduo após um dia de atividades da mesma forma que comparamos os estados final e inicial de qualquer processo químico. O gasto total de energia (em kJ) por um indivíduo pode ser considerado como a soma de três usos corporais de energia:

1. gasto metabólico de repouso (4,2 kJ/kg por hora).

2. gasto energético para digestão e absorção dos alimentos, correspondente a 10% da energia dos alimentos ingeridos.

3. atividade física, que para uma atividade moderada representa 40% do gasto metabólico de repouso.

a) Qual seria o gasto energético total de um indivíduo com massa corporal de 60 kg, com atividade moderada e que ingere o equivalente a 7 600 kJ por dia?

b) Considerando-se que 450 g de massa corporal correspondem a aproximadamente 15 000 kJ, qual é o ganho (ou perda) deste indivíduo por dia, em gramas?

2 Calor envolvido nas reações químicas

Uma reação química pode ser classificada de acordo com a liberação ou absorção de energia na forma de calor. Reações que liberam calor são classificadas como exotérmicas, e reações que absorvem calor são classificadas como endotérmicas.

Reações exotérmicas



Digital Vision/Getty Images

Queima de gases. A combustão é um exemplo de reação exotérmica.

O prefixo **exo** significa "para fora". Assim, podemos definir: reações exotérmicas são aquelas que liberam energia na forma de calor.

O esquema geral de uma reação exotérmica pode ser escrito da maneira a seguir, em que A, B, C e D representam substâncias genéricas:

$$\underbrace{A + B}_{H_r} \longrightarrow \underbrace{C + D}_{H_p} + \text{calor}$$

H_r: entalpia dos reagentes; H_p: entalpia dos produtos

Com base na lei da conservação da energia, podemos afirmar que: "A energia total dos reagentes é igual à energia total dos produtos"; portanto, numa reação exotérmica, a entalpia dos produtos é menor que a entalpia dos reagentes, pois uma parte da energia que estava "contida" nos reagentes foi liberada na forma de calor, quando eles se transformaram em produtos.

Reação exotérmica: $H_{reagentes} > H_{produtos}$

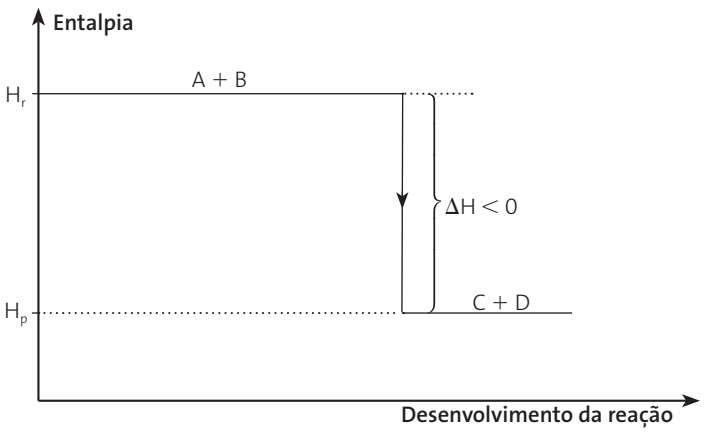
Sendo, $\Delta H = H_{produtos} - H_{reagentes}$, concluímos que: $\Delta H < 0$.

> Reações exotérmicas são aquelas que liberam calor e possuem a entalpia dos reagentes maior que a entalpia dos produtos, $H_r > H_p$, e, consequentemente, apresentam ΔH negativo.

Por isso, é mais comum representarmos uma equação química de reação exotérmica apenas fornecendo o valor de seu ΔH:

$A + B \longrightarrow C + D \qquad \Delta H = -x$ kcal/mol

Se representarmos uma reação exotérmica genérica em um gráfico da entalpia em função do desenvolvimento da reação, teremos:



Note que o valor de ΔH normalmente é expresso em kcal/mol (ou kJ/mol) em relação a algum reagente ou produto formado.

Exemplo: combustão do gás hidrogênio.

$1\,H_2(g) + \frac{1}{2}\,O_2(g) \longrightarrow 1\,H_2O(\ell)$

$\Delta H = -68{,}3$ kcal/mol de H_2 que reage.

Por que os gases liberados na queima de combustíveis fósseis são quentes?

Todas as reações de combustão são exotérmicas, por isso utilizamos a queima dos derivados de petróleo para obter energia, que pode tanto ser utilizada no aquecimento de um ambiente como para movimentar uma máquina ou veículo. É justamente a energia liberada na queima da gasolina, por exemplo, que movimenta os componentes do motor a explosão (de veículos a gasolina).

Como essas reações liberam calor, é normal que os produtos gasosos estejam "quentes" no momento em que são formados.



Dennis Rivera/Associated Press/Glow Images

Incêndio em uma refinaria de petróleo, em Porto Rico, ocorrido em 24 de outubro de 2009.

Reações endotérmicas

O prefixo **endo** significa 'para dentro'. Logo, reações endotérmicas são aquelas que absorvem energia na forma de calor.

O esquema geral de uma reação endotérmica pode ser escrito da maneira a seguir, em que A, B, C e D representam substâncias genéricas:

$$\underbrace{A + B}_{H_r} + \text{calor} \longrightarrow \underbrace{C + D}_{H_p}$$

entalpia dos reagentes — entalpia dos produtos

Uma vez que a energia total se conserva dos reagentes para os produtos em qualquer reação química, podemos afirmar que, numa reação endotérmica, a entalpia dos produtos é maior que a entalpia dos reagentes, pois uma quantidade de energia foi absorvida na forma de calor pelos reagentes, durante a reação, ficando "contida" nos produtos.

Reação endotérmica: $H_{reagentes} > H_{produtos}$

Sendo $\Delta H = H_{produtos} - H_{reagentes}$, concluímos que: $\Delta H > 0$.

> Reações endotérmicas são aquelas que absorvem calor e possuem a entalpia dos reagentes menor que a entalpia dos produtos, $H_r < H_p$, e, consequentemente, apresentam ΔH positivo.

Por isso, é mais comum representarmos uma equação química de reação endotérmica, apenas fornecendo o valor de seu ΔH:

$$A + B \longrightarrow C + D \qquad \Delta H = +x \text{ kcal/mol}$$

"Um dos métodos para o aproveitamento da energia solar no aquecimento das casas emprega sulfato de sódio decaidratado. Durante o dia, a energia solar produz a seguinte reação:

$$1\,Na_2SO_4 \cdot 10\,H_2O(s) \longrightarrow 1\,Na_2SO_4(s) + 10\,H_2O(\ell) \qquad \Delta H = +19{,}6 \text{ kcal}$$

Durante a noite, quando a temperatura cai abaixo de 32 °C, a reação inversa ocorre, e o calor liberado é distribuído para o interior da casa.

$$1\,Na_2SO_4(s) + 10\,H_2O(\ell) \longrightarrow 1\,Na_2SO_4 \cdot 10\,H_2O(s) \qquad \Delta H = -19{,}6 \text{ kcal}"$$

Fonte: Universidade Estadual do Paraná.

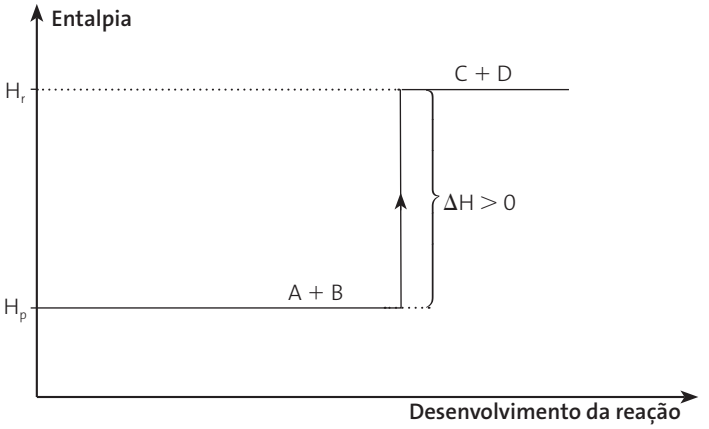
O valor de ΔH normalmente é expresso em kcal/mol (ou kJ/mol) em relação a algum reagente ou produto formado.

Exemplo: síntese do iodeto de hidrogênio

$1\,H_2(g) + 1\,I_2(g) \longrightarrow 2\,HI(g)$

$\Delta H = +25{,}96$ kJ/mol de HI formado

Se representarmos uma reação endotérmica genérica em um gráfico da entalpia em função do desenvolvimento da reação, teremos:



Questões

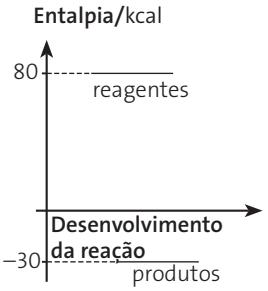
3. Construa um gráfico com os dados fornecidos nos itens a seguir e indique se a reação é endotérmica ou exotérmica. Calcule o ΔH da reação.

a) Entalpia dos reagentes: +10 kcal; entalpia dos produtos: +25 kcal.

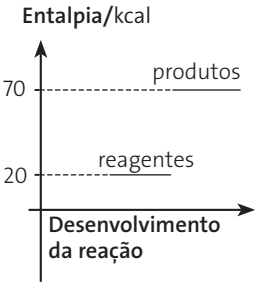
b) Entalpia dos reagentes: +80 kcal; entalpia dos produtos: +15 kcal.

4. Dados os gráficos abaixo, indique o tipo de reação que eles representam – exotérmica ou endotérmica – e calcule o ΔH em cada caso.

a) Gráfico 1



b) Gráfico 2



5. (UFMT) Nas reações químicas, a quantidade de calor liberada ou absorvida pela transformação é denominada calor de reação. Se uma reação é:

V (0) exotérmica, o sistema perde calor e a vizinhança ganha a mesma quantidade perdida pelo sistema.

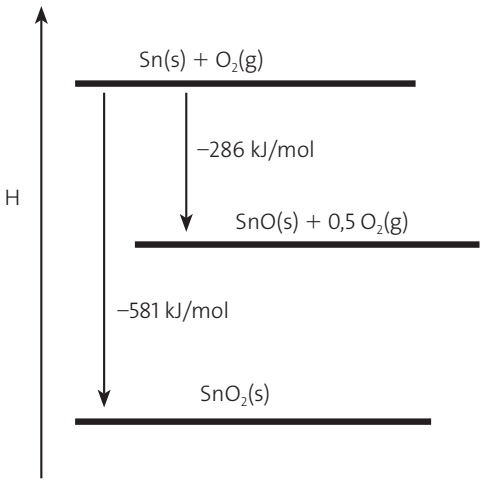
V (1) endotérmica, o sistema ganha calor e a vizinhança perde a mesma quantidade recebida pelo sistema.

V (2) exotérmica, sua entalpia final é menor que sua entalpia inicial, logo sua variação de entalpia, ΔH, é menor que zero.

V (3) endotérmica, sua entalpia final é maior que sua entalpia inicial, logo sua variação de entalpia, ΔH, é maior que zero.

Aponte a(s) alternativa(s) correta(s).

6. (Unicamp-SP) As variações de entalpia (ΔH) do oxigênio, do estanho e dos seus óxidos, a 298 K e 1 bar, estão representadas no diagrama abaixo.



Assim, a formação do SnO(s), a partir dos elementos, corresponde a uma variação de entalpia de –286 kJ/mol.

a) Calcule a variação de entalpia, ΔH_1, correspondente à decomposição do $SnO_2(s)$ nos respectivos elementos, a 298 K e 1 bar.

b) Escreva a equação química e calcule a respectiva variação de entalpia, ΔH_2, da reação entre o óxido de estanho II e o oxigênio, produzindo o óxido de estanho IV, a 298 K e 1 bar.

7. Classifique as reações em exotérmicas ou endotérmicas.

a) $2\,H_2(g) + 1\,O_2(g) \longrightarrow 2\,H_2O(\ell) + 136{,}6$ kcal

b) $4\,C_{(grafita)} + 1\,S_{8(rômbico)} \longrightarrow 4\,CS_2(\ell) - 104{,}4$ kcal

c) $1\,H_2(g) + 1\,Cl_2(g) - 44{,}2$ kcal $\longrightarrow 2\,HCl(g)$

d) $1\,H_2(g) + 1\,I_2(g) + 12{,}4$ kcal $\longrightarrow 2\,HI(g)$

Estequiometria aplicada a equações termoquímicas

O valor do ΔH de uma reação varia em função de alguns fatores, por exemplo: temperatura em que ocorre a reação, pressão (quando a reação envolve substâncias gasosas), estado de agregação de reagentes e produtos, variedade alotrópica de reagentes e produtos, entre outros. Por isso, quando escrevemos uma equação termoquímica precisamos fornecer as seguintes informações:

- Substâncias que reagem e que são produzidas, com os respectivos coeficientes (da equação balanceada).
- Temperatura e pressão nas quais ocorreu a reação.

Em Termoquímica, a menos que se faça alguma ressalva, os valores de ΔH fornecidos são medidos em condições-padrão, que são as seguintes:

> Condições-padrão: pressão = 1 atmosfera e temperatura = 25 °C ou 298 K

Não confunda condições-padrão (1 atm e 25 °C) com condições normais de temperatura e pressão, CNTP (1 atm e 0 °C).

- Fase de agregação (sólida, líquida ou gasosa) em que se encontra cada substância participante da reação.

Os valores de ΔH fornecidos para substâncias em condições-padrão indicam que elas se encontram no estado de agregação comum a 25 °C e 1 atm.

Exemplo: o bromo é líquido a 25 °C e 1 atm; logo, em **condições-padrão**, trabalha-se com o bromo no estado líquido e não nos estados sólido ou gasoso.

Considerando as substâncias simples formadas pelos elementos da tabela periódica, temos:
- São gasosas em condições-padrão: N_2, O_2, F_2, $C\ell_2$, He, Ne, Ar, Kr, Xe e Rn.
- São líquidas em condições-padrão: Br_2 e Hg.
- São sólidas em condições-padrão: todas as demais.

- Variedade alotrópica de cada substância simples que participa da reação (no caso de ocorrer alotropia).

Os valores de ΔH fornecidos para substâncias em condições-padrão indicam que elas se encontram na **forma alotrópica mais estável.**

Exemplo: o enxofre rômbico é mais estável que o enxofre monoclínico, portanto, em condições-padrão, trabalha-se com o enxofre rômbico.

Lembre-se de que alotropia é a propriedade que certos elementos químicos apresentam de formar substâncias simples diferentes, como O_2 e O_3 que apresentam diferente atomicidade, ou C(grafita) e C(diamante), que possuem diferente estrutura cristalina.

- Valor de ΔH, ou seja, a quantidade de calor que foi liberada ou absorvida durante a reação. Em condições-padrão, o valor de ΔH é tabelado para várias reações e também muitas vezes pode ser calculado teoricamente, como veremos no próximo capítulo. Pelo sinal de ΔH sabemos se a reação é exotérmica (libera calor) ou endotérmica (absorve calor).
- Quantidade de calor liberada ou absorvida numa reação química é proporcional aos coeficientes das substâncias participantes na equação balanceada e, portanto, pode ser calculada em relação à quantidade de matéria, ao número de moléculas, à massa ou ao volume de reagentes e produtos.

Considere o seguinte exemplo:

- Sabendo que o valor da variação de entalpia da reação de combustão do álcool etílico é igual a –1366,1 kJ/mol, calcule a quantidade de calor liberada na combustão total de 5 mol dessa substância.

Resolução:

$1\ C_2H_6O(\ell) + 3\ O_2(g) \longrightarrow 2\ CO_2(g) + 3\ H_2O(v) \quad \Delta H = -1366{,}1\ kJ/mol$

1 mol de $C_2H_6O\ (\ell)$ _____ 1366,1 kJ

5 mol de $C_2H_6O\ (\ell)$ _____ x

$$x = \frac{5 \cdot 1366{,}1}{1} \Rightarrow x = 6830{,}5\ kJ$$

São liberados 6 830,5 kJ de energia na queima completa de 5 mol de álcool etílico.

Lembre-se de que:

1 mol ⇔ $6 \cdot 10^{23}$ moléculas* ⇔ massa molar em g/mol ⇔ 22,4 L (nas CNTP)

*Valor aproximado

Trocas de calor nas mudanças de estado de agregação

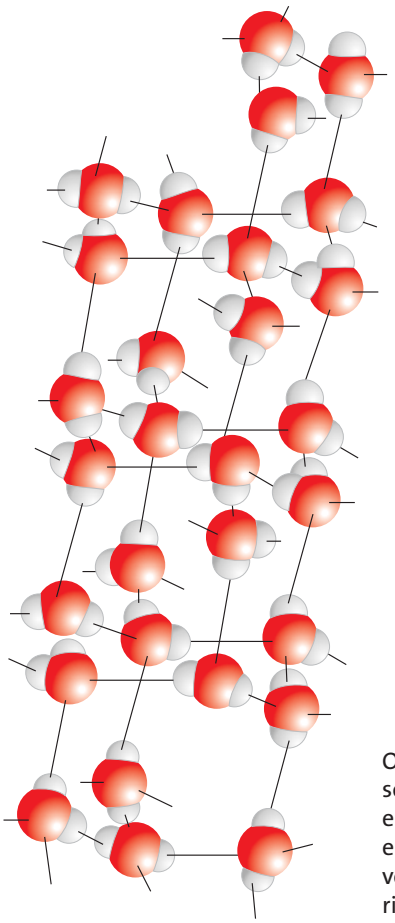
As ilustrações estão fora de escala. Cores fantasia.

O que ocorre fisicamente com um corpo ou sistema que absorve calor? A energia mecânica total das partículas desse corpo (átomos, íons, moléculas) aumentará de uma das seguintes maneiras:

- aumentando a energia cinética média das partículas, ou
- aumentando a energia potencial média das partículas, ou
- aumentando simultaneamente as energias cinética e potencial médias das partículas.

Como visto no Volume 1, durante uma mudança no estado de agregação, a temperatura do sistema não é alterada, pois toda a energia recebida é direcionada para a mudança de estado, não havendo alteração na energia cinética (temperatura) do sistema.

Por exemplo, a água entra em fusão à temperatura de 0 °C, sob pressão de 1 atm. Um fornecimento adicional de calor à água em fusão não provoca aumento de temperatura porque o calor absorvido é totalmente utilizado para romper as ligações de hidrogênio que mantinham as moléculas unidas na fase sólida.



oxigênio

hidrogênio

O arranjo hexagonal das moléculas de água na fase sólida, feito pelas ligações de hidrogênio, segue uma estrutura rígida que faz essas moléculas ocuparem um espaço bem maior (menos moléculas por unidade de volume) do que ocupariam na fase líquida, livres de tal rigidez. Por esse motivo, o gelo flutua na água.

Esse processo aumenta apenas a energia potencial das moléculas de água, enquanto a energia cinética média dessas moléculas (e, portanto, a temperatura) permanece constante.

O calor envolvido na mudança de fase de uma substância é denominado calor latente, L, e depende da massa, m, da substância e da fase de agregação para a qual ela vai mudar.

Para a água, por exemplo, temos:

- Calor latente de fusão: 79 cal · g^{-1} ou 0,33 kJ · g^{-1} ou $1{,}428 \cdot 10^3$ cal/mol ou 5,98 kJ/mol.
- Calor latente de vaporização: 539 cal · g^{-1} ou 2,26 kJ · g^{-1} ou $9{,}697 \cdot 10^3$ cal/mol ou 40,6 kJ/mol.

A quantidade de calor latente, Q, é calculada pela equação:

$$Q = m \cdot L$$

Note, então, que a quantidade de calor total de um corpo é calculada por:

$$Q = m \cdot c \cdot \Delta t + m \cdot L$$

Caso o corpo (sistema) libere energia na forma de calor em vez de absorvê-la, de tal modo que a energia cinética média de suas partículas diminua, então sua temperatura vai diminuir.

Uma aplicação prática para a troca de calor relacionada às mudanças de estado de agregação das substâncias é a que ocorre nos **refrigeradores domésticos**.

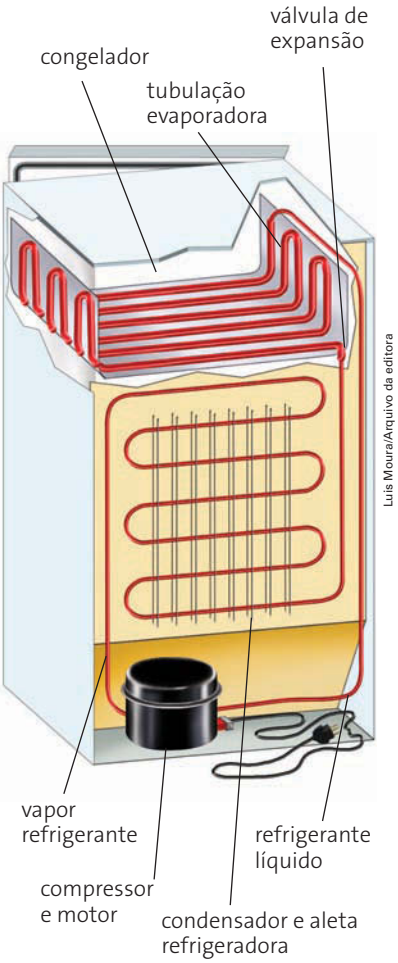
Você já parou para pensar em como esse eletrodoméstico funciona? Como ele faz para "tirar" calor dos alimentos e bebidas guardados em seu interior?

O refrigerador possui um sistema de refrigeração a volume constante (localizado na parte de trás do aparelho) e a refrigeração no interior do aparelho se dá pelo princípio de absorção e liberação de energia que ocorre nas mudanças de estado da matéria de líquida para vapor (vaporização do líquido) e de gasosa para líquida (condensação do vapor).

O processo é, em resumo, o seguinte: um cano que fica no congelador contém um líquido (normalmente o tetrafluoretano, R134a, cuja fórmula química é CF_3CH_2F) que evapora absorvendo o calor do interior da geladeira, pois a passagem de líquido para vapor ocorre com absorção de calor. Ao passar por um compressor, o vapor torna-se líquido novamente, liberando o calor para o meio ambiente ao circular pela tubulação da parte de trás da geladeira, pois a passagem de vapor para líquido ocorre com liberação de calor.

Você já viu alguém tentando secar roupa pendurando-a na parte de trás do refrigerador? Não é uma boa ideia. A roupa seca, mas o sistema de refrigeração, cuja função é retirar o calor da geladeira e dispersá-lo no meio ambiente, fica sobrecarregado e pode quebrar. É importante ainda lembrar-se de deixar um espaço entre a geladeira e a parede, pois dessa forma a dispersão do calor será otimizada.

Também é possível fazer um experimento bem simples para observar como ocorre a transferência de calor entre os corpos. Vamos tentar?



Luis Moura/Arquivo da editora

Esquema de funcionamento de um refrigerador.

EXPERIMENTO

Calor e trabalho

O que acontece se colocarmos um copo de papel ou um balão de aniversário sobre a chama de uma vela? Você não precisa fazer esse experimento para saber que o copo de papel vai pegar fogo e o balão vai estourar. Mas e se o copo de papel ou o balão tiverem água em seu interior? O que vai ocorrer?

Como esse experimento envolve a manipulação de fogo e isso sempre é muito perigoso, o ideal é que o professor faça a demonstração.

Você deve observar atentamente e propor uma explicação para o que acontece.

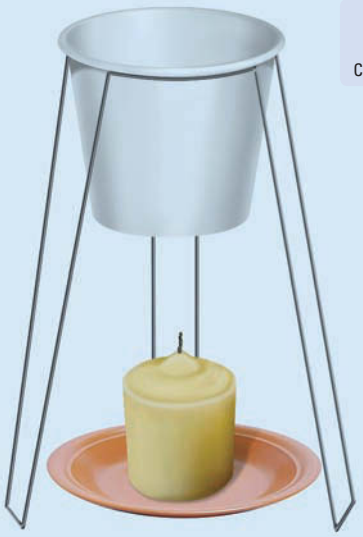
Material necessário

- Copo de papel
- Balão (bexiga) de aniversário feito de látex
- 1 metro de fio de arame grosso
- Água
- Uma vela e uma caixa de fósforo

Como fazer

Entorte o arame grosso, de modo que forme um suporte para o copo de papel com altura um pouco maior que a da vela a ser utilizada, com cerca de 20 cm (veja a ilustração a seguir).

A ilustração está fora de escala. Cores fantasia.



Luis Moura/Arquivo da editora

No laboratório é possível fazer a montagem indicada com suporte universal, anel de ferro e bico de Bunsen.

Coloque água no copo até aproximadamente 1/3 de sua capacidade e posicione o copo no suporte. Acenda a vela, coloque sob o suporte e observe o aquecimento. O que ocorre?

Agora, coloque um pouco de água no interior do balão de aniversário, infle o balão e amarre a extremidade. Acenda um palito de fósforo e coloque a chama diretamente sob a parte do balão em que a água se acumulou.



Eduardo Santaliestra/Arquivo da editora

Chama colocada diretamente sob a parte do balão com acúmulo de água.

O que você observa? (Tome o cuidado de não aquecer o balão por muito tempo porque, como se trata de um "sistema fechado" – desconsiderando-se os poros do látex – e como a temperatura é diretamente proporcional à pressão, o balão pode estourar com o aquecimento prolongado.)

CUIDADO! Responsabilidade é tudo!

Dica de segurança

O experimento deve ser feito somente pelo professor, tomando extremo cuidado com a chama e certificando-se de que não há materiais inflamáveis por perto. Os alunos devem se manter afastados fazendo observações e anotações.

Investigue

1. O copo de papel com água queima ao ser colocado sobre a chama da vela? Por quê?
2. Em que momento você acredita que o copo de papel começará a queimar? Por quê?
3. O balão de aniversário com água estoura quando aproximamos o palito de fósforo da região em que a água se acumulou? Por quê?

CURIOSIDADE

Embalagens que aquecem ou que resfriam

Em casas de artigos esportivos, é possível encontrar sacos plásticos que, ao serem ativados, liberam calor (esse tipo de produto é utilizado em acampamento e alpinismo para aquecer as mãos ou fazer compressas quentes em uma eventual contusão).

O calor obtido provém de uma reação química, como a reação de oxirredução da limalha de ferro na presença de cloreto de sódio e uma pequena quantidade de água.

$4\ Fe(s) + 3\ O_2(g) \longrightarrow 2\ Fe_2O_3(s)$

$\Delta H = -196{,}5$ kcal/mol de $Fe_2O_3(s)$

A formação do óxido de ferro III, $Fe_2O_3(s)$, ocorre quando o ferro metálico, Fe(s), que possui NOX zero, sofre oxidação, passando a cátion Fe^{3+}, e o oxigênio molecular, $O_2(g)$, que também possui NOX zero, sofre redução, formando o ânion óxido, O^{2-}.

O cloreto de sódio, NaCℓ(aq), funciona como um eletrólito (condutor de eletricidade, no qual o transporte de carga se realiza por meio de íons), catalisando a reação.

Observe que, como há mais ferro do que oxigênio no interior do saco plástico, o oxigênio é consumido primeiro. Para reiniciar a reação, basta deixar entrar mais ar.

Também há no mercado produtos que atuam de maneira oposta, isto é, que absorvem calor do meio ambiente e são indicados, por exemplo, para compressas frias. Um desses produtos baseia-se na dissolução do nitrato de amônio, $NH_4NO_3(s)$, em água.

$NH_4NO_3(s) \longrightarrow NH_4^{1+}(aq) + NO_3^{1-}(aq)$

$\Delta H = +6{,}14$ kcal/mol de $NH_4NO_3(s)$ dissolvido em água

Numa embalagem plástica, um pequeno invólucro selado contendo nitrato de amônio é colocado num outro recipiente contendo água. Rasgando-se o invólucro que contém o sal, a embalagem é ativada e as substâncias misturam-se. A hidratação do cátion amônio e do ânion nitrato ocorre com absorção de calor da vizinhança e a temperatura ao redor diminui.

A ideia de usar as propriedades químicas e físicas das substâncias para obter ou retirar calor do meio ambiente também está sendo utilizada para aquecer ou resfriar latas de bebidas e alimentos. Em supermercados europeus e americanos é possível encontrar latas capazes de aquecer o seu conteúdo – café com leite, sopa – sem a necessidade de qualquer fonte de calor externa, batizadas de *Hot when you want* (Quente quando você quer).

A lata que aquece funciona da seguinte forma: por fora, não difere em nada das demais existentes no mercado, mas por dentro possui um compartimento interno com cal, CaO(s), e água.

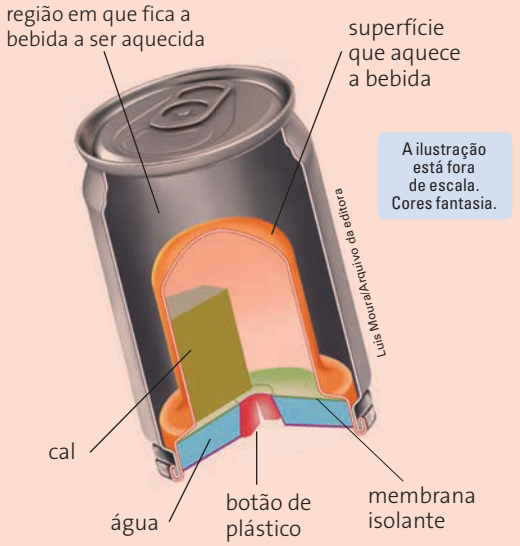


Ilustração esquemática de uma lata *Hot when you want*.

Ao pressionar um botão na base, as duas substâncias se misturam, gerando energia suficiente para elevar a temperatura do conteúdo interno para aproximadamente 60 °C em três minutos.

$CaO(s) + H_2O(\ell) \longrightarrow Ca(OH)_2(aq)$

$\Delta H = -235{,}96$ kcal/mol de $Ca(OH)_2(aq)$ formado

A primeira versão das latas autoaquecidas foi utilizada pelo exército britânico na Segunda Guerra Mundial. Outras vieram depois, mas não tiveram sucesso.

Também há várias patentes e tecnologias desenvolvidas para resfriar o conteúdo das latas, nenhuma disponível no mercado até o momento.

Um projeto desenvolvido pelo sul-coreano Suh Won-Gil e divulgado em 2002, baseia-se na expansão do gás carbônico, $CO_2(g)$, e, segundo seu inventor, por esse sistema é possível diminuir a temperatura da bebida no interior da lata de 30 °C para até 4 °C em apenas 15 segundos.

A ilustração está fora de escala. Cores fantasia.



Luis Moura/Arquivo da editora

Ilustração esquemática de um projeto de lata para resfriamento de conteúdo.

Do lado de fora, a latinha autorrefrigerante é igual a qualquer outra, com as mesmas dimensões e material. Dentro, existe uma serpentina oca de metal toda preenchida com gás carbônico (veja ilustração ao lado).

Sua parte superior fica ligada ao anel usado para abrir a lata. Uma vez aberta, o gás é liberado. Ao ser expelido bruscamente, esfria a serpentina de tal forma que a bebida em contato com ela também fica gelada. Esse é o método de resfriamento mais utilizado industrialmente (por ser o mais econômico) e se baseia na denominada expansão isoentálpica do princípio de Joule-Thompson:

> Se um gás real for submetido à compressão, sofrerá aquecimento, e se for submetido à expansão, sofrerá resfriamento.

Observe que, para baixar repentinamente a temperatura, é necessário que o gás (ou a mistura de gases) se expanda rapidamente (apresente uma queda brusca de pressão).

Questões

8. (Facimpa-MG) Assinale a alternativa correta. Aparentemente, cada grama de álcool etílico ingerido por uma pessoa fornece sete quilocalorias ao organismo humano, dando energia e reduzindo a fome. Essa, no entanto, é uma energia aparente, pois não contém as vitaminas e os aminoácidos necessários ao organismo, e este fato leva os alcoólatras a um estado de deficiência nutricional múltipla. Supondo que um ser necessite, por dia, de 3 500 kcal de energia para se manter, o volume em mL de álcool a ser ingerido por essa pessoa necessita ser de:
Dado: densidade do álcool etílico = 0,8 g/mL.
X a) 625. b) 0,002. c) 500. d) 350. e) 24 500.

9. (Unip-SP) O calor de combustão do acetileno com oxigênio do ar é 310 kcal/mol. A vaporização da água líquida consome aproximadamente 10 kcal/mol. Quantos mols de acetileno, $C_2H_2(g)$, devem ser queimados para produzir calor suficiente para evaporar 360 g de água líquida?
a) 0,500 X b) 0,645 c) 1,30 d) 2,50 e) 2,84

10. Na transformação alotrópica que ocorre no aparelho comercialmente conhecido como ozonizador tem-se:

$$3\,O_2(g) \longrightarrow 2\,O_3(g) \qquad \Delta H = +68 \text{ kcal}$$

Tal reação é endotérmica ou exotérmica? Qual é a quantidade de calor envolvida na transformação de 1 grama de $O_2(g)$ em $O_3(g)$?

11. (UEL-PR) As bolsas térmicas consistem, geralmente, de dois invólucros selados e separados, onde são armazenadas diferentes substâncias químicas.
Quando a camada que separa os dois invólucros é rompida, as substâncias neles contidas misturam-se e ocorre o aquecimento ou resfriamento.
A seguir estão representadas algumas reações químicas que ocorrem após o rompimento da camada que separa os invólucros com seus respectivos ΔH^0.
Analise as reações que ocorrem e os valores correspondentes de ΔH^0 e assinale a alternativa que correlaciona, adequadamente, as reações com as bolsas térmicas quentes ou frias.

I. $CaO(s) + SiO_2(s) \longrightarrow CaSiO_3(s) \quad \Delta H^0 = -89{,}5$ kJ/mol

II. $NH_4NO_3(s) + H_2O(\ell) \longrightarrow NH_4^{1+}(aq) + NO_3^{1-}(aq) \quad \Delta H^0 = +25{,}69$ kJ/mol

III. $CaC\ell_2(s) + H_2O(\ell) \longrightarrow Ca^{2+}(aq) + 2\,C\ell^{1-}(aq) \quad \Delta H^0 = -82{,}80$ kJ/mol

a) I. fria, II. quente, III. fria
X b) I. quente, II. fria, III. quente
c) I. fria, II. fria, III. fria
d) I. quente, II. quente, III. fria
e) I. quente, II. quente, III. quente

Exercícios de revisão

9.1 (Pasusp) Uma bomba calorimétrica é usada para determinar o calor liberado na combustão de substâncias em atmosfera rica em oxigênio, O_2, e, para tanto, é medida a variação da temperatura de certa quantidade de água contida no equipamento.
A tabela abaixo apresenta dados sobre o aumento de temperatura da água e quantidade de calor liberado na combustão de alguns alimentos.

Alimento	**Massa** (g)	**Δt/**°C	**Calor liberado/**kJ
Pão	1,0	8,3	10,0
Queijo	1,0	14,6	17,7
Ovo	1,0	2,6	3,1

Sabendo-se que na queima de 2,0 g de açúcar foram liberados 32,5 kJ, o aumento da temperatura da água na bomba calorimétrica nesse experimento foi de, aproximadamente,
a) 8 °C X b) 13 °C c) 20 °C d) 27 °C e) 35 °C

9.2 (UEL-PR) As bolsas instantâneas, frias ou quentes, usadas nos atletas que sofrem distensões musculares, dividem-se em dois compartimentos: um contendo água líquida e outro contendo um sal, que absorve ou libera calor quando em contato com a água.
As reações químicas que ocorrem nas bolsas instantâneas são representadas nos gráficos a seguir.

gráfico 1

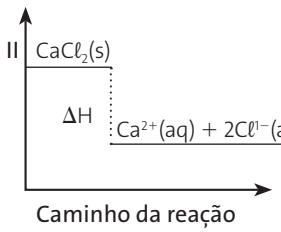
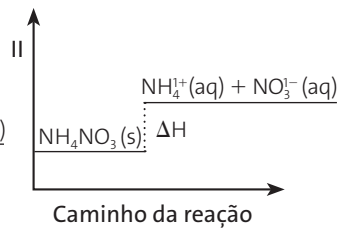


gráfico 2



Com base no enunciado e nos conhecimentos sobre calor de reação, é correto afirmar:
a) A bolsa quente é constituída de nitrato de amônio.
X b) A dissociação iônica do cloreto de cálcio libera calor.
c) A dissociação iônica do nitrato de amônio é exotérmica.
d) As dissoluções de sais em água são exotérmicas.
e) A bolsa fria é constituída de cloreto de cálcio.

9.3 (UFF-RJ) Percebe-se, aproximadamente no 14º dia do ciclo menstrual, que a temperatura corporal da mulher aumenta ligeiramente, indicando que está ocorrendo a ovulação. É o chamado "período fértil". O aumento da temperatura é atribuído a um aumento da atividade metabólica, produzindo energia, que é liberada sob a forma de calor. Como ΔH = Hp − Hr, as reações metabólicas que ocorrem no período fértil da mulher são classificadas em:
a) exotérmicas: Hr < Hp X d) exotérmicas: Hr > Hp
b) endotérmicas: Hr = Hp e) exotérmicas: Hr ≤ Hp
c) endotérmicas: Hr ≥ Hp

9.4 (UENP-PR) Nos últimos meses, os hidrocarbonetos foram notícias. Não por guerras no Oriente Médio ou pelo aumento do petróleo, mas sim devido às explosões: de bueiros, de uma lanchonete no Rio de Janeiro e de um caminhão em posto de combustível em Curitiba, além dos riscos de explosões no *Shopping* Center Norte e no conjunto habitacional Cingapura, em São Paulo. Todos esses casos tiveram algum hidrocarboneto como protagonista.
A tabela a seguir traz as entalpias padrões de combustão a 25 °C (ΔH) de alguns hidrocarbonetos usados como combustíveis no GNV, GLP e gasolina.

Substância	**Fórmula**	**Massa molar** (g/mol)	**ΔH em** ($kJ \cdot mol^{-1}$)
metano	$CH_4(g)$	16,04	−890
etano	$C_2H_6(g)$	30,07	−1560
propano	$C_3H_8(g)$	44,07	−2 220
butano	$C_4H_{10}(g)$	58,12	−2 878
iso-octano (2,2,4-trimetilpentano)	$C_8H_{18}(\ell)$	114,22	−5 461

Fonte: ATIKINS, P.; JONES, L. *Princípios de Química*: questionando a vida moderna e o meio ambiente. Bookman, 2001.

Qual dos hidrocarbonetos citados na tabela libera maior quantidade de energia por kg de substância queimada?
X a) metano c) propano e) iso-octano
b) etano d) butano

9.5 (Unicamp-SP) Uma vela é feita de um material ao qual se pode atribuir a fórmula $C_{20}H_{42}(s)$. Qual o calor liberado na combustão de 10,0 g dessa vela à pressão constante?
Dados: ΔH = −13 300 kJ/mol

$$1\ C_{20}H_{42}(s) + 61/2\ O_2(g) \longrightarrow 20\ CO_2(g) + 21\ H_2O(g)$$

9.6 (Unioeste-PR) O ferro possui calor específico de $0{,}46\ J \cdot g^{-1}\ °C$ e o alumínio o dobro deste valor. A densidade do ferro é $7{,}9\ g \cdot cm^{-3}$ e do alumínio é $2\ 700\ kg \cdot m^{-3}$. Com estas informações, assinale, respectivamente, a alternativa que possui a energia necessária para aquecer uma panela de ferro e outra de alumínio, ambas com cerca de 500 mL dos metais, em 1 °C.
X a) 1 817 J e 1 242 J. d) 1 887 J e 3 634 J.
b) 1 877 J e 1 717 J. e) 1 887 J e 1 212 J.
c) 3 726 J e 1 212 J.

CAPÍTULO 10

Cálculos da variação de entalpia

Saiu na Mídia!

Poluição térmica no ambiente de trabalho

Uma forma direta de poluição térmica é aquela a que estão submetidos, por exemplo, os trabalhadores de fundição, usinas siderúrgicas, fábricas de vidro e cerâmica, assim como os trabalhadores da construção civil e da agricultura, sujeitos a intempéries em climas quentes.

O ser humano possui mecanismos internos de regulação térmica para manter a temperatura corporal mais ou menos constante, em torno de 37 °C.

Um desses mecanismos é o metabolismo basal, ou seja, as células do corpo queimam nutrientes na presença de oxigênio para realizar suas funções, produzindo calor.

[...]

Isso faz com que o corpo humano se mantenha sempre aquecido e pronto para o trabalho, independentemente da temperatura externa.

O corpo humano também troca calor continuamente com o ambiente, por irradiação.

Uma exposição excessiva ao calor pode elevar a temperatura interna do corpo (hipertermia), causar falhas no mecanismo de regulagem da temperatura, falhas circulatórias, perda acentuada de água e sais minerais e inflamação das glândulas sudoríparas.

Uma pessoa submetida a altas temperaturas trabalha em um ritmo mais lento e necessita de pausas maiores e mais frequentes. Seu grau de concentração diminui, e a frequência de erros e acidentes aumenta significativamente.

Adaptado de: FELLENBERG, Günter. *Introdução aos problemas da poluição ambiental*. São Paulo: EPU, 1980.

Os problemas relacionados a temperatura em ambientes de trabalho começa no mau planejamento do projeto de construção das empresas, passando pela falta de respeito à legislação e às condições humanas, e termina com muitos trabalhadores adquirindo doenças ocupacionais que não são reconhecidas, como tal, pela Previdência Social.

Adaptado de: REVISTA *Proteção*, ed. 38, 1995.



Oliver Bunic/Bloomberg/Getty Images

Trabalhador manipulando uma mistura de cobre e zinco fundidos.

Você sabe explicar?

Quais as principais doenças ocupacionais causadas pela poluição térmica no ambiente de trabalho?

A variação de entalpia de uma reação termoquímica pode ser relacionada com o fenômeno químico envolvido. Por exemplo, a variação de entalpia de combustão, quando medida para 1 mol de substância que sofre combustão, é denominada entalpia-padrão de combustão. Já quando é feita medida de entalpia de formação para 1 mol de substância obtida (em condições-padrão), temos a chamada entalpia-padrão de formação.

1 Entalpia-padrão de combustão

A queima completa* de substâncias que contêm apenas carbono (como a grafita), carbono e hidrogênio (como os hidrocarbonetos) ou carbono, hidrogênio e oxigênio (como os álcoois e os carboidratos) forma apenas gás carbônico e água.

Exemplos:

- Combustão completa do metano:

$1\,CH_4(g) + 2\,O_2(g) \rightarrow 1\,CO_2(g) + 2\,H_2O(\ell)\ \Delta H^0_{combustão} = -890{,}4\ kJ/mol$

- Combustão completa do etanol (álcool etílico):

$1\,C_2H_6O(\ell) + 3\,O_2(g) \rightarrow 2\,CO_2(g) + 3\,H_2O(\ell)\ \Delta H^0_{combustão} = -1\,366{,}1\ kJ/mol$

Entalpia-padrão de combustão é a variação de entalpia, ΔH^0, envolvida na **combustão completa de 1 mol** de determinada substância, feita em condições-padrão, conforme mostra a tabela a seguir.

* A queima incompleta forma monóxido de carbono ou carbono elementar. Por exemplo, combustões incompletas do metano, $CH_4(g)$:

$CH_4(g) + 3/2\,O_2(g) \longrightarrow CO(g) + 2\,H_2O(\ell)$

$\Delta H = -520\ kJ/mol$

$CH_4(g) + O_2(g) \longrightarrow C(s) + 2\,H_2O(\ell)$

$\Delta H = -408{,}5\ kJ/mol$

ΔH de combustão de algumas substâncias

Substância	$\Delta H^0_{combustão}$ / kJ · mol^{-1}	Substância	$\Delta H^0_{combustão}$ / kJ · mol^{-1}
Hidrogênio, $H_2(g)$	− 285,8	Grafita, C(s)	− 393,3
Monóxido de carbono, CO(g)	− 282,8	Metano, $CH_4(g)$	− 890,4
Etino, $C_2H_2(g)$	− 1 299,6	Eteno, $C_2H_4(g)$	− 1 410,8
Etano, $C_2H_6(g)$	− 1 599,8	Propano, $C_3H_8(g)$	− 2 220,0
Butano, $C_4H_{10}(g)$	− 2 878,6	Octano, $C_8H_{18}(\ell)$	− 5 411,0
Metanol, $CH_3OH(\ell)$	− 726,3	Benzeno, $C_6H_6(\ell)$	− 3 267,7
Glicose, $C_6H_{12}O_6(s)$	− 2 815,8	Etanol, $H_3C—CH_2—OH(\ell)$	− 1 366,1
Sacarose, $C_{12}H_{22}O_{11}(s)$	− 5 643,8	Etanoico, $H_3C—COOH(\ell)$	− 872,4

Fonte: SPENCER, James N.; BODNER, George M.; RICKARD, Lyman H. *Química*: estrutura e dinâmica. Rio de Janeiro: LTC, 2007.

As ilustrações estão fora de escala. Cores fantasia.

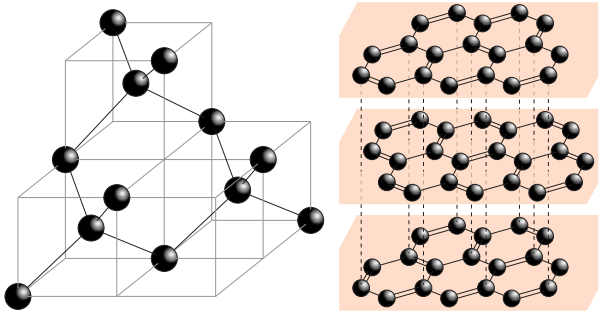
Diamante artificial

O processo industrial

O diamante e a grafita são formas alotrópicas do elemento químico carbono, $C_n(s)$.

No diamante, cada átomo de carbono é rodeado tetraedricamente por outros quatro átomos de carbono, formando um cristal molecular.

Na grafita, cada átomo de carbono encontra-se ligado a três outros átomos de carbono, formando placas de hexágonos que são mantidas juntas por forças de dipolo induzido.



Diamante Grafita

Se analisarmos em um gráfico os fenômenos que ocorrem com o elemento químico carbono quando submetido a diferentes pressões e temperaturas, poderemos concluir em que faixa de pressão e temperatura ocorrem as mudanças de estado de sólido para líquido e deste para vapor, e também em que faixa de pressão e temperatura ocorre a mudança de forma alotrópica de grafita para diamante, ou vice-versa. Esse gráfico é denominado diagrama de fases.

O estudo do diagrama de fases grafita-diamante levou inicialmente à descoberta de catalisadores, como Cr(s), o Fe(s) e o Ni(s), que permitiam transformar a grafita em diamante a cerca de 2000 °C sob pressão de 100 mil atm (equivalente à pressão no subsolo a uma profundidade de 33 km).

Um dos aparelhos usados para fabricar diamante é uma câmara de alta pressão, projetada no Brasil, que consiste de um disco de carbeto de tungstênio com um furo central onde se colocam camadas de grafita e metais para acelerar o processo.

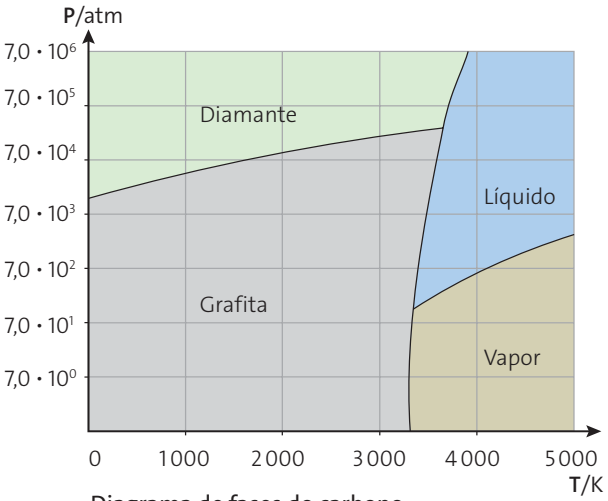


Diagrama de fases do carbono

O carbeto de tungstênio, WC(s), é uma substância extremamente dura usada na fabricação de abrasivos que pode ser obtida a partir da seguinte reação:

$$W(s) + C(\text{grafita}) \longrightarrow WC(s)$$

Sobre o disco de carbeto há uma prensa de 500 toneladas que produz uma pressão de 50 mil atm a 60 mil atm. Uma corrente elétrica passa por dentro do disco e aquece a mistura de grafita e metal a 1500 °C. Em 5 minutos o diamante está pronto.

Dessa maneira são produzidos pequenos cristais de diamante (diamante policristalino), de coloração cinza, utilizados industrialmente na fabricação de brocas para perfuração de poços de petróleo e de ferramentas de corte e trefilação (obtenção de fios de determinado material, com dimensões, acabamento superficial e propriedades mecânicas controladas).

Um grupo de pesquisadores da Instituição Carnegie, nos Estados Unidos, conseguiu fabricar cristais de diamantes sintéticos em baixa pressão. Esses diamantes sintéticos têm poucos defeitos em comparação àqueles produzidos pela técnica de alta pressão, podem ter sua composição controlada precisamente e crescem rapidamente, abrindo caminho para uma nova indústria de diamantes sintéticos de alta qualidade e baixo custo.

Com a nova técnica, os diamantes crescem em uma pressão abaixo da pressão atmosférica, em um plasma* obtido por meio de micro-ondas com uma temperatura de 2 000 °C.

Os cristais resultantes são incolores ou rosa. Se o processo for acelerado, eles se tornam amarelados e até cinza. Apesar da ausência da pressão de estabilização, a grafitização (pontos de grafita no diamante) é mínima.

Os novos diamantes sintéticos de alta qualidade, que podem formar cristais de tamanho apreciável, podem ser utilizados na fabricação de componentes eletrônicos e instrumentos ópticos.

* O plasma é formado quando uma substância no estado gasoso recebe energia suficiente para que seus átomos sejam ionizados separando-se em íons positivos e elétrons, mantendo, no entanto, a neutralidade elétrica.

Trabalho em equipe

A classe pode ser dividida em grupos de cinco alunos. Eles deverão ler o texto a seguir e responder às questões em conjunto. Em seguida, cada grupo apresentará aos demais as suas conclusões.

Pedra assassina: O diamante é o combustível que alimenta três das mais violentas guerras africanas

Alguém acreditaria que um dos principais motores da miséria africana é também uma de suas grandes fontes de riqueza? Parece absurdo dizer isso, mas as contradições no continente africano não respeitam limites. Por trás de todas as alegações políticas e étnicas evocadas nos conflitos em curso na África há um elemento decisivo que orienta os massacres diariamente noticiados pela imprensa: o domínio sobre as jazidas de diamante. A África possui minas de diamante espalhadas por quinze de seus 53 países. Elas são responsáveis pela produção de 50% das pedras consumidas no mundo, um mercado que movimenta cerca de 50 bilhões de dólares por ano. Em doze desses países produtores, como nos casos da África do Sul, Namíbia e Botsuana, os diamantes são um produto de exportação como outro qualquer. Não exercem nenhum efeito negativo sobre a sociedade. Em três países, no entanto, pode-se afirmar que a pedra já matou, indiretamente, mais de 1 milhão de pessoas nas últimas duas décadas.

Os conflitos em questão estão ocorrendo em Angola, na República Democrática do Congo e, o mais recente deles, em Serra Leoa. Nesses lugares, companhias mineradoras ou seus intermediários estimulam o prosseguimento dos combates fornecendo armas e mercenários. Em alguns casos apoiam governos, em outros dão suporte a grupos guerrilheiros. A recompensa é o acesso fácil aos garimpos de diamante. Apenas como forma de ilustrar o interesse das grandes empresas, observe-se o seguinte cálculo: um garimpeiro africano ganha em torno de 800 dólares por um diamante de boa qualidade, pesando 2 quilates. Se bem lapidado, ele pode ser vendido por 10 000 dólares em uma joalheria de Nova York, um lucro de 1 150%. [...]

DIAS, Cristiano. Pedra assassina. Revista *Veja*, São Paulo, n. 1651, 31 maio 2000. Disponível em: <http://veja.abril.com.br/310500/p_066.html>. Acesso em: 11 fev. 2013.

a) Quais os conceitos atribuídos ao diamante pela propaganda para que as pessoas desejem possuir (ou ganhar) um? Esses conceitos se manteriam se a indústria desenvolvesse um processo de fabricação de diamantes sintéticos com baixo custo, idênticos aos naturais?
b) Discuta os diferentes significados que um diamante pode ter para um garimpeiro no Congo, para um joalheiro em Nova York e para uma pessoa que receba um diamante como presente.
c) Uma pessoa disposta a comprar um diamante manteria seu intento se soubesse do custo social da exploração de diamante em zonas de conflito? Sem dúvida, há diamantes que não vêm de zonas de conflito, mas como saber a verdadeira origem de um diamante?

2 Entalpia-padrão de formação

Denomina-se entalpia-padrão de formação a variação de entalpia, ΔH_f^0, envolvida na reação de formação de 1 mol de moléculas de determinada substância, a partir de substâncias simples na forma alotrópica mais estável, em condições-padrão.

Exemplos:

$1\,H_2(g) + 1/2\,O_2(g) \longrightarrow 1\,H_2O(\ell) \quad \Delta H_f^0 = -68{,}3$ kcal

$3/2\,O_2(g) \longrightarrow 1\,O_3(g) \quad \Delta H_f^0 = +34{,}0$ kcal

Pela definição, concluímos que a entalpia-padrão de qualquer substância simples em condições-padrão é zero.

Exemplos:

$1\,O_2(g) \longrightarrow 1\,O_2(g) \quad \Delta H_f^0 = 0{,}0$ kcal

$1\,C(\text{grafita}) \longrightarrow 1\,C(\text{grafita}) \quad \Delta H_f^0 = 0{,}0$ kcal

A tabela a seguir traz os valores da entalpia de formação de algumas substâncias. Por meio deles, é possível calcular teoricamente o ΔH de muitas reações, como veremos adiante.

Para os valores fornecidos na tabela a seguir, a incerteza no último dígito é de +1 ou −1.

ΔH de formação de algumas substâncias

Substância	ΔH_f^0/kJ · mol^{-1}	Substância	ΔH_f^0/kJ · mol^{-1}
$O_3(g)$	+142,3512	$C_2H_2(g)$ etino	+226,8994
$H_2O(g)$	−241,9882	$C_2H_4(g)$ eteno	+52,3183
$H_2O(\ell)$	−286,0313	$C_2H_6(g)$ etano	−84,7241
$HF(g)$	−268,7926	$C_3H_8(g)$ propano	−104,2513
$HC\ell(g)$	−92,3734	$C_4H_{10}(g)$ butano	−126,4414
$Br_2(g)$	+30,7311	$C_6H_6(\ell)$ benzeno	+82,9824
$HBr(g)$	−36,2577	$H_3COH(\ell)$ metanol	−238,7313
$HI(g)$	+25,9582	$C_2H_5OH(\ell)$ etanol	−277,8193
$SO_2(g)$	−297,0953	$HCHO(g)$ metanal	−115,9744
$SO_3(g)$	−395,4433	$C_2H_4O_2(\ell)$ etanoico	−487,3435
$H_2S(g)$	−20,1594	$Ca(OH)_2(s)$ quartzo	−987,2474
$H_2SO_4(\ell)$	−811,8624	$NaOH(s)$	−427,0117
$NO(g)$	+90,4349	$NaC\ell(s)$	−411,2777

Fonte: ATKINS, Peter; JONES, Loretta. *Princípios de Química*: questionando a vida moderna. São Paulo: Bookman, 2006.

Questões

ATENÇÃO! Não escreva no seu livro!

1. (UFMG) O gás natural (metano) é um combustível utilizado, em usinas termoelétricas, na geração de eletricidade, a partir da energia térmica liberada na combustão:

$CH_4(g) + 2\,O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + 2\,H_2O(v)$

$\Delta H = -800$ kJ/mol

Em Ibirité, região metropolitana de Belo Horizonte, está em fase de instalação uma termoelétrica que deverá ter, aproximadamente, uma produção de $2{,}4 \cdot 10^9$ kJ/hora de energia elétrica.

Considere que a energia térmica liberada na combustão do metano é completamente convertida em energia elétrica. Nesse caso, a massa de $CO_2(g)$ lançada na atmosfera será, aproximadamente, igual a:

a) 3 toneladas/hora. c) 48 toneladas/hora.
b) 18 toneladas/hora. X d) 132 toneladas/hora.

2. (Univali-SC) O gás engarrafado, usualmente consumido como combustível em fogões, é mistura de hidrocarbonetos derivados do petróleo, constituída, predominantemente, de butano, C_4H_{10} (C = 12, H = 1). Uma dona de casa, utilizando-se seus conhecimentos em Termoquímica e sabendo que a quantidade de calor produzida em seu fogão, devido à combustão do butano, foi de 60 000 kJ, calculou que o botijão de gás utilizado apresenta uma diminuição de massa de:

$C_4H_{10}(g) + 13/2\,O_2(g) \longrightarrow 4\,CO_2(g) + 5\,H_2O(g)$

$\Delta H = -2\,900$ kJ

a) 1,0 kg. X b) 1,2 kg. c) 2,8 kg. d) 3,2 kg. e) 4,4 kg.

3. (UEA-AM) A reação de combustão completa do carbono pode ser representada pela equação a seguir:

$C(s) + O_2(g) \longrightarrow CO_2(g)$ $\Delta H = -96$ kcal

A queima de 10 g de um carvão desprendeu 60 kcal. Admitindo-se que as impurezas não sofreram combustão, qual era o teor de carbono na amostra de carvão queimada?

a) 50% b) 60% X c) 75% d) 80% e) 100%

4. Em relação à tabela de entalpia de formação de substâncias da página 156:

a) Procure na tabela as cinco substâncias que liberam mais energia por mol ao serem formadas.
b) Coloque as cinco substâncias escolhidas em ordem crescente de energia liberada por 100 g de substância formada.

3 Lei de Hess

O médico e químico suíço Germain Henri Hess (1802-1850) viveu toda sua vida na Rússia e é considerado percursor da Termoquímica. Em 1840 Hess constatou a seguinte lei:

> "A variação de entalpia envolvida numa reação química, sob certas condições experimentais, depende exclusivamente da entalpia inicial dos reagentes e da entalpia final dos produtos, seja a reação executada numa única etapa, seja em várias etapas sucessivas."

Em outras palavras, o valor de ΔH de um processo não depende do número de etapas intermediárias nem do tipo de reação que ocorre em cada etapa do processo. Isso reafirma a expressão:

$$\Delta H_{reação} = H_{produtos} - H_{reagentes}$$

Essa lei permite trabalhar com equações químicas como se fossem equações matemáticas, efetuando o cálculo do ΔH de uma reação **X** pela soma de reações de ΔH conhecidos, cujo resultado seja a reação **X**.

Considere, por exemplo, a reação de combustão incompleta do carbono produzindo apenas monóxido de carbono, CO(g):

Equação **X**: $2\,C(\text{grafita}) + 1\,O_2(g) \longrightarrow 2\,CO(g)$ $\Delta H = ?$



Reprodução/Arquivo da editora

Germain Henri Ivanovitch Hess foi um químico nascido em Genebra, na Suíça, no dia 7 de agosto de 1802.

Hess desenvolveu um dos mais importantes princípios da termoquímica, a lei de Hess.
Estudou Medicina, Química e Geologia na Universidade de Tartu, de 1822 até 1825.
Foi médico até tornar-se professor de Química da Universidade de São Petersburgo em 1830.
Pesquisou inicialmente a oxidação de açúcares. Suas principais pesquisas foram feitas em jazidas de minerais russos e de gás natural na região de Baku, às margens do mar Cáspio.
Em 1834, escreveu um livro-texto de Química que foi adotado por estudantes de muitas escolas e universidades russas.
Em 1840, enunciou a lei de Hess.
[...]
Faleceu em São Petersburgo em 30 de novembro de 1850.

Disponível em: <www.soq.com.br/biografias/hess/>. Acesso em: 11 fev. 2013.

É impossível medir com precisão o ΔH dessa reação, pois, na prática, não se consegue parar a oxidação do carbono exatamente no estágio correspondente à formação do CO(g). Sempre acaba se formando um pouco de CO_2(g). Porém, podemos obter experimentalmente a variação de entalpia das reações abaixo em um calorímetro e, a partir desses valores, chegar ao valor da variaçaõ de entalpia da equação **X**.

Equação **I**. $1\,C(grafita) + 1\,O_2(g) \longrightarrow 1\,CO_2(g) \quad \Delta H = -94{,}1$ kcal

Equação **II**. $2\,CO(g) + 1\,O_2(g) \longrightarrow 2\,CO_2(g) \quad \Delta H = -135{,}4$ kcal

Obedecendo a algumas regras matemáticas, podemos "manipular" as equações **I** e **II** de modo que, ao somá-las, o resultado seja a equação **X**. Acompanhe:

- Na equação **X**, temos como primeiro reagente 2 mol de C(grafita). O C(grafita) aparece na equação **I**, porém na quantidade de 1 mol.

Devemos então multiplicar toda a equação **I** por 2 para obter uma reação em que 2 mol de C(grafita) sofrem combustão completa.

> Ao multiplicar ou dividir os coeficientes de uma equação termoquímica por um número qualquer, deve-se multiplicar ou dividir o valor de ΔH dessa reação pelo mesmo número.

Equação I · 2:

$2\,C(grafita) + 2\,O_2(g) \longrightarrow 2\,CO_2(g) \quad \Delta H = -188{,}2$ kcal

- Na equação **X**, temos como produto 2 mol de CO(g). Na equação **II** aparecem 2 mol de CO(g) no reagente. Devemos então inverter a equação **II** para obter uma reação em que se formam 2 mol de CO(g).

> Ao inverter uma reação termoquímica, deve-se trocar o sinal do ΔH, pois, se em determinado sentido a reação libera calor, em sentido contrário, a reação terá de absorver a mesma quantidade de calor que havia liberado, e vice-versa.

Inverso da equação II:

$2\,CO_2(g) \longrightarrow 2\,CO(g) + 1\,O_2(g) \quad \Delta H = +135{,}4$ kcal

- Não consideramos o reagente CO_2(g) da equação **X** porque ele aparece tanto na equação **I** como na equação **II**.

Em geral, quando isso ocorre, o reagente (ou o produto) acaba se ajustando sozinho ao se concluir a soma algébrica das equações.

Somando-se as equações **I** e **II**, após a aplicação das regras descritas anteriormente, obteremos a equação **X**.

Observe: (equação **I** · 2) + inverso da equação **II** = equação **X**

$2\,C(grafita) + 2\,O_2(g) \longrightarrow \cancel{2\,CO_2(g)} \quad \Delta H = -188{,}2$ kcal

$\cancel{2\,CO_2(g)} \longrightarrow 2\,CO(g) + 1\,O_2(g) \quad \Delta H = +135{,}4$ kcal

$2\,C(grafita) + 1\,O_2(g) \longrightarrow 2\,CO(g) \quad \Delta H = -52{,}8$ kcal

Como de fato o resultado da soma da equação **I** multiplicado por 2 com o inverso da equação **II** forneceu a equação **X**, então o ΔH da reação **X** é igual à soma dos valores dos ΔH dessas equações.

O processo para somar as equações químicas segue as etapas:

- Se uma substância aparece na mesma quantidade no reagente de uma equação e no produto de outra equação, a soma será igual a zero.
- Se uma substância aparece em maior quantidade no reagente de uma equação e em menor quantidade no produto de outra equação, devemos subtrair essas quantidades em módulo e colocar o resultado no reagente da equação final.
- Se uma substância aparece em maior quantidade no produto de uma equação e em menor quantidade no reagente de outra equação, devemos subtrair essas quantidades em módulo e colocar o resultado no produto da equação final.
- Se uma substância aparece no reagente de duas ou mais equações diferentes, devemos somar todas as quantidades e colocar o total no reagente da equação final. O mesmo raciocínio deve ser seguido no caso de uma substância que aparece no produto de duas ou mais equações diferentes.
- Se uma substância aparece no reagente ou no produto de apenas uma equação entre as várias que estão sendo somadas, devemos colocar essa substância respectivamente no reagente ou no produto da equação final na quantidade em que ela se apresenta.

Questões

5. (Fuvest-SP) O besouro-bombardeiro espanta seus predadores expelindo uma solução quente. Quando ameaçado, em seu organismo ocorre a mistura de soluções aquosas de hidroquinona, peróxido de hidrogênio e enzimas, que promovem uma reação exotérmica, representada por:

$C_6H_4(OH)_2(aq) + H_2O_2(aq) \longrightarrow C_6H_4O_2(aq) + 2\ H_2O(\ell)$

O calor envolvido nessa transformação pode ser calculado, considerando-se os processos:

$C_6H_4(OH)_2(aq) \longrightarrow C_6H_4O_2(aq) + H_2(g)$

$\Delta H^0 = +177\ kJ \cdot mol^{-1}$

$H_2O(\ell) + 1/2\ O_2(g) \longrightarrow H_2O_2(aq)$

$\Delta H^0 = +95\ kJ \cdot mol^{-1}$

$H_2O(\ell) \longrightarrow 1/2\ O_2(g) + H_2(g)$

$\Delta H^0 = +286\ kJ \cdot mol^{-1}$

Assim sendo, o calor envolvido na reação que ocorre no organismo do besouro é

a) $-558\ kJ \cdot mol^{-1}$.
X b) $-204\ kJ \cdot mol^{-1}$.
c) $+177\ kJ \cdot mol^{-1}$.
d) $+558\ kJ \cdot mol^{-1}$.
e) $+585\ kJ \cdot mol^{-1}$.

6. (FGV-SP) Em um conversor catalítico, usado em veículos automotores, em seu cano de escape para redução da poluição atmosférica, ocorrem várias reações químicas, e uma das mais importantes é:

$1\ CO(g) + 1/2\ O_2(g) \longrightarrow 1\ CO_2(g)$

Dado que as entalpias das reações abaixo são:

$1\ C(grafita) + 1/2\ O_2(g) \longrightarrow 1\ CO(g)\ \Delta H = -26{,}4\ kcal$

$1\ C(grafita) + 1\ O_2(g) \longrightarrow 1\ CO_2(g)\ \Delta H = -94{,}1\ kcal,$

pode-se afirmar que a reação inicial é:

a) exotérmica e absorve 67,7 kcal/mol.
b) exotérmica e libera 120,5 kcal/mol.
X c) exotérmica e libera 67,7 kcal/mol.
d) endotérmica e absorve 120,5 kcal/mol.
e) endotérmica e absorve 67,7 kcal/mol.

7. (UEA-AM) Em condições apropriadas, o carbono reage com vapor de água produzindo uma mistura gasosa combustível, de grande interesse industrial, conhecida como gás de água. Essa reação é representada por:

$C(s) + H_2O(\ell) \longrightarrow CO(g) + H_2(g)$

Com base nos dados,

$C(s) + 1/2\ O_2(g) \longrightarrow CO(g)\ \Delta H = -111\ kJ/mol\ de\ CO(g)$

$H_2(g) + 1/2\ O_2(g) \longrightarrow H_2O(g)\ \Delta H = -242\ kJ/mol\ de\ H_2O(g),$

o H da reação de produção do gás de água é, em kJ/mol de $H_2(g)$, igual a:

a) -353 e, portanto, é uma reação exotérmica.
b) 0353 e, portanto, é uma reação endotérmica.
c) -131 e, portanto, é uma reação endotérmica.
d) $+131$ e, portanto, é uma reação exotérmica.
X e) $+131$ e, portanto, é uma reação endotérmica.

4 Cálculos de ΔH a partir das entalpias de formação

Também é possível calcular a variação de entalpia, ΔH, de uma reação pela diferença entre as entalpias de formação dos produtos e as entalpias de formação dos reagentes.

Considere, por exemplo, a reação genérica:

$$\mathbf{a}\,A + \mathbf{b}\,B \longrightarrow \mathbf{c}\,C + \mathbf{d}\,D$$

onde A, B, C e D são substâncias que participam da reação química, e **a**, **b**, **c** e **d** são os coeficientes que tornam a equação balanceada.

Desse modo:

ΔH_f^0 A = entalpia de formação de A em kcal/mol;

ΔH_f^0 B = entalpia de formação de B em kcal/mol;

ΔH_f^0 C = entalpia de formação de C em kcal/mol;

ΔH_f^0 D = entalpia de formação de D em kcal/mol;

- a entalpia dos reagentes, H_r, será $\Delta H_r = a \cdot \Delta H_f^0\ A + b \cdot \Delta H_f^0\ B$;
- a entalpia dos produtos, H_p, será $\Delta H_p = c \cdot \Delta H_f^0\ C + d \cdot \Delta H_f^0\ D$.

Observe que é necessário multiplicar a entalpia de formação das substâncias pelo coeficiente que elas apresentam na reação, pois a entalpia de formação se refere a apenas 1 mol de moléculas da substância.

Assim, a variação de entalpia da reação pode ser calculada por:

$$\Delta H_{reação} = \overbrace{(\mathbf{c} \cdot \Delta H_f^0\ C + \mathbf{d} \cdot \Delta H_f^0\ D)}^{H_{produtos}} - \overbrace{(\mathbf{a} \cdot \Delta H_f^0\ A + \mathbf{b} \cdot \Delta H_f^0\ B)}^{H_{reagentes}}$$

$$\Delta H_{reação} = \Delta H_{f\ produtos}^0 - \Delta H_{f\ reagentes}^0$$

Como os valores dos ΔH_f^0 de muitas substâncias são tabelados, podemos encontrar facilmente o ΔH de diversas reações por esse método.

Considere o seguinte exemplo:

Qual o valor da variação de entalpia da reação de redução da hematita, $Fe_2O_3(s)$, com o monóxido de carbono, CO(g), para obtenção de ferro metálico, Fe(s), e gás carbônico, $CO_2(g)$?

$$1\,Fe_2O_3(s) + 3\,CO(g) \longrightarrow 2\,Fe(s) + 3\,CO_2(g)$$

Dados os valores de entalpia de formação de reagentes e produtos:

$\Delta H_f^0\ Fe_2O_3(s) = -196{,}5$ kcal/mol; $\Delta H_f^0\ CO(g) = -26{,}4$ kcal/mol;

$\Delta H_f^0 Fe(s) = 0{,}0$ kcal/mol; $\Delta H_f^0\ CO_2(s) = -94{,}1$ kcal/mol.

Resolução:

Podemos calcular a variação de entalpia, ΔH, da reação:

$$\Delta H = [2 \cdot (\Delta H_f^0\ Fe) + 3 \cdot (\Delta H_f^0\ CO_2)] - [1 \cdot (\Delta H_f^0\ Fe_2O_3) + 3 \cdot (\Delta H_f^0\ CO)]$$

$$\Delta H = [2 \cdot (0{,}0) + 3 \cdot (-94{,}1)] - [1 \cdot (-196{,}5) + 3 \cdot (-26{,}4)]$$

$$\Delta H = (-282{,}3) - (-275{,}7) \longrightarrow \Delta H = -6{,}6\ kcal$$

O valor do ΔH da reação de redução da hematita é igual a –6,6 kcal.

Os dados da entalpia de formação de reagentes e produtos e da energia de ligação entre os átomos que formam as substâncias são tabelados e fornecidos sempre que necessário.

Quais as principais doenças ocupacionais causadas pela poluição térmica no ambiente de trabalho?

Há diversas operações industriais, como fundição de metais, laminação a quente, altos-fornos, vazamentos em aciarias, fornos de cerâmica, etc., em que o trabalhador fica exposto a uma temperatura bastante elevada.

Uma pessoa não adaptada a temperaturas elevadas, ou seja, acima de 40 °C (cujo ambiente, por vezes, também apresenta umidade relativa acima de 80%), trabalhando durante quatro horas, terá sua temperatura corporal aumentada para 39 °C (o normal é 37 °C), o ritmo cardíaco subirá para 180 pulsações por minuto (em repouso o ritmo é de 70 pulsações por minuto) e eliminará em média dois litros de suor por hora.

O trabalho efetuado nessas condições provoca fadiga intensa e a consequente diminuição do rendimento normal do trabalhador, o que acarreta um aumento no risco de acidentes.

Os principais quadros clínicos causados pela poluição térmica no ambiente de trabalho são a intermação (aumento da temperatura do corpo acima dos limites fisiológicos), a desidratação, a prostração térmica, as cãibras do calor e os problemas de pele. Assim, para obter um bom desempenho do trabalhador submetido ao calor intenso, é preciso esperar a aclimatação do indivíduo, processo que, em geral, só ocorre após três semanas trabalhando nesse ambiente. A aclimatação torna o trabalho mais fácil e reduz o risco de acidentes.

O controle médico do trabalhador precisa ser rigoroso, principalmente na fase de aclimatação (ou adaptação) inicial e também após o retorno de férias ou após qualquer afastamento por mais de duas semanas, após o qual o indivíduo perde totalmente a adaptação ao calor.


Andia/Alamy/Other Images

Trabalhador usando roupas de amianto – material não combustível.

Questões

8. (Unimep-SP) Calcule o ΔH^0 em kcal/mol, a 25 °C, para:

$1\ Fe_2O_3(s) + 1\ CO(g) \longrightarrow 2\ FeO(s) + 1\ CO_2(g)$

Dados os calores de formação em kcal/mol:

$\Delta H_f^0\ Fe_2O_3(s) = -196{,}50$; $\Delta H_f^0\ CO(g) = -26{,}41$;

$\Delta H_f^0\ FeO(s) = -63{,}80$; $\Delta H_f^0\ CO_2(g) = -94{,}05$.

a) 12,60 X b) 1,26 c) 6,30 d) 9,80 e) 37,50

9. (UFRRJ) A produção de álcool volta a ser apontada como uma das soluções para os problemas da poluição ambiental. Recentemente um acordo entre Brasil e Alemanha permitirá a fabricação de carros movidos a álcool. Sabendo-se os valores das entalpias de formação a 25 °C:

- 94,1 kcal/mol para $CO_2(g)$.
- 68,3 kcal/mol para $H_2O(\ell)$.
- 66,4 kcal/mol para $C_2H_5OH(\ell)$.

a) Escreva a reação que corresponde a essa combustão.
b) Calcule o calor envolvido na queima de 92 g de etanol.

10. (PUC-RS) Considere as informações a seguir e preencha corretamente as lacunas.

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

$P_4S_3(s) + 8\ O_2(g) \longrightarrow P_4O_{10}(s) + 3\ SO_2(g)$

Composto	ΔH_f^0/kJ · mol^{-1}
$P_4S_3(s)$	−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.

X a) liberado; 367,94 d) absorvido; 36794
b) liberado; 338,4 e) liberado; 36794
c) absorvido; 3384

5 Energia das ligações

Sabemos que os átomos dos diversos elementos químicos estabelecem ligações entre si para adquirir estabilidade.

Em geral, adquirir estabilidade significa sair de uma situação de maior energia para passar a outra situação de menor energia.

Desse modo, concluímos:

- Quando 2 átomos estabelecem entre si uma ligação covalente simples, dupla ou tripla, ocorre liberação de uma quantidade **X** de energia. Os átomos liberam energia e adquirem estabilidade. A formação da ligação química é um processo exotérmico (ΔH negativo).

Formação de ligação química ⇒ processo exotérmico ⇒ libera energia ⇒ ΔH negativo.

- Para romper a ligação covalente simples, dupla ou tripla estabelecida entre dois átomos, é necessário fornecer a mesma quantidade **X** de energia que os átomos haviam liberado na formação da ligação. Os átomos absorvem essa energia **X** e voltam a uma situação de instabilidade. O rompimento da ligação química é um processo endotérmico (ΔH positivo).

ΔH negativo ⇒ $\Delta H < 0$.

Rompimento de ligação química ⇒ processo endotérmico ⇒ absorve energia ⇒ ΔH positivo.

Na prática, não é possível medir a energia liberada quando 2 átomos estabelecem uma ligação química, mas é possível medir a energia necessária para romper 1 mol de ligações de mesmo tipo entre 2 átomos. Essa energia associada à ligação química é denominada **energia de ligação**.

ΔH positivo ⇒ $\Delta H > 0$.

Energia de ligação é uma medida da entalpia média, ΔH, necessária para romper 1 mol de ligações covalentes (simples, dupla ou tripla) entre 2 átomos, para obter esses átomos isolados na fase gasosa.

O valor da entalpia de ligação é sempre fornecido em módulo, pois o sinal dependerá de a ligação estar sendo rompida (ΔH positivo) ou formada (ΔH negativo).

- O rompimento de uma ligação química é sempre um processo endotérmico.

  Exemplo: $H — H(g) \longrightarrow H(g) + H(g)\ \Delta H = + 104{,}2$ kcal/mol

- A formação de uma ligação química é sempre um processo exotérmico.

  Exemplo: $H(g) + H(g) \longrightarrow H — H(g)\ \Delta H = - 104{,}2$ kcal/mol

Observações:

- A energia de ligação entre 2 átomos determinados é praticamente constante, qualquer que seja a substância da qual façam parte.

  Isso prova que a energia de ligação é uma propriedade diretamente relacionada aos átomos ligantes, que sofre pouca influência da vizinhança constituída pelos demais átomos.

- Quanto maior a energia de ligação, mais forte serão as forças que unem os dois átomos.

A tabela ao lado traz os valores de algumas energias de ligação.

De posse desses valores (tabelados), podemos calcular a variação de entalpia, ΔH, da reação pelo somatório de todas as energias de ligações rompidas nos reagentes e formadas nos produtos:

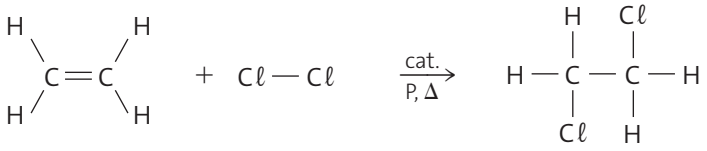
$$\Delta H_{reação} = \Sigma\, \Delta H_{\text{ligações rompidas nos reagentes}} + \Sigma\, \Delta H_{\text{ligações formadas nos produtos}}$$
(processo endotérmico, $\Delta H > 0$) **(processo exotérmico, $\Delta H < 0$)**

Na relação acima, temos:

- $\Delta H_{\text{ligações rompidas nos reagentes}}$: indica a soma de toda a energia absorvida para romper as ligações nos reagentes. O processo é endotérmico, e o sinal do ΔH é positivo ($\Delta H > 0$).
- $\Delta H_{\text{ligações formadas nos produtos}}$: indica a soma de toda a energia liberada na formação dos produtos. O processo é exotérmico, e o sinal do ΔH é negativo ($\Delta H < 0$).

Considere o seguinte exemplo:

O 1,2-dicloroetano é utilizado na produção do cloreto de vinila, que, por sua vez, dá origem ao plástico PVC (policloreto de vinila), matéria-prima para a fabricação de dutos e de tubos rígidos para água e esgoto. O 1,2-dicloroetano pode ser obtido pela reação de adição de gás cloro, $C\ell_2(g)$, ao eteno, $C_2H_4(g)$, conforme mostra a equação abaixo:



eteno gás cloro 1,2-dicloroetano

A partir das energias de ligação fornecidas na tabela abaixo, é possível calcular o ΔH da reação:

Ligação	Energia / kcal · mol^{-1}
H — C	98,8
C = C	146,8
Cℓ — Cℓ	58,0
C — C	82,9
C — Cℓ	78,2

- ($\Delta H_{\text{ligações rompidas nos reagentes}}$): é a energia absorvida (+) no rompimento das seguintes ligações:

4 mol de ligações H — C = 4 · +98,8 kcal
1 mol de ligações C = C = 1 · +146,8 kcal
1 mol de ligações Cℓ — Cℓ = 1 · +58,0 kcal
$\Delta H_{\text{ligações rompidas nos reagentes}}$ = +600 kcal

Energia de ligação (Valores em módulo)	
Ligação	**Entalpia de ligação de ligações rompidas ou formadas/kJ · mol^{-1}**
H — H	436,0
H — Cℓ	431,8
C — H	413,4
C — C	346,8
C = C	614,2
C ≡ C	833,4
C = C carbonila	745,3
C = C (CO_2)	804,3
H — O	463,5
O = O	468,6
N ≡ N	945,4

Fonte: SPENCER, James N.; BODNER, George M.; RICKARD, Lyman H. *Química*: estrutura e dinâmica. Rio de Janeiro: LTC, 2007.



Miscellaneoustock/Alamy/Other Images

Tubos de PVC

- ($\Delta H_{\text{ligações formadas nos produtos}}$): é a energia liberada (–) na formação das seguintes ligações:

2 mol de ligações C — Cℓ = 2 · –78,2 kcal
4 mol de ligações C — H = 4 · –98,8 kcal
1 mol de ligações C — C = 1 · –82,9 kcal
$\Delta H_{\text{ligações formadas nos produtos}}$ = –634,5 kcal

Fazendo a somatória das ligações rompidas no reagente e formadas no produto, encontramos o ΔH da reação:

$$\Delta H_{reação} = \Sigma\, \Delta H_{\text{ligações rompidas nos reagentes}} + \Sigma\, \Delta H_{\text{ligações formadas nos produtos}}$$

$\Delta H_{reação} = 600 + (-634,5) \Rightarrow \Delta H_{reação} = -34,5$ kcal

A variação de entalpia da reação de obtenção do 1,2-dicloroetano a partir da adição de cloro ao eteno é igual a –34,5 kcal/mol. O processo é exotérmico.

Questões

11. (Unicamp-SP) No funcionamento de um motor, a energia envolvida na combustão do n-octano promove a expansão dos gases e também o aquecimento do motor. Assim, conclui-se que a soma das energias envolvidas na formação de todas as ligações químicas é:

a) maior que a soma das energias envolvidas no rompimento de todas as ligações químicas, o que faz o processo ser endotérmico.
b) menor que a soma das energias envolvidas no rompimento de todas as ligações químicas, o que faz o processo ser exotérmico.
X c) maior que a soma das energias envolvidas no rompimento de todas as ligações químicas, o que faz o processo ser exotérmico.
d) menor que a soma das energias envolvidas no rompimento de todas as ligações químicas, o que faz o processo ser endotérmico.

12. (Fuvest-SP) Pode-se conceituar energia de ligação química como sendo a variação de entalpia (ΔH) que ocorre na quebra de 1 mol de uma dada ligação. Assim, na reação representada pela equação:

$NH_3(g) \longrightarrow N(g) + 3\,H(g)$;

ΔH = 1170 kJ/mol de NH_3, são quebrados 3 mols de ligação N — H, sendo, portanto, a energia de ligação N — H igual a 390 kJ/mol.

Sabendo-se que na decomposição:

$N_2H_4(g) \longrightarrow 2\,N(g) + 4\,H(g)$;

ΔH = 1720 kJ/mol de N_2H_4

são quebradas ligações N — N e N — H, qual o valor da energia de ligação N — N?

a) 80 kJ/mol c) 344 kJ/mol e) 1330 kJ/mol
X b) 160 kJ/mol d) 550 kJ/mol

13. (Cefet-RJ) "A BMW testa veículos movidos a hidrogênio e antecipa uma novidade que chegará ao mercado em 2005. A indústria (...) aposta no hidrogênio como um dos mais promissores substitutos da gasolina. Ele não depende de reservas estratégicas e é facilmente obtido com a quebra da molécula de água. (...) Em vez do dióxido de carbono, o escapamento expele água. O hidrogênio pode zerar a emissão de poluentes por veículos no futuro..."

Revista *Época*, out. 2000.

Com base nos dados da tabela a seguir, podemos afirmar que a variação de entalpia, ΔH, da reação:

Ligação	Energia de ligação/kJ · mol^{-1}
H — H	437
H — O	463
O = O	494

$2\,H_2(g) + O_2(g) \longrightarrow 2\,H_2O(g)$, em kJ/mol de $H_2O(g)$, é:

a) –442 X b) –242 c) +221 d) +467 e) +488

14. (PUC-SP) São dadas as seguintes energias de ligação em kJ/mol de ligação formada:

H — Cℓ = –431,8; H — F = –563,2;
Cℓ — Cℓ = –242,6; F — F = –153,1.

Com os dados acima é possível prever que a reação a seguir:

$2\,HC\ell(g) + 1\,F_2(g) \longrightarrow 2\,HF(g) + 1\,C\ell_2(g)$

teria ΔH, em kJ, da ordem de:

a) –585,9 c) –220,9 e) +352,3
X b) –352,3 d) +220,9

Exercícios de revisão

10.1 (UFRN) Numa universidade do Nordeste, pesquisadores da área de produtos naturais chegaram a uma importante descoberta partindo da fermentação do suco de certa espécie de cacto comum na caatinga, obtiveram álcool isopropílico, $CH_3CHOHCH_3$, a baixo custo.
Em princípio, esse álcool pode ser convertido em acetona, CH_3COCH_3, pelo processo abaixo, com rendimento de 90%, nas condições de $2 \cdot 10^5$ Pa e 350 °C.

$(CH_3)_2CHOH(g) \longrightarrow (CH_3)_2CO(\ell) + H_2(g)\ \Delta H = +3{,}6$ kJ/mol

A partir de 30 g de isopropanol, a massa de propanona obtida e o calor absorvido no processo são, mais aproximadamente:

a) 52 g e 3,2 kJ
b) 29 g e 1,8 kJ
X c) 26 g e 1,6 kJ
d) 4 g e 3,6 kJ

10.2 (Fatec-SP) Os dados abaixo referem-se aos calores de combustão (em kJ/mol) de algumas substâncias:

Substância	Calor de combustão/ kJ · mol^{-1}
C(s), carvão	393,5
$CH_4(g)$, metano	890,0
$CH_3OH(\ell)$, metanol	726,0
$C_8H_{18}(\ell)$, octano	5471,0
$C_2H_5OH(\ell)$, etanol	1368,0

Dos combustíveis relacionados, o que libera maior quantidade de calor por grama queimado é:

a) C(s)
X b) $CH_4(g)$
c) $CH_3OH(\ell)$
d) $C_2H_5OH(\ell)$
e) $C_8H_{18}(\ell)$

10.3 (UPM-SP) A hidrazina, cuja fórmula química é N_2H_4, é um composto químico com propriedades similares à amônia, usado entre outras aplicações como combustível para foguetes e propelente para satélites artificiais.
Em determinadas condições de temperatura e pressão, são dadas as equações termoquímicas abaixo.

I. $N_2(g) + 2\,H_2(g) \longrightarrow N_2H_4(g)\quad \Delta H = +95{,}0$ kJ/mol
II. $H_2(g) + 1/2\,O_2(g) \longrightarrow H_2O(g)\quad \Delta H = -242$ kJ/mol

A variação de entalpia e a classificação para o processo de combustão da hidrazina, nas condições de temperatura e pressão das equações termoquímicas fornecidas são, de acordo com a equação

$N_2H_4(g) + O_2(g) \longrightarrow N_2(g) + 2\,H_2O(g)$,

respectivamente,

X a) −579 kJ/mol; processo exotérmico.
b) +389 kJ/mol; processo endotérmico.
c) −389 kJ/mol; processo exotérmico.
d) −147 kJ/mol; processo exotérmico.
e) +147 kJ/mol; processo endotérmico.

10.4 Calcule o ΔH da reação:

$1\,SO_2(g) + 1\,NO_2(g) \longrightarrow 1\,SO_3(g) + 1\,NO(g)$,

dadas as seguintes reações a 25 °C e 1 atm.

$1\,N_2(g) + 2\,O_2(g) \longrightarrow 2\,NO_2(g)\quad \Delta H^0 = +16{,}2$ kcal
$1\,N_2(g) + 1\,O_2(g) \longrightarrow 2\,NO(g)\quad \Delta H^0 = +43{,}2$ kcal
$1\,S_8(s) + 12\,O_2(g) \longrightarrow 8\,SO_3(g)\quad \Delta H^0 = -755{,}6$ kcal
$1\,S_8(s) + 8\,O_2(g) \longrightarrow 8\,SO_2(g)\quad \Delta H^0 = -567{,}7$ kcal

10.5 (UEM-PR) O metanol é um líquido combustível que pode ser considerado como um substituto da gasolina. Ele pode ser sintetizado a partir do gás natural metano, de acordo com a reação abaixo. Soma: 15

$2\,CH_4(g) + O_2(g) \longrightarrow 2\,CH_3OH(\ell)$

Considerando as equações a seguir e as afirmações acima, assinale o que for correto. Dados: H = 1; C = 12 e O = 16.

$CH_4(g) + H_2O(g) \longrightarrow CO(g) + 3\,H_2(g)\quad \Delta H^0 = +206{,}1$ kJ
$2\,H_2(g) + CO(g) \longrightarrow CH_3OH(\ell)\quad \Delta H^0 = -128{,}3$ kJ
$2\,H_2(g) + O_2(g) \longrightarrow 2\,H_2O(g)\quad \Delta H^0 = -483{,}6$ kJ

X 01. Entalpia de combustão de uma substância é o calor liberado na reação de combustão completa de 1 mol dessa substância, a 25 °C e 1 atm.
X 02. Uma reação exotérmica possui variação de entalpia-padrão negativa.
X 04. Fusão e vaporização são exemplos de processos endotérmicos, enquanto solidificação e liquefação são exemplos de processos exotérmicos.
X 08. O calor de formação de 2 mol de metanol a partir do metano e do oxigênio a 25 °C e 1 atm é igual a −328 kJ.
16. Considerando a reação de formação do metanol a partir de metano e de oxigênio a 25 °C e 1 atm, ao aquecer o sistema, favorece-se a produção de metanol, pois essa reação é exotérmica.

10.6 (Unirio-RJ) A água da chuva nunca teve a pureza que o senso comum lhe atribui, mas por obra e graça de nossa civilização, os gases, matéria orgânica e fuligens, que resultam de atividades humanas, interferem no processo de formação das nuvens, o que redunda em chuva ácida. Com base nas equações I, II e III, a entalpia da reação de formação de chuva ácida é:

$H_2S + 2\,O_2 \longrightarrow H_2SO_4\quad \Delta H = ?$
I. $H_2O + SO_2 \longrightarrow H_2S + 3/2\,O_2\quad \Delta H = +37{,}5$ kJ/mol
II. $H_2O + SO_3 \longrightarrow H_2SO_4\quad \Delta H = -40{,}8$ kJ/mol
III. $SO_3 \longrightarrow 1/2\,O_2 + SO_2\quad \Delta H = -24{,}0$ kJ/mol

X a) $\Delta H = -54{,}3$ kJ/mol
b) $\Delta H = -27$ kJ/mol
c) $\Delta H = +54{,}3$ kJ/mol
d) $\Delta H = +27$ kJ/mol
e) $\Delta H = -20{,}7$ kJ/mol

10.7 (Fuvest-SP) Considere os dados da tabela abaixo, a 25 °C e 1 atm:

Substância	Entalpia de formação/ kJ · mol^{-1}
Amônia (gás)	−46
Cloreto de hidrogênio (gás)	−2
Cloreto de amônio (sólido)	−314

a) Calcule o ΔH (em kJ/mol) quando a base reage com o ácido para formar o correspondente sal.
b) Essa reação de salificação é exotérmica ou endotérmica? Por quê?

10.8 Um dos sistemas propelentes usados em foguetes é uma mistura de hidrazina, $N_2H_4(\ell)$, como combustível, e peróxido de hidrogênio, $H_2O_2(\ell)$, como comburente (oxidante). Esses reagentes são chamados hipergólicos porque iniciam a reação pelo simples contato.

$$1\,N_2H_4(\ell) + 2\,H_2O_2(\ell) \longrightarrow 1\,N_2(g) + 4\,H_2O(g)$$

Os reagentes são misturados a 25 °C, na relação em quantidade de matéria indicada pelos coeficientes da equação. Calcule a variação de entalpia da reação dadas as entalpias-padrão de formação em kcal/mol:

$N_2H_4(\ell) = +12$; $H_2O_2(\ell) = -46$; $H_2O(g) = -57{,}8$

10.9 (FEI-SP) Uma das soluções para o problema do lixo é sua utilização na fabricação de gás metano. Esse gás é uma matéria-prima para a produção de gás hidrogênio, representada pela equação:

$$CH_4(g) + H_2O \longrightarrow CO(g) + 3\,H_2(g)$$

A entalpia dessa reação, a 25 °C e 1 atm, em kcal é:
a) −112,8 b) −60,0 c) −44,4 X d) +60,0 e) +112,8

Dadas as entalpias de formação a 25 °C e 1 atm:
$CH_4(g) = -18{,}0$ kcal; $H_2O(\ell) = -68{,}4$ kcal;
$CO(g) = -26{,}4$ kcal.

10.10 (PUC-SP) São dadas as seguintes informações relativas a reações que ocorrem a 25 °C:

I. $1\,Fe_2O_3(s) + 3\,C(\text{grafita}) \longrightarrow 2\,Fe(s) + 3\,CO(g)$ $\quad \Delta H^0 = 492{,}6$ kJ
II. $1\,FeO(s) + 1\,C(\text{grafita}) \longrightarrow 1\,Fe(s) + 1\,CO(g)$ $\quad \Delta H^0 = 155{,}8$ kJ
III. $1\,C(\text{grafita}) + 1\,O_2(g) \longrightarrow 1\,CO_2(g)$ $\quad \Delta H^0 = -393{,}5$ kJ
IV. $1\,CO(g) + 1/2\,O_2(g) \longrightarrow 1\,CO_2(g)$ $\quad \Delta H^0 = -283{,}0$ kJ

Com a utilização desses dados, pede-se calcular:
a) o valor do calor de formação, ΔH_f^0, a 25 °C, para o composto FeO(s);
b) o valor de ΔH_f^0, a 25 °C, para o composto $Fe_2O_3(s)$.

10.11 (PUC-MG) Quando gorduras e óleos se inflamam produzindo grandes chamas, geralmente causam às donas de casa sérios problemas. Por isso, muitas cozinheiras cuidadosas têm sempre à mão bicarbonato de sódio, $NaHCO_3$, pois os produtos obtidos de sua decomposição ajudam a apagar as chamas.
Sabe-se que as entalpias-padrão de formação do bicarbonato de sódio, carbonato de sódio, gás carbônico e vapor de água são, respectivamente, −947 kJ/mol, −1 131 kJ/mol, −394 kJ/mol, −242 kJ/mol. A variação de entalpia (ΔH) da reação de decomposição do bicarbonato de sódio, em kJ/mol, é igual a:

$$2\,NaHCO_3(s) \xrightarrow{\Delta} Na_2CO_3(s) + H_2O(v) + CO_2(g)$$

X a) +127 b) +63,5 c) +254,0 d) −63,5 e) −127

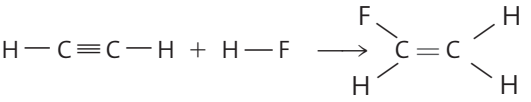
10.12 (PUC-RJ) O gás cloro, $C\ell_2$, amarelo-esverdeado, é altamente tóxico. Ao ser inalado, reage com a água existente nos pulmões, formando ácido clorídrico, $HC\ell$, um ácido forte capaz de causar graves lesões internas, conforme a seguinte reação:

$$C\ell_2(g) + H_2O(g) \longrightarrow HC\ell(g) + HC\ell O(g)$$

Ligação	Energia de ligação kJ · mol^{-1}; 25 °C e 1 atm
$C\ell = C\ell$	243
H — O	464
H — $C\ell$	431
$C\ell$ — O	205

Utilizando os dados constantes na tabela acima, marque a opção que contém o valor correto da variação de entalpia verificada, em kJ/mol.
a) +104 c) +52 e) −104
X b) +71 d) −71

10.13 Com base nas seguintes energias de rompimento de ligação fornecidas em kcal/mol: C = C, +146; C ≡ C, +200, C — H, +100; C — F, +116 e H — F, +135.
calcule a energia total envolvida na reação:



10.14 (PUC-SP) Dados: entalpia de ligação
H — H = 435 kJ/mol; N — H = 390 kJ/mol
A reação de síntese da amônia, processo industrial de grande relevância para a indústria de fertilizantes e de explosivos, é representada pela equação:

$$N_2(g) + 3\,H_2(g) \longrightarrow 2\,NH_3(g)\ \Delta H = -90\text{ kJ}$$

A partir dos dados fornecidos, determina-se que a entalpia de ligação, em kJ/mol, contida na molécula de N_2 (N ≡ N) é igual a:
a) −645 c) +645 e) +1125
b) 0 X d) +945

CAPÍTULO 11

Cinética química

Saiu na Mídia!

Poluição térmica

A água dos rios que recebe a água de resfriamento das usinas termelétricas e nucleares não deve sofrer um aumento de temperatura superior a 2,5 °C. É por isso que nem todos os rios podem ser utilizados para esse fim. [...]

A poluição térmica de um rio torna-se crítica quando ele é usado para resfriar várias usinas termelétricas e quando todas essas usinas trabalham com força máxima. Nesses casos, o aumento de temperatura do rio é bem mais acentuado.[...]

Os prejuízos ao meio ambiente são significativos. Primeiro a perda de oxigênio, uma vez que a solubilidade do oxigênio depende da temperatura; por exemplo, a 0 °C, a solubilidade do oxigênio é de 14,63 mg de oxigênio por litro de água; a 20 °C, a solubilidade decresce para 9,08 mg/L.

A perda de oxigênio das águas devido ao aquecimento reduz a capacidade de autodepuração dos rios por decomposição aeróbica dos detritos, além de prejudicar seriamente várias espécies de peixes. [...]

Com a elevação da temperatura da água, aumentam também as perdas por evaporação, que não só prejudicam a navegabilidade como propiciam maior formação de neblinas.

Finalmente, a elevação de temperatura provoca um aumento na reatividade de poluentes, o que acarreta uma série de outros problemas.

Adaptado de: FELLENBERG, Günter. *Introdução aos problemas da poluição ambiental*. São Paulo: EPU, 1980.



Joe Cavaretta/Associated Press/Glow Images

Peixes mortos em decorrência do despejo de águas industriais aquecidas diretamente no rio. Rio Klamath, Califórnia, Estados Unidos (2002).

Você sabe explicar?

- **Por que a elevação da temperatura aumenta a reatividade das substâncias?**



The Image Bank/Getty Images

Quanto tempo um *air bag* demora para ser acionado?



Chris Butler/Alamy/Other Images

Quanto tempo uma laranja demora para se decompor?



SPL/Latinstock

Quanto tempo o petróleo precisa para se formar?



Rozbyshaka/Shutterstock/Glow Images

Quanto tempo demora a explosão dos fogos de artifício?



Diego Cervo/Shutterstock/Glow Images

Quanto tempo um comprimido efervescente demora para se desfazer na água?



Sérgio Dotta/Arquivo da editora

Qual a diferença entre o tempo que o $H_2O_2(aq)$ gasta para se decompor sozinho e na presença de batata?

A necessidade de controlar o tempo em que determinado fenômeno se desenvolve, tornando-o mais lento ou mais rápido, se faz presente em qualquer pesquisa científica, principalmente no que diz respeito às transformações químicas.

É fácil constatar que cada reação química, feita sob determinadas condições, ocorre em certa taxa de rapidez, gastando um tempo determinado para se completar. Em geral, podemos variar essa taxa de rapidez da reação modificando as condições a que ela está submetida.

O termo velocidade em Física é definido como espaço percorrido em função do tempo. Em Química, o termo velocidade está relacionado a quanto uma reação química se desenvolve de forma mais rápida ou mais lenta. Para não usarmos o mesmo termo com sentidos diferentes, optamos por falar em **taxa de desenvolvimento de uma reação** ou **taxa de rapidez de uma reação** no lugar de velocidade.

1 Taxa de desenvolvimento da reação

Algumas reações são muito rápidas e ocorrem quase instantaneamente, como a combustão do TNT (trinitrotolueno) e a oxidação da hidrazina, N_2H_4, pelo peróxido de hidrogênio, H_2O_2 (reação utilizada na propulsão de foguetes). Outras reações, ao contrário, são muito lentas, e às vezes demoram séculos, como a formação do petróleo e a degradação natural de certos tipos de lixo, como os plásticos (120 anos) e os vidros (4 mil anos).

Estudar o mecanismo de reações desse tipo ou como a taxa de desenvolvimento da reação varia em função de cada reagente é uma tarefa bastante difícil. Há, porém, muitas reações que ocorrem com uma taxa de desenvolvimento moderada, como a decomposição térmica de sais, a combustão de vários compostos orgânicos, a transformação dos alimentos pela ação de bactérias. A respeito de reações desse tipo, podemos fazer uma série de perguntas:

- Qual a taxa de desenvolvimento média para determinada reação?
- Que fatores influem na taxa de desenvolvimento da reação?
- Como alterar a taxa de desenvolvimento da reação para que se torne mais rápida ou mais lenta?
- É possível determinar o caminho pelo qual os reagentes se transformam em produtos, isto é, o mecanismo da reação?

Responder a essas e a outras perguntas referentes ao fator tempo relacionado com as reações químicas ocorrem é o objetivo da Cinética química.

> A Cinética química estuda a taxa de desenvolvimento das reações e os fatores que a influenciam. Estuda ainda a possibilidade de controlar essa taxa de desenvolvimento, tornando as reações mais rápidas ou mais lentas, com base no mecanismo das reações.

Degradar o lixo em poucas horas ou retardar por anos a deterioração de um alimento são conquistas que todo cientista almeja.

Talvez ainda leve algum tempo para que esses objetivos específicos sejam atingidos em grande escala, mas há muitos outros de grande valor que já se tornaram realidade graças ao desenvolvimento da Cinética química.

Taxa de desenvolvimento média em função de reagentes e produtos

Considere, por exemplo, a reação genérica balanceada, esquematizada a seguir, na qual duas substâncias A e B reagem entre si na proporção a A + b B, produzindo duas novas substâncias, C e D, na proporção c C + d D:

$$a\,A + b\,B \longrightarrow c\,C + d\,D$$

No início da reação (tempo zero), têm-se apenas as substâncias A e B. Uma vez iniciado o processo, as quantidades das substâncias A e B vão diminuindo progressivamente, enquanto começam a surgir as substâncias C e D, em quantidades que vão aumentando até que a reação se complete. Define-se então:

> A taxa de desenvolvimento média, Td_m, é calculada em função de uma das substâncias participantes da reação e é expressa pela razão entre a quantidade consumida ou produzida dessa substância e o intervalo de tempo, Δt, em que isso ocorreu.

A taxa de desenvolvimento média da reação genérica esquematizada acima pode ser calculada por uma das expressões abaixo:

Consumo de reagentes:

$$Td_m = \frac{\text{quantidade de A consumido}}{\Delta t} \quad \text{ou} \quad Td_m = \frac{\text{quantidade de B consumido}}{\Delta t}$$

Formação de produtos:

$$Td_m = \frac{\text{quantidade de C produzido}}{\Delta t} \quad \text{ou} \quad Td_m = \frac{\text{quantidade de D produzido}}{\Delta t}$$

As quantidades das substâncias consumidas ou produzidas são geralmente expressas em variação de concentração em quantidade de matéria, mol/L, que aqui simbolizamos por $\Delta[\ ]$ (variação da concentração em quantidade de matéria).

Podem ser expressas também em variação de massa, Δm, variação de quantidade de matéria, Δn, ou em variação de pressão parcial, Δp, no caso de reagentes ou de produtos que estejam na fase gasosa.

O intervalo de tempo, Δt, é expresso numa unidade adequada ao tipo de reação: segundos (s), minutos (min), horas (h) ou dias (d).

A Iupac adota o Sistema Internacional de Unidades nas suas publicações, portanto a unidade da grandeza tempo oficial é o segundo, s.

Considere, por exemplo, que durante a reação genérica citada anteriormente tenha sido medida a concentração em quantidade de matéria da substância A consumida e da substância C produzida, em intervalos de tempo regulares obtendo-se o resultado descrito na tabela a seguir:

Tempo/minutos	0	5	10	15	20	25
[A]/mol · L^{-1} consumido	8,5	7,0	5,5	4,0	2,5	1,0
[C]/mol · L^{-1} produzido	0	0,5	1,0	1,5	2,0	2,5

Com base nesses resultados, podemos calcular a taxa de desenvolvimento média da reação em função de A e de C, no intervalo de tempo que quisermos:

- Taxa de desenvolvimento média da reação em função da substância A consumida no intervalo de tempo entre 5 e 20 minutos.

$$Td_m = \frac{\Delta[A]}{\Delta t} \Rightarrow Td_m = \frac{[A]_{final} - [A]_{inicial}}{t_{final} - t_{inicial}} \Rightarrow Td_m = \frac{2,5 - 7,0}{20 - 5} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow Td_m = \frac{-4,5}{15} \Rightarrow Td_m = -0,3 \text{ mol/L} \cdot \text{min}$$

- Taxa de desenvolvimento média da reação em função da substância C produzida no intervalo de tempo entre 5 e 20 minutos.

$$Td_m = \frac{\Delta[C]}{\Delta t} \Rightarrow Td_m = \frac{[C]_{final} - [C]_{inicial}}{t_{final} - t_{inicial}} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow Td_m = \frac{2,0 - 0,5}{20 - 5} \Rightarrow Td_m = \frac{1,5}{15} \Rightarrow Td_m = +0,1 \text{ mol/L} \cdot \text{min}$$

Observe que a taxa de desenvolvimento média calculada em função dos **reagentes** (no caso A) tem **valor negativo**, pois à medida que a reação ocorre a quantidade de reagentes vai diminuindo. Já a taxa de desenvolvimento média calculada em função dos **produtos**, no caso C, tem **valor positivo**, pois à medida que a reação ocorre a quantidade de produtos vai aumentando. Para evitar o problema do sinal, costuma-se trabalhar com os valores da taxa de desenvolvimento de qualquer substância que participe da reação em módulo.

Taxa de desenvolvimento média

Na maioria das reações químicas, a proporção em quantidade de matéria das substâncias que reagem e das que são produzidas é diferente. Considere, por exemplo, uma reação como a de formação da amônia:

$$1\,N_2(g) + 3\,H_2(g) \longrightarrow 2\,NH_3(g)$$

Nessa reação, o consumo de 1 mol de gás nitrogênio, $N_2(g)$, ocorre simultaneamente ao consumo de 3 mol de gás hidrogênio, $H_2(g)$, ao mesmo tempo que se formam 2 mol de gás amônia, $NH_3(g)$.

Isso significa que, se calcularmos a taxa de desenvolvimento média em função do $H_2(g)$, ela será 3 vezes maior que a taxa de desenvolvimento média calculada em função do $N_2(g)$ e 1,5 vez maior que a taxa de desenvolvimento média calculada em função do $NH_3(g)$.

Para que o cálculo da taxa de desenvolvimento média da reação seja o mesmo em função de qualquer reagente ou produto, no mesmo intervalo de tempo, a Iupac estabeleceu a seguinte convenção:

> A taxa de desenvolvimento média da reação é o módulo da taxa de desenvolvimento de consumo de um dos reagentes, ou da taxa de desenvolvimento de formação de um dos produtos, dividido pelo respectivo coeficiente da substância na equação da reação corretamente balanceada.

Assim, no caso da reação de formação da amônia, temos:

$$Td_{m\ reação} = \left| -\frac{Td_{N_2}}{1} \right| = \left| -\frac{Td_{H_2}}{3} \right| = \left| +\frac{Td_{NH_3}}{2} \right|$$

Se considerarmos a equação genérica:

$$a\,A + b\,B \longrightarrow c\,C + d\,D$$

teremos:

$$Td_{m\ reação} = \left| \frac{-1 \cdot \Delta[A]}{a \cdot \Delta t} \right| = \left| \frac{-1 \cdot \Delta[B]}{b \cdot \Delta t} \right| = \left| \frac{+1 \cdot \Delta[C]}{c \cdot \Delta t} \right| = \left| \frac{+1 \cdot \Delta[D]}{d \cdot \Delta t} \right|$$

Considere o seguinte exemplo:

- (Faap-SP) Num determinado meio onde ocorre a reação:

$1\,N_2O_5(g) \longrightarrow 1\,N_2O_4(g) + 1/2\,O_2(g)$

observou-se a seguinte variação na concentração de $N_2O_5(g)$ em função do tempo:

$[N_2O_5]$/mol · L^{-1}	0,233	0,200	0,180	0,165	0,155
Tempo/s	0	180	300	540	840

Calcule a taxa de desenvolvimento média da reação no intervalo de tempo de 3 min a 5 min.

Resolução:

1 min = 60 s 3 min = 180 s e 5 min = 300 s

$$Td = \left|\frac{\Delta[C]}{\Delta t}\right| \Rightarrow Td = \left|\frac{0{,}180 - 0{,}200}{5{,}0 - 3{,}0}\right| \Rightarrow Td = \left|\frac{-0{,}02}{2{,}0}\right|$$

$Td = 0{,}01$ mol/L · min

Estudo gráfico

Em geral, antes que uma reação tenha início, a quantidade de reagentes é máxima, e a quantidade de produtos é zero. À medida que a reação ocorre, os reagentes vão sendo consumidos, portanto a quantidade de reagentes vai diminuindo com o tempo até se tornar mínima (ou eventualmente zero, para um rendimento teórico de 100%). Ao mesmo tempo, os produtos vão sendo formados, e a quantidade de produtos, que no início geralmente é zero, começa a aumentar, até que, no final da reação, torna-se máxima.

Veja um exemplo na tabela a seguir para a reação:

$1\,H_2(g) + 1\,I_2(g) \longrightarrow 2\,HI(g)$

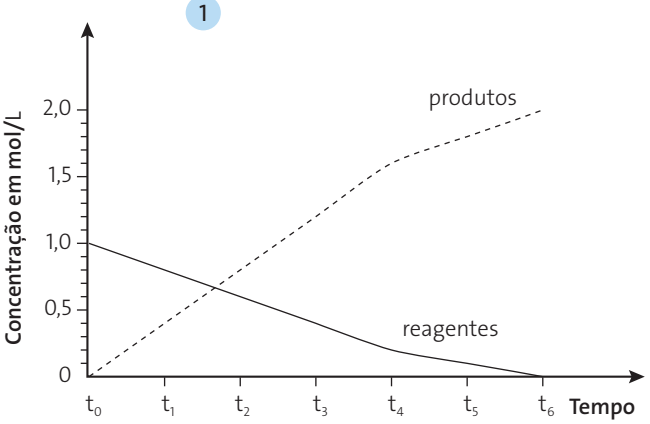
Tempo/s	**Concentração/** mol · L^{-1}		
	$[H_2]$	**$[I_2]$**	**[HI]**
t_0	1,00	1,00	0
t_1	0,80	0,80	0,40
t_2	0,60	0,60	0,80
t_3	0,40	0,40	1,20
t_4	0,20	0,20	1,60
t_5	0,10	0,10	1,80
t_6	0	0	2,0

Fonte: LOURENÇO, Maria da Graça. *Química, ciências físico-químicas*. Porto: Porto Editora, 1996.

Se colocarmos esses valores da tabela em um gráfico da concentração em mol/L de reagentes e produtos, em função do tempo, obtemos as curvas do gráfico 1 (página 173). Se fizermos um gráfico da taxa de desenvolvimento da reação em função do tempo para uma reação genérica, obteremos a curva esquematizada no gráfico 2 (página 173).

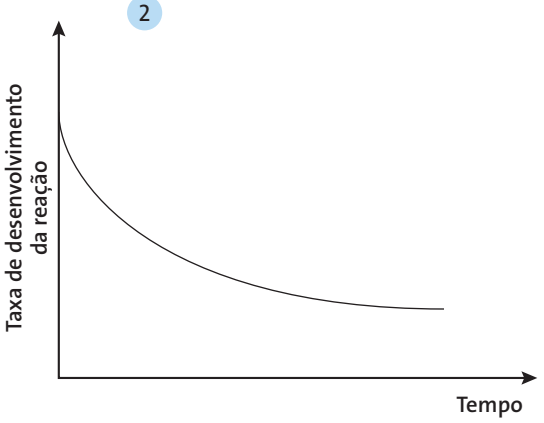
Concentração em mol/L × tempo

1



Taxa de desenvolvimento da reação × tempo

2



Experimentalmente, verifica-se que na maioria das reações a taxa de desenvolvimento é máxima no início da reação e vai se tornando progressivamente menor com o passar do tempo. Isso ocorre porque, no início da reação, a concentração dos reagentes em quantidade de matéria (mol/L) é máxima. À medida que a reação ocorre e os reagentes vão se transformando em produtos, a concentração em mol/L de reagentes vai diminuindo e, com ela, a taxa de desenvolvimento da reação.

Questões

ATENÇÃO!
Não escreva no seu livro!

1. (Unicamp-SP) Amostras de magnésio foram colocadas em soluções de ácido clorídrico em diversas concentrações e temperaturas, havendo total dissolução do metal e desprendimento do hidrogênio gasoso. Observaram-se os resultados expostos na tabela a seguir:

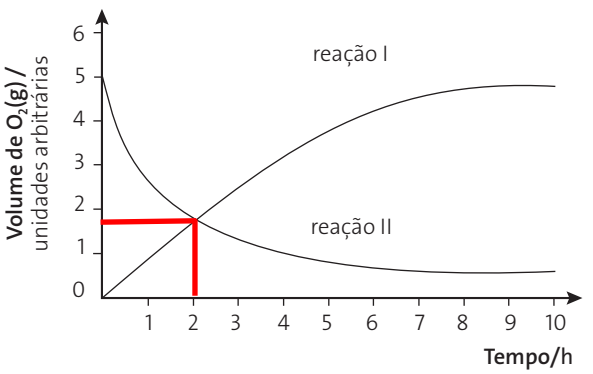
Nº de amostra	Massa de magnésio dissolvida	Tempo para dissolver
I.	2,00 g	10,0 min
II.	0,40 g	2,0 min
III.	0,40 g	1,0 min
IV.	0,50 g	1,0 min

a) Em qual caso a taxa de desenvolvimento média da reação foi maior?

b) Em qual caso se desprendeu maior quantidade de $H_2(g)$?
Mostre como você chegou a essas conclusões.
$1\,Mg(s) + 2\,HC\ell(aq) \longrightarrow 1\,MgC\ell_2(aq) + 1\,H_2(g)$

2. (Unicamp-SP) Numa reação que ocorre em solução (reação I), há o desprendimento de oxigênio, e a sua taxa de desenvolvimento pode ser medida pelo volume de $O_2(g)$ desprendido. Outra reação (reação II) ocorre nas mesmas condições, porém consumindo $O_2(g)$, e este consumo mede a taxa de desenvolvimento dessa reação.
O gráfico a seguir representa os resultados referentes às duas reações:

Temperatura e pressão constantes



Considerando as duas horas iniciais, qual das reações tem taxa de desenvolvimento maior? Justifique sua resposta.

2 Condições para que ocorra reação

Há duas condições que são fundamentais (embora não sejam suficientes) para que uma reação química possa ocorrer:

- Os reagentes devem entrar em contato.
- Deve haver afinidade química* entre os reagentes.

Assim, se colocarmos em contato gás cloro, $C\ell_2(g)$, e gás hidrogênio, $H_2(g)$, **pode haver reação**, pois há afinidade química entre essas substâncias. A realização ou não de reação química, nesse caso, passa a depender de duas outras condições, ditas acessórias:

- As partículas** dos reagentes devem colidir entre si.
- A colisão entre as partículas dos reagentes deve ser efetiva, ou seja, deve ocorrer numa orientação favorável, com energia suficiente para romper as ligações existentes nos reagentes.

* Se colocarmos em contato água, $H_2O(\ell)$, e monóxido de carbono, CO(g), não haverá reação, pois não há afinidade química entre essas substâncias: $H_2O(\ell) + CO(g) \longrightarrow$ $\longrightarrow$ não há reação.

** Moléculas, átomos, íons.

As ilustrações estão fora de escala. Cores fantasia.

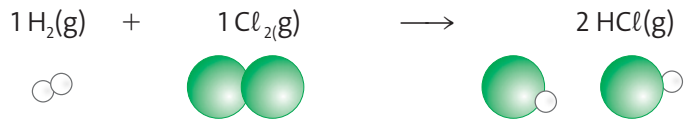
hidrogênio

cloro

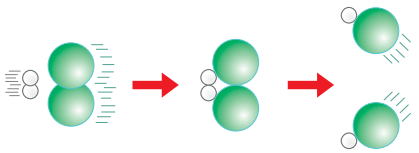
As esferas acima são apenas um modelo, não possuem existência física real. Estão fora de escala de tamanho e as cores são fantasia.

Colisão com orientação favorável

Considere, por exemplo, a reação entre gás hidrogênio e gás cloro, utilizando o modelo atômico de Dalton:



Para que as moléculas de $H_2(g)$ e $C\ell_2(g)$ possam formar $HC\ell(g)$, elas devem colidir com energia suficiente (na presença de energia luminosa) e numa orientação favorável, conforme mostra a tabela a seguir:

Algumas orientações possíveis durante a colisão	Resultado
	Orientação desfavorável: a colisão não é efetiva e não ocorre reação.
	Orientação desfavorável: a colisão não é efetiva e não ocorre reação.
	Orientação favorável: a colisão pode ser efetiva e pode ocorrer reação.

Energia de ativação e complexo ativado

Para que a colisão entre as partículas reagentes seja efetiva (resulte em produtos) não basta que ela ocorra segundo uma orientação favorável, é necessário que a colisão aconteça com uma quan-

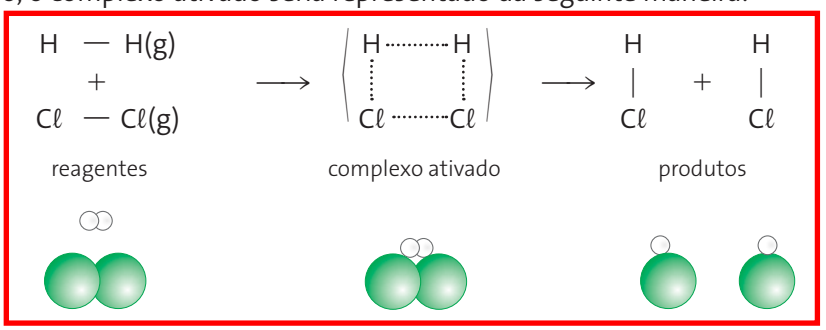
tidade mínima de energia capaz de romper as ligações das partículas reagentes possibilitando a formação dos produtos. Essa energia mínima necessária para que a reação ocorra é denominada energia de ativação.

Energia de ativação é a quantidade mínima de energia necessária para que a colisão entre as partículas dos reagentes, feita numa orientação favorável, seja efetiva e resulte em reação.

Quando a colisão entre as partículas dos reagentes ocorre numa orientação favorável e com energia igual ou superior à energia de ativação, forma-se primeiramente uma estrutura instável e intermediária entre os reagentes e os produtos, chamada complexo ativado.

Complexo ativado de uma reação é uma estrutura intermediária e instável entre os reagentes e os produtos.

No caso da reação entre $H_2(g)$ e $C\ell_2(g)$, formando $HC\ell(g)$, por exemplo, o complexo ativado seria representado da seguinte maneira:



Também podemos definir energia de ativação como a energia necessária para que os reagentes se transformem em complexo ativado.

Os reagentes possuem determinada quantidade de energia (energia própria dos reagentes, E_{pr}). Supondo que a energia necessária para que a reação tenha início seja uma energia E, então a energia de ativação, E_{at}, será igual à diferença: $E - E_{pr}$.

$$E_{ativação} = E_{necessária\ para\ que\ a\ reação\ se\ inicie} - E_{própria\ dos\ reagentes}$$

Reações endotérmica e exotérmica

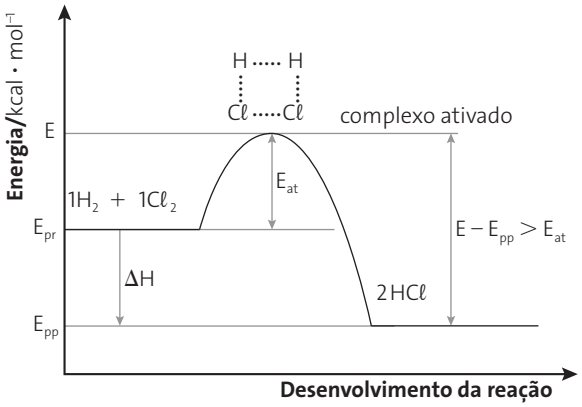
Os produtos de uma reação química também possuem certa quantidade de energia (energia própria dos produtos, E_{pp}). Quando o complexo ativado (instável) se rearranja para formar os produtos, ocorre sempre uma liberação de energia, que pode ser calculada pela diferença: $E - E_{pp}$. Desse modo, podemos concluir:

- Se a diferença $E - E_{pp}$ for maior que a energia de ativação, a reação será exotérmica: $\mathbf{E - E_{pp} > E_{at}}$ **V reação exotérmica**.
- Se a diferença $E - E_{pp}$ for menor que a energia de ativação, a reação será endotérmica: $\mathbf{E - E_{pp} < E_{at}}$ **V reação endotérmica**.

Gráficos da energia de ativação

Independentemente de a reação química ser exotérmica ou endotérmica, os reagentes sempre vão necessitar de uma energia de ativação para atingir o complexo ativado. Observe os gráficos a seguir:

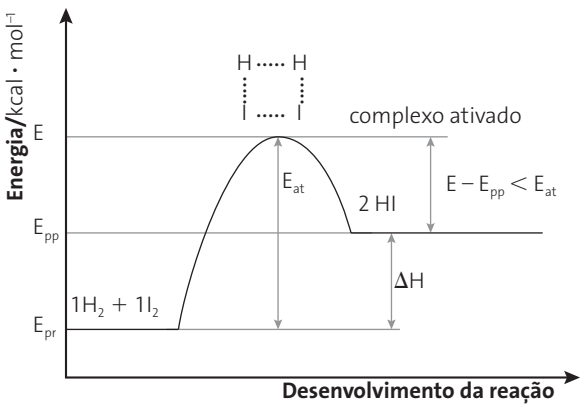
Reação exotérmica



O gráfico mostra a energia envolvida na reação entre gás hidrogênio, $H_2(g)$, e gás cloro, $C\ell_2(g)$:

$1\,H_2(g) + 1\,C\ell_2(g) \longrightarrow 2\,HC\ell(g) \qquad \Delta H = -44{,}2$ kcal

Reação endotérmica



O gráfico mostra a energia envolvida na reação entre gás hidrogênio, $H_2(g)$, e gás iodo, $I_2(g)$:

$1\,H_2(g) + 1\,I_2(s) \longrightarrow 2\,HI(g) \qquad \Delta H = +12{,}4$ kcal

Energia de ativação e taxa de desenvolvimento da reação

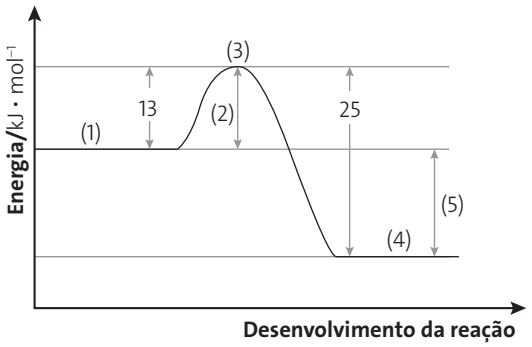
Quanto menor a energia de ativação, maior a taxa de desenvolvimento da reação e vice-versa.

A energia de ativação representa um obstáculo na transformação de reagentes em produtos. A reação só será efetuada se esse obstáculo for transposto, isto é, se as moléculas das substâncias reagentes adquirirem energia de ativação.

Quanto menor for a energia de ativação a ser adquirida, mais fácil e rapidamente ocorrerá a reação e vice-versa.

Questões

3. (UFU-MG) Em relação ao gráfico de energia em função do desenvolvimento de uma reação química hipotética, assinale a alternativa correta.



a) (1) 13,0 kJ · mol^{-1}; (2) reagentes; (3) E_{at}; (4) produtos; (5) 12 kJ · mol^{-1} de calor absorvido.

X b) (1) reagentes; (2) E_{at}; (3) estado ativado; (4) produtos; (5) 12 kJ · mol^{-1} de calor liberado.

c) (1) reagentes; (2) E_{at}; (3) estado ativado; (4) 12 kJ · mol^{-1} de calor liberado; (5) produtos.

d) (1) produtos; (2) E_{at}; (3) reagentes; (4) estado ativado; (5) 12 kJ · mol^{-1} de calor absorvido.

e) (1) reagentes; (2) E_{at}; (3) estado ativado; (4) produtos; (5) 12 kJ · mol^{-1} de calor absorvido.

4. (Esal-MG) A taxa de desenvolvimento de uma reação química depende:

I. Do número de colisões entre as moléculas na unidade de tempo.
II. Da energia cinética das moléculas envolvidas na reação.
III. Da orientação das moléculas.

Estão corretas as alternativas:

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

3 Fatores que influenciam a taxa de desenvolvimento das reações

São diversos os fatores que podem influir na taxa de desenvolvimento de uma reação química tornando-a mais rápida ou mais lenta. Entre eles se destacam: natureza dos reagentes, superfície de contato, luz, eletricidade, pressão, temperatura, concentração de reagentes, catalisadores e inibidores, conforme mostra a tabela na página a seguir.

Muitas vezes, controlando esses fatores isoladamente ou em conjunto, o químico consegue alterar a taxa de desenvolvimento de uma reação. Para ver isso na prática, vamos fazer um experimento?

Professor, comente sobre a Síndrome de Reye com os alunos (leia o boxe do Manual do Professor).

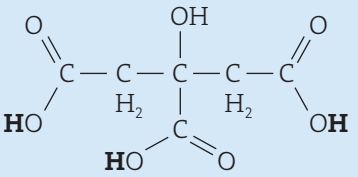
EXPERIMENTO

Taxa de desenvolvimento da reação

Há no mercado diversos produtos indicados para combater a acidez estomacal, como os antiácidos efervescentes, que podem ser encontrados na forma de pastilhas ou pó, para serem dissolvidos na água ao serem administrados.

Segundo informações do rótulo, uma pastilha efervescente (4 g) é composta de:

- Ácido acetilsalicílico 325 mg
- Carbonato de sódio 400 mg
- Carbonato ácido de sódio 1700 mg
- Ácido cítrico 1575 mg



Molécula de ácido cítrico (**H**: hidrogênio ácido).

Com esse produto, podemos fazer alguns experimentos relacionados à Cinética química.

Material necessário

- 2 copos de vidro transparentes
- Água em temperatura ambiente
- Água gelada (do refrigerador, ≃ 10 °C)
- Água quente (do chuveiro, ≃ 60 °C)
- 4 pastilhas de antiácido efervescente inteiras
- 2 pastilhas de antiácido efervescente trituradas dentro da embalagem (o que pode ser conseguido fazendo-se pressão sobre a pastilha na embalagem fechada com a base de uma colher, por exemplo.)

Como fazer

Parte 1

Comece trabalhando com água em temperatura ambiente.

Coloque cerca de 150 mL de água em cada copo. Com a ajuda de um amigo (se necessário), coloque ao mesmo tempo em um dos copos uma pastilha de antiácido inteira e, no outro copo, uma pastilha de antiácido triturada. Observe.

Parte 2

Agora, coloque água gelada em um dos copos e água quente no outro e adicione um comprimido efervescente em cada copo. Observe.

Investigue

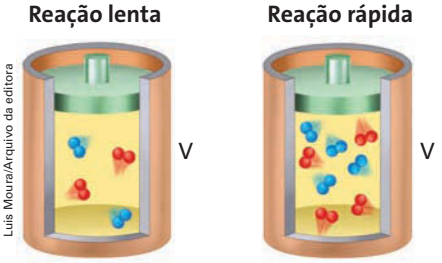
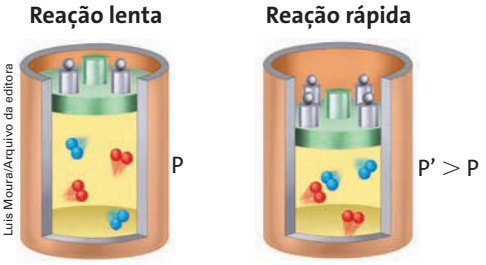
1. Tratando-se de um produto indicado para combater a acidez estomacal (e que, portanto, deveria apresentar características básicas), é estranho ler nos rótulos a presença de **ácido** acetilsalicílico, $C_8H_8O_4$, carbonato **ácido** de sódio, $NaHCO_3$, e **ácido** cítrico, $COH(CH_2)_2(COOH)_3$. Investigue qual a função desses componentes no produto.

2. Na parte 1 do experimento, a pastilha reage mais rapidamente com a água quando está inteira ou após ser triturada? Por quê?

3. Na parte 2 do experimento, a pastilha reage mais rapidamente com a água gelada ou com a água quente? Por quê?

As ilustrações estão fora de escala. Cores fantasia.

Fatores que influenciam a taxa de desenvolvimento das reações

Fator	Efeito na reação	Exemplo
Natureza dos reagentes	Quanto maior for o número de ligações a serem rompidas nos reagentes e quanto mais fortes forem essas ligações, mais lenta será a reação, e vice-versa. Reações orgânicas (com moléculas grandes e várias ligações covalentes) são mais lentas que reações inorgânicas (com íons já dissociados em meio aquoso).	• Instantânea a 20 °C. $1HC\ell(aq) + 1NaOH(aq) \longrightarrow 1NaC\ell(aq) + 1H_2O(\ell)$ • Muito lenta a 20 °C. $1CH_4(g) + 2O_2(g) \longrightarrow 1CO_2(g) + 2H_2O(v)$
Superfície de contato	Quanto maior a superfície de contato (área efetivamente exposta) entre os reagentes, maior a taxa de desenvolvimento da reação, e vice-versa.	• Reação muito lenta $Fe(barra) + O_2(g) + H_2O(v) \longrightarrow$ ferrugem • Reação mais rápida $Fe(palhinha) + O_2(g) + H_2O(v) \longrightarrow$ ferrugem
Luz e eletricidade	Algumas reações específicas ocorrem instantaneamente quando ativadas pela luz (reações fotoquímicas) ou pela eletricidade e são extremamente lentas na ausência desses fatores.	• Reação ativada pela luz: $1H_2(g) + 1C\ell_2 \longrightarrow 2HC\ell(g)$ • Reação ativada pela eletricidade: $2H_2(g) + 1O_2(g) \longrightarrow 2H_2O(\ell)$
Concentração de reagentes	Quanto maior o número de partículas de reagentes por unidade de volume, isto é, quanto maior a concentração, maior será a probabilidade de haver colisão efetiva entre essas partículas. Consequentemente, maior será a taxa de desenvolvimento da reação.	
Pressão	Um aumento de pressão num sistema em reação implica um contato maior entre os reagentes, pois o volume do sistema diminui, o que possibilita um maior número de colisões entre as partículas e consequentemente maior taxa de desenvolvimento da reação.	
Temperatura	Um aumento de temperatura causa um aumento na taxa de desenvolvimento de reações químicas tanto exotérmicas como endotérmicas porque leva os reagentes a atingir mais rapidamente o complexo ativado.	• Reação exotérmica: t °C ↑, $Td_{reação}$ ↑ $1H_2(g) + 1C\ell_2 \longrightarrow 2HC\ell(g)$ • Reação endotérmica: t °C ↑, $Td_{reação}$ ↑ $1H_2(g) + 1I_2 \longrightarrow 2HI(g)$
Catalisadores	O catalisador participa da formação do complexo ativado diminuindo a energia de ativação da reação e aumentando sua taxa de desenvolvimento.	O $NO_2(g)$ atua como catalisador da reação: $2SO_2(g) + 1O_2(g) \longrightarrow 2SO_3(g)$ aumentando sua taxa de desenvolvimento.
Inibidores	O inibidor participa da formação do complexo ativado aumentando a energia de ativação da reação e diminuindo sua taxa de desenvolvimento.	O meio ácido, $H_3O^{1+}(aq)$, inibe a reação: $2H_2O_2(aq) \longrightarrow 2H_2O(\ell) + 1O_2(g)$ diminuindo sua taxa de desenvolvimento.

Por que a elevação da temperatura aumenta a reatividade das substâncias?

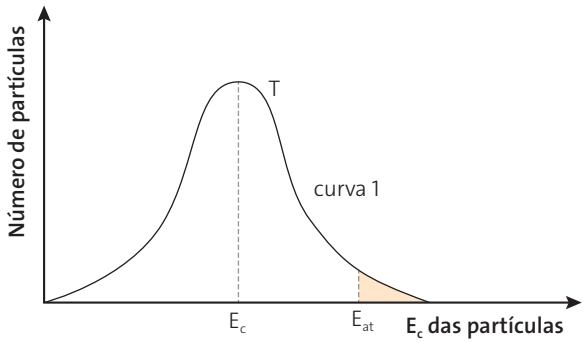
Sendo a temperatura uma medida da agitação térmica das partículas de uma substância, um aumento de temperatura representa diretamente um aumento de agitação dessas partículas.

Agitando-se mais rápida e intensamente, as partículas vão colidir com maior frequência, o que acarretará um aumento na taxa de desenvolvimento da reação.

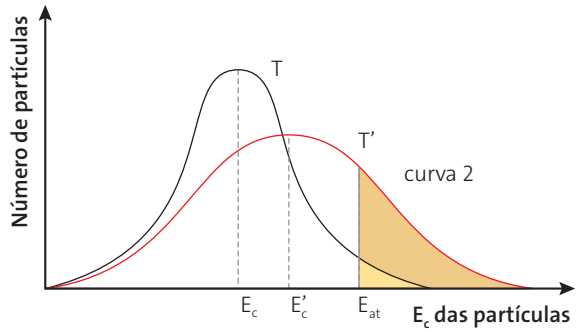
A cada temperatura, as partículas das substâncias reagentes possuem uma **energia cinética média**, o que não significa que todas as partículas têm a mesma energia cinética.

Se construírmos um gráfico representando o número de partículas das substâncias reagentes em função da energia cinética, E_c, à temperatura T, poderemos estimar a quantidade de partículas que possuem energia de ativação necessária para que a colisão entre elas seja efetiva, formando o complexo ativado. Nesse caso, obtemos a curva 1.

O aumento da temperatura implica → aumento da energia cinética → aumento do número de partículas com energia maior ou igual à energia de ativação → aumento do número de colisões efetivas → aumento da taxa de desenvolvimento da reação.



No entanto, se construirmos um outro gráfico, a uma outra temperatura T', com T' > T, a energia cinética média dessas partículas será E'_c com $E'_c > E_c$, portanto mais moléculas terão energia de ativação necessária para atingirem o complexo ativado. Nesse caso, obtemos a curva 2.



Sendo E_{at} a energia de ativação necessária para que as colisões entre as partículas reagentes resultem em reação, veremos no gráfico que, à temperatura T', o número de partículas com energia igual ou superior à energia de ativação é muito maior que à temperatura T. Logo, à temperatura T' > T, a taxa de desenvolvimento da reação é maior.

O peróxido de hidrogênio (água oxigenada) se decompõe lentamente em condições ambiente, formando água e gás oxigênio:

$2\,H_2O_2(aq) \longrightarrow 2\,H_2O(\ell) + 1\,O_2(g)$

Se adicionarmos um pedaço de batata crua a um sistema contendo peróxido de hidrogênio em condições ambiente, a enzima catalase presente na batata atuará como catalisador da reação de decomposição do $H_2O_2(aq)$, e o volume de bolhas de oxigênio formado será muito maior por causa do aumento na taxa de desenvolvimento da reação química.

Catalisadores

O catalisador é uma substância que participa da formação do complexo ativado fazendo com que os reagentes necessitem de uma energia de ativação menor para atingir esse estado, aumentando dessa forma a taxa de desenvolvimento da reação.

O catalisador não participa dos produtos da reação, sendo integralmente recuperado no final (em massa e composição).

Todo catalisador possui em comum as seguintes características:

- A ação catalítica só é possível quando existe afinidade química entre os reagentes. Isso significa que não há catalisador que faça ocorrer uma reação não espontânea; por exemplo, a água reagir com o monóxido de carbono.
- Se a reação for reversível, os produtos reagem entre si formando novamente os reagentes:

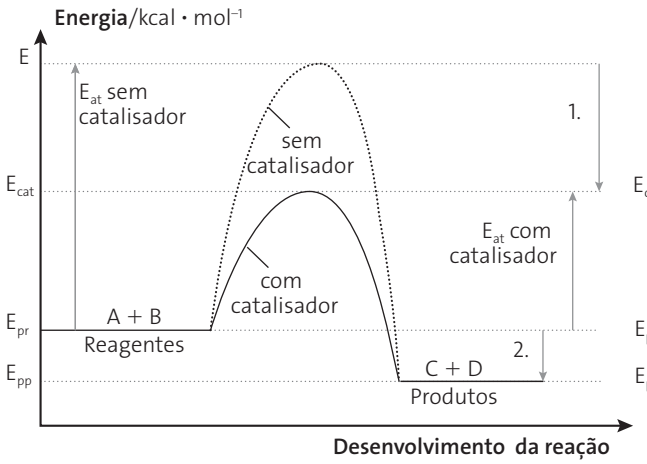
reagentes $\underset{\text{reação inversa}}{\overset{\text{reação direta}}{\rightleftharpoons}}$ produtos

a adição de um catalisador aumentará igualmente as taxas de desenvolvimentos das reações direta e inversa.

Podemos representar **graficamente** a ação de um catalisador sobre reações que liberam ou absorvem calor da seguinte forma:

Reações exotérmicas

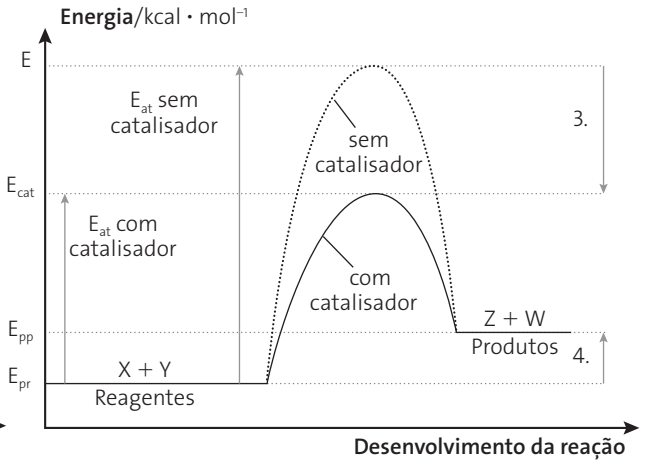
$A + B \longrightarrow C + D + \text{calor}$



1. Diminuição da energia de ativação pela ação do catalisador.
2. Libera calor: $\Delta H < 0$ (–).

Reações endotérmicas

$X + Y + \text{calor} \longrightarrow Z + W$



3. Diminuição da energia de ativação pela ação do catalisador.
4. Absorve calor: $\Delta H > 0$ (+).

O catalisador age na reação mudando seu mecanismo, ou seja, tornando mais curto o caminho no qual os reagentes se transformam em produtos (veja um exemplo no próximo item). Para isso, forma, com os reagentes, um sistema que pode ser monofásico (homogêneo) ou polifásico (heterogêneo).

Catálise homogênea

Quando o catalisador forma com os reagentes um sistema monofásico, dizemos que a ação catalítica é homogênea.

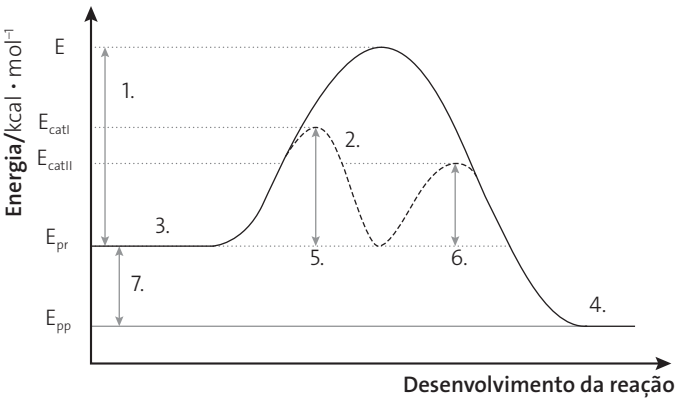
Por exemplo: considere a reação de combustão do dióxido de enxofre, $SO_2(g)$, formando trióxido de enxofre, $SO_3(g)$ (uma etapa intermediária na fabricação de ácido sulfúrico, $H_2SO_4(aq)$).

$$2\,SO_2(g) + 1\,O_2(g) \longrightarrow 2\,SO_3(g)$$

Na ausência de catalisador, essa reação é bastante lenta, mas na presença de dióxido de nitrogênio, $NO_2(g)$, a reação torna-se sensivelmente mais rápida. Como o dióxido de nitrogênio forma com os reagentes um sistema monofásico (geralmente as misturas de gases são monofásicas), sua ação catalítica, nesse caso, é dita homogênea.

O que ocorre, de fato, é que o catalisador forma com um dos reagentes um composto intermediário (complexo ativado).

Desenvolvimento de reação com catálise homogênea



1. Energia de ativação sem $NO_2(g)$.
2. Energia de ativação com $NO_2(g)$.
3. Reagentes: $2\,SO_2(g) + 1\,O_2(g)$.
4. Produto: $2\,SO_3(g)$.
5. Etapa I: $2\,SO_2(g) + 2\,NO_2(g) \longrightarrow 2\,SO_3(g) + 2\,NO(g)$.
6. Etapa II: $2\,NO(g) + 1\,O_2(g) \longrightarrow 2\,NO_2(g)$.
7. Calor liberado: $\Delta H = -22{,}6$ kcal/mol.

Nessa reação, o dióxido de nitrogênio, $NO_2(g)$ (catalisador), reage com o dióxido de enxofre, $SO_2(g)$ (numa primeira etapa), formando o monóxido de nitrogênio, $NO(g)$, e o trióxido de enxofre, $SO_3(g)$.

Numa segunda etapa, o monóxido de nitrogênio, $NO(g)$, reage com o gás oxigênio, $O_2(g)$, para reconstituir o catalisador.

A reação feita assim, em duas etapas, necessita de menos energia de ativação para prosseguir e, consequentemente, é mais rápida.

Observe como o mecanismo da ação catalítica do $NO_2(g)$ pode ser representado por meio de equações químicas:

Etapa I: $2\,SO_2(g) + \cancel{2\,NO_2(g)} \longrightarrow 2\,SO_3(g) + \cancel{2\,NO(g)}$

Etapa II: $\cancel{2\,NO(g)} + 1\,O_2(g) \longrightarrow \cancel{2\,NO_2(g)}$

Reação global: $2\,SO_2(g) + 1\,O_2(g) \longrightarrow 2\,SO_3(g)$

Observe na reação ao lado que o catalisador não participa da reação global, mas apenas das etapas intermediárias e é integralmente recuperado no final.

Catálise heterogênea

Quando o catalisador forma com os reagentes um sistema polifásico, dizemos que a ação catalítica é heterogênea.

Por exemplo: a mesma reação de combustão do dióxido de enxofre, $SO_2(g)$, pode ser catalisada pelo pentóxido de divanádio, $V_2O_5(s)$, um composto sólido que forma com os reagentes gasosos um sistema bifásico (heterogêneo).

$$2\,SO_2(g) + 1\,O_2(g) \xrightarrow{V_2O_5\,(s)} 2\,SO_3(g)$$

Nesse caso, o composto sólido atua adsorvendo (retendo em sua superfície) as moléculas dos reagentes. Isso enfraquece as ligações nessas moléculas, facilitando a formação do complexo ativado, o que diminui a energia de ativação e aumenta a taxa de desenvolvimento da reação.

CURIOSIDADE

Conversor catalítico

Outro exemplo de catálise heterogênea é a que ocorre nos conversores catalíticos de automóveis.

Os combustíveis utilizados em veículos automotivos no Brasil são basicamente a gasolina e o álcool (etílico e metílico), cuja queima libera os seguintes produtos:

- Gasolina: a queima completa produz $CO_2(g)$ e $H_2O(v)$, a queima incompleta produz $CO(g)$ e vapores de hidrocarbonetos, como o etano, $C_2H_6(g)$. Conforme as impurezas presentes, a queima da gasolina também pode produzir $NO(g)$ e $NO_2(g)$.
- Álcool: a queima completa produz $CO_2(g)$ e $H_2O(v)$, a queima incompleta produz aldeídos, como metanal, $CH_2O(v)$, e etanal, $C_2H_4O(v)$.

Como as substâncias poluentes que causam mais problemas à saúde humana são aquelas provenientes da queima incompleta (ou da queima de impurezas), os veículos passaram a ser fabricados com dispositivos antipoluição, denominados **conversores catalíticos** (ou catalisadores), que transformam os gases tóxicos em gases não tóxicos, como $CO_2(g)$, $N_2(g)$, $O_2(g)$ e $H_2O(v)$.

O conversor é constituído de um suporte na forma de colmeia, em geral de material cerâmico (às vezes metálico) revestido de óxido de alumínio, $Al_2O_3(s)$.

Sobre o óxido de alumínio que recobre a colmeia é fixada a substância que atua de fato como catalisador. Em geral, são utilizadas finas camadas com aproximadamente 1,5 g no total de uma liga de paládio e ródio para os motores a gasolina ou de uma liga de paládio e molibdênio para os motores a álcool.

A colmeia é então envolta por uma manta cerâmica termoexpansiva, ou seja, que isola termicamente o catalisador e oferece proteção mecânica à colmeia. Em seguida, todo o conjunto – denominado conversor catalítico – é montado dentro de uma carcaça de aço inoxidável e instalado no cano de escape do automóvel.

Algumas das reações que transformam os gases tóxicos $CO(g)$, $NO_2(g)$ e $NO(g)$ em gases não tóxicos são representadas pelas equações:

$$2\,CO(g) + 2\,NO(g) \longrightarrow 2\,CO_2(g) + 1\,N_2(g)$$

$$2\,CO(g) + 1\,O_2(g) \longrightarrow 2\,CO_2(g)$$

$$2\,C_2H_6(g) + 7\,O_2(g) \longrightarrow 4\,CO_2(g) + 6\,H_2O(v)$$

$$2\,NO_2(g) + 4\,CO(g) \longrightarrow 1\,N_2(g) + 4\,CO_2(g)$$

$$2\,NO_2(g) \longrightarrow 1\,N_2(g) + 2\,O_2(g)$$

$$2\,NO(g) \longrightarrow 1\,N_2(g) + 1\,O_2(g)$$

A ilustração está fora de escala. Cores fantasia.

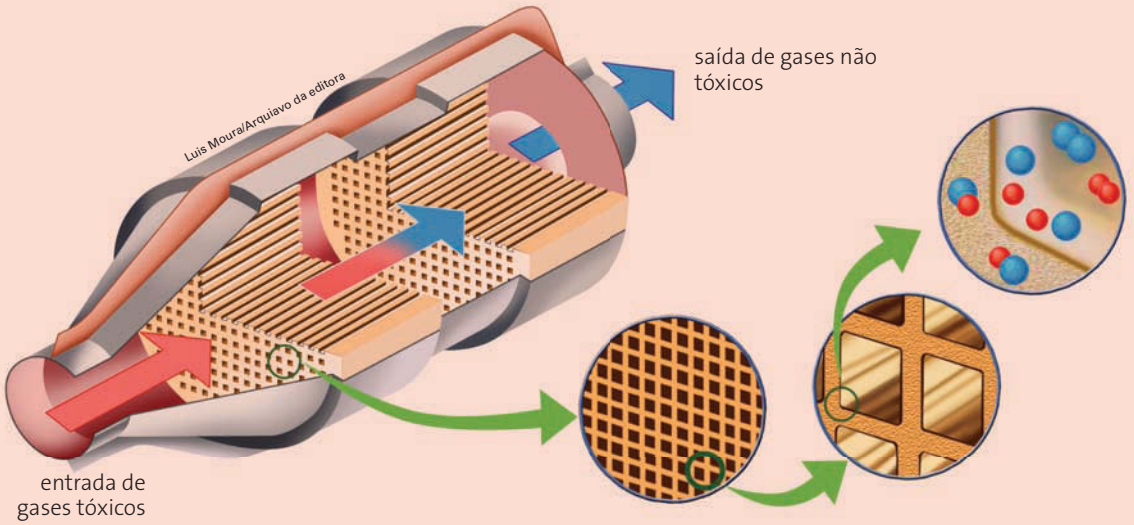


Ilustração esquemática de um conversor catalítico

Questões

5. (UFPR) Os itens 1, 2, 3 e 4 abaixo relacionam-se com a reação química:

$1\,Fe(s) + 2\,H^{1+}(aq) \longrightarrow 1\,Fe^{2+}(aq) + 1\,H_2(g)$

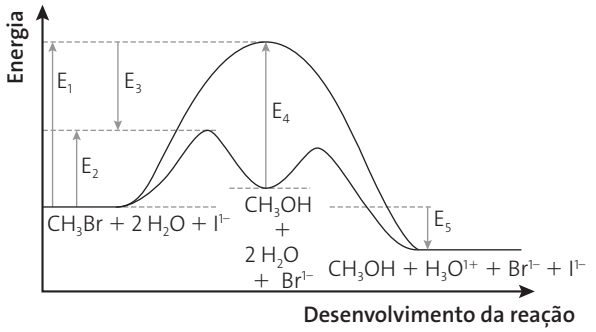
Em cada um dos casos descritos nos itens de 1 a 4, essa reação se processa em duas condições diferentes. Explique o que acontece com a taxa de desenvolvimento dessa reação nas duas condições expressas em cada item.

1. 1200 mL de solução de HCℓ 1,0 mol/L reagem com:
a) um prego de ferro de 10 g;
b) 10 g de palha de aço.
2. Uma lâmina de 10 g de ferro reage com:
a) 200 mL de uma solução de HCℓ 1,0 mol/L;
b) 200 mL de uma solução de HCℓ 0,10 mol/L.
3. Uma lâmina de 10 g de ferro reage com:
a) 200 mL de uma solução de HCℓ 1,0 mol/L;
b) 200 mL de uma solução de H_3CCOOH 1,0 mol/L.
4. Uma lâmina de 10 g de ferro reage com um determinado volume de solução de HCℓ 1,0 mol/L:
a) na temperatura de 25 °C;
b) na temperatura de 35 °C.

6. (Ufal) A reação entre hidrogênio e oxigênio gasosos é mais rápida quando esses estão:
a) secos e na ausência de catalisador.
b) úmidos e na ausência de catalisador.
X c) aquecidos e na presença de catalisador.
d) resfriados e na presença de catalisador.
e) secos e à baixa temperatura.

7. (Vunesp-SP) A hidrólise do brometo de metila pode ser representada pela equação abaixo e pelo gráfico a seguir:

$1\,CH_3Br(\ell) + 2\,H_2O(\ell) \rightarrow 1\,CH_3OH(\ell) + 1\,H_3O^{1+}(aq) + 1\,Br^{1-}(aq)$



Com relação a essa reação, assinale a alternativa que contém a afirmação incorreta.
a) O íon $I^{1-}(aq)$ é catalisador da reação, que se processa com liberação de calor.
X b) E_4 é a energia de ativação do catalisador, que é o $I^{1-}(aq)$.
c) E_3 é o abaixamento de energia de ativação devido ao catalisador.
d) E_5 é a variação de entalpia da reação, que é exotérmica.
e) E_1 é a energia de ativação sem catalisador, e E_2 é a energia de ativação com catalisador.

4 Lei da ação das massas

Dois químicos noruegueses, Cato Maximilian Guldberg (1836-1902) e Peter Waage (1833-1900), estabeleceram, por volta de 1864, a **lei da ação das massas**, na qual o termo massa é utilizado para expressar concentração em quantidade de matéria, mol/L:

> A cada temperatura, a taxa de desenvolvimento de uma reação é diretamente proporcional ao produto das concentrações em quantidade de matéria dos reagentes, elevadas a expoentes determinados experimentalmente.

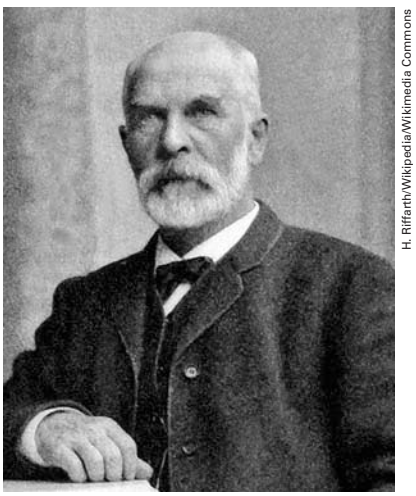
Considere a seguinte reação genérica, corretamente balanceada:

$a\,A + b\,B \longrightarrow c\,C + d\,D$

De acordo com o enunciado da lei da ação das massas, a taxa de desenvolvimento dessa reação pode ser calculada pela expressão:

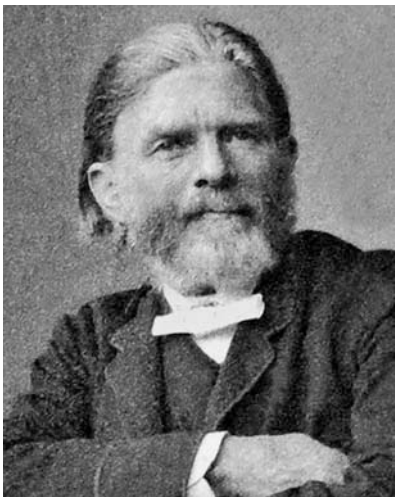
$$Td = k \cdot [A]^{\alpha} \cdot [B]^{\beta}$$

- k é uma constante que só depende do valor da temperatura,
- α e β são expoentes, cujo valor numérico é determinado experimentalmente.



H. Riffarth/Wikipedia/Wikimedia Commons

Cato Maximilian Guldberg



H. Riffarth/Wikipedia/Wikimedia Commons

Peter Waage

Guldberg e Waage publicaram um trabalho sobre a lei da ação das massas em norueguês, o que ocasionou um atraso de quinze anos no meio científico, até que os grandes químicos alemães e franceses tomassem conhecimento a respeito.

Reação elementar

Quando uma reação química se desenvolve em uma única etapa, dizemos que a **reação é elementar**.

Numa reação elementar, os expoentes a que devem ser elevadas as concentrações em quantidade de matéria dos reagentes na expressão da taxa de desenvolvimento são os próprios **coeficientes dos reagentes** na equação balanceada. Assim, se a reação:

$$a\,A + b\,B \longrightarrow c\,C + d\,D$$

for elementar, a expressão da taxa de desenvolvimento será dada diretamente pela expressão: $\mathbf{Td = k \cdot [A]^{\alpha} \cdot [B]^{\beta}}$.

Por exemplo: considere a reação elementar de neutralização entre o cátion hidrônio e o ânion hidróxido formando água:

$$1\,H_3O^{1+}(aq) + 1\,OH^{1-}(aq) \longrightarrow 2\,H_2O(\ell)$$

A taxa de desenvolvimento dessa reação é expressa por:

$$Td = k \cdot [H_3O^{1+}] \cdot [OH^{1-}]$$

Tal expressão deve ser lida da seguinte maneira:

"A taxa de desenvolvimento da reação de formação da água é proporcional ao produto de uma constante (que só depende da temperatura) pela concentração em quantidade de matéria do cátion hidrônio elevada à 1ª potência, multiplicado pela concentração em quantidade de matéria do ânion hidróxido, também elevada à 1ª potência."

Reação não elementar

Quando a reação se desenvolve em duas ou mais etapas distintas, a taxa de desenvolvimento da reação depende apenas da taxa de desenvolvimento da etapa lenta. Em outras palavras, podemos dizer:

> A etapa lenta é a etapa determinante da taxa de desenvolvimento da reação.

O monóxido de nitrogênio, NO(g), é um gás incolor, de sabor doce, não combustível e ligeiramente solúvel em água. É uma substância muito versátil e biologicamente importante.

Se considerarmos, por exemplo, a reação entre gás hidrogênio, $H_2(g)$, e monóxido de nitrogênio, NO(g), formando gás nitrogênio, $N_2(g)$, e água, $H_2O(\ell)$:

$$2\,H_2(g) + 2\,NO(g) \longrightarrow 1\,N_2(g) + 2\,H_2O(\ell)$$

que se desenvolve segundo as etapas:

Etapa I (lenta) $\quad 1\,H_2(g) + 2\,NO(g) \longrightarrow \cancel{1\,N_2O(g)} + 1\,H_2O(\ell)$

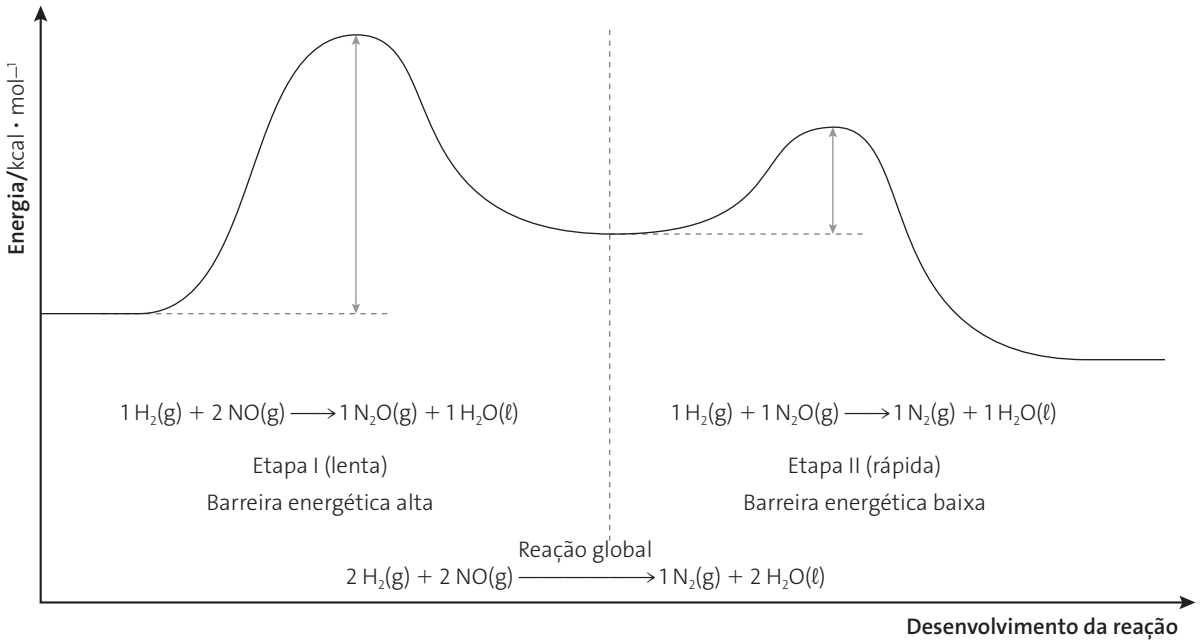
Etapa II (rápida) $\quad 1\,H_2(g) + \cancel{1\,N_2O(g)} \longrightarrow 1\,N_2(g) + 1\,H_2O(\ell)$

Equação global $\quad 2\,H_2(g) + 2\,NO(g) \longrightarrow 1\,N_2(g) + 2\,H_2O(\ell)$

A taxa de desenvolvimento da reação global será determinada pela taxa de desenvolvimento da etapa I, que é a etapa lenta. Assim, a expressão da taxa de desenvolvimento da reação global será:

$$Td = k \cdot [H_2] \cdot [NO]^2$$

Representando o processo graficamente, teremos:



Resumindo: quando uma reação química se desenvolve em etapas, a taxa de desenvolvimento da reação global será proporcional apenas às concentrações em quantidade de matéria dos reagentes, elevadas aos respectivos coeficientes que participam da etapa lenta.

Ordem de uma reação

A ordem da reação em relação a um reagente indica a dependência existente entre a concentração em quantidade de matéria desse reagente e a taxa de desenvolvimento da reação global.

Se tomarmos a seguinte reação genérica **não elementar**:

$$a\,A + b\,B + c\,C + \ldots \longrightarrow d\,D + e\,E + f\,F + \ldots$$

cuja expressão da taxa de desenvolvimento é dada por:

$$Td = k \cdot [A]^{\alpha} \cdot [B]^{\beta} \cdot [C]^{\gamma} \ldots$$

Podemos determinar experimentalmente os expoentes α, β e γ que entram na expressão da taxa de desenvolvimento da reação, observando como a variação na concentração de um dos reagentes altera a taxa de desenvolvimento da reação, sempre mantendo a concentração dos demais reagentes constante.

Veja como isso é feito a partir da reação genérica:

$$a\,A + b\,B + c\,C + \longrightarrow d\,D + e\,E + f\,F$$

Suponha que essa reação tenha sido feita várias vezes, medindo-se a variação da taxa de desenvolvimento em relação à variação da concentração em quantidade de matéria de cada reagente, obtendo-se os resultados descritos na tabela a seguir:

Reações	[A]	[B]	[C]	Td/mol · (L · min)$^{-1}$
1ª	2 mol/L	3 mol/L	1 mol/L	$Td_1 = 0,5$
2ª	4 mol/L	3 mol/L	1 mol/L	$Td_2 = 2,0$
3ª	4 mol/L	6 mol/L	1 mol/L	$Td_3 = 2,0$
4ª	4 mol/L	6 mol/L	2 mol/L	$Td_4 = 16,0$

- Comparando a 1ª e a 2ª reações, observamos que, dobrando a concentração em quantidade de matéria da substância A e mantendo a concentração em quantidade de matéria dos demais reagentes constante, a taxa de desenvolvimento da reação quadruplica.

Então: $Td = k \cdot [A]^2$, pois $4\,Td = k \cdot [2 \cdot A]^2$

- Comparando a 2ª e a 3ª reações, vemos que, dobrando a concentração em quantidade de matéria de B e mantendo a dos demais reagentes constante, a taxa de desenvolvimento da reação permanece constante. Isso significa que a concentração em quantidade de matéria de B não influi na taxa de desenvolvimento da reação.

Então: $Td = k \cdot [B]^0$

- Comparando a 3ª e a 4ª reações, observamos que, dobrando a concentração em quantidade de matéria de C e mantendo a dos demais reagentes constante, a taxa de desenvolvimento da reação octuplica.

Então: $Td = k \cdot [C]^3$, pois $8\,Td = k \cdot [2 \cdot C]^3$

Expressão da taxa de desenvolvimento da reação: **$Td = k \cdot [A]^2 \cdot [C]^3$**.

Questões

8. (UFC-CE) Considere as seguintes reações elementares:

etapa I: $HOOH + I^{1-} \rightarrow \cancel{HOI^-} + \cancel{OH^{1-}}$ (lenta)
etapa II: $\cancel{HOI^-} + I^{1-} \rightarrow I_2 + \cancel{OH^{1-}}$ (rápida)
etapa III: $\cancel{2\,OH^{1-}} + 2\,H_3O^{1+} \rightarrow 4\,H_2O$ (rápida)

reação global: $2\,I^{1-} + HOOH + 2\,H_3O^{1+} \rightarrow I_2 + 4\,H_2O$

a) Qual a etapa determinante da taxa de desenvolvimento da reação?
b) Apresente a expressão da lei de taxa de desenvolvimento para a reação global.

9. (UEL-PR) No estudo de uma reação representada por $2\,A(g) + 1\,B_2(g) \rightarrow 2\,AB(g)$ coletaram-se os seguintes dados:

[A] inicial	[B_2] inicial	Td/mol · L^{-1} · s^{-1}
0,10	0,10	$2,53 \cdot 10^{-6}$
0,10	0,20	$5,06 \cdot 10^{-6}$
0,20	0,10	$10,12 \cdot 10^{-6}$

A taxa de desenvolvimento, Td, da reação pode ser expressa por:

a) $Td = k \cdot 2 \cdot [A]$
b) $Td = k \cdot [B_2]^2$
c) $Td = k \cdot [A] \cdot [B_2]$
X d) $Td = k \cdot [A]^2 \cdot [B_2]$
e) $Td = k \cdot [A] \cdot [B_2]^2$

10. (UFPB) A tabela a seguir indica valores das taxas de desenvolvimentos da reação e as correspondentes concentrações em mol/L dos reagentes em idênticas condições para o processo químico representado pela equação genérica:

$3\,X + 2\,Y \longrightarrow 1\,Z + 5\,W$

Td/mol · L^{-1} · min^{-1}	[X]	[Y]
10	5	10
40	10	10
40	10	20

A equação de taxa de desenvolvimento desse processo é:

a) $Td = k \cdot [X]^3 \cdot [Y]^2$
b) $Td = k \cdot [X]^2 \cdot [Y]^2$
c) $Td = k \cdot [X]^0 \cdot [Y]^2$
X d) $Td = k \cdot [X]^2 \cdot [Y]^0$
e) $Td = k \cdot [X]^2 \cdot [Y]^3$

Exercícios de revisão

11.1 (Uerj) *Air bags* são dispositivos de segurança de automóveis que protegem o motorista em caso de colisão. Consistem em uma espécie de balão contendo 130 g de azida de sódio em seu interior. A azida, submetida a aquecimento, decompõe-se imediata e completamente, inflando o balão em apenas 30 milissegundos. A equação abaixo representa a decomposição da azida:

$2\ NaN_3(s) \longrightarrow 3\ N_2(g) + 2\ Na(s)$

Considerando o volume molar igual a 24 L · mol^{-1}, calcule a taxa de desenvolvimento da reação, em L · s^{-1}, de nitrogênio gasoso produzido.

11.2 (Faap-SP) A reação de decomposição do iodidreto é representada pela equação química:

$2\ HI(g) \rightleftharpoons I_2(s) + H_2(g)$

O controle da concentração de iodidreto presente no sistema, em função do tempo (em temperatura constante), forneceu os seguintes dados:

Iodidreto/mol · L^{-1}	1	0,625	0,375	0,200	0,120
Tempo/min	0	10	20	30	40

A taxa de desenvolvimento da reação é constante? Por quê?

11.3 (Vunesp-SP) Sabe-se que algumas frutas e legumes, tais como a banana e a batata, escurecem quando expostas ao oxigênio do ar. O escurecimento é devido a uma reação, catalisada por uma enzima, que ocorre entre o oxigênio e compostos fenólicos presentes no alimento. É conhecido que a adição de gotas de limão, que contém ácido ascórbico, evita o escurecimento. No entanto, se o limão for substituído por vinagre, o escurecimento não é evitado. Com relação a esse fato, analise as afirmações seguintes.

I. O ácido ascórbico é um composto antioxidante.
II. Embalar o alimento a vácuo é procedimento alternativo de prevenção do escurecimento de frutas e legumes.
III. O fator responsável pela prevenção do escurecimento das frutas e legumes é a acidez.

Está correto apenas o contido em:

a) I. b) II. c) III. X d) I e II. e) II e III.

11.4 (UPM-SP) Ao se fazer pão caseiro, coloca-se a massa, em geral, descansando em lugar mais aquecido a fim de que cresça. Esse fato pode ser interpretado da seguinte forma:

a) que o leve aumento de temperatura diminui a fermentação da massa.
b) como um modo de evitar que a mistura se torne heterogênea, polifásica.
X c) que o leve aumento de temperatura aumenta a taxa de desenvolvimento de reações dos componentes da massa.
d) como uma prática caseira e que não está relacionada a fenômeno químico.
e) que o ambiente mais aquecido evita que a massa se estrague.

11.5 (PUC-SP) A reação de oxirredução que ocorre entre os íons brometo, Br^{1-}, e bromato, BrO^{3-}, em meio ácido, formando o bromo, Br_2, é representada pela equação:

$BrO^{3-}(aq) + 5\ Br^{1-}(aq) + 6\ H^{1+}(aq) \longrightarrow + 3\ Br_2(aq) + + 3\ H_2O(\ell)$

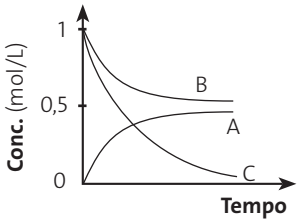
Um estudo cinético dessa reação em função das concentrações dos reagentes foi efetuado, e os dados obtidos estão listados na tabela a seguir.

Experimento	**Concentração**/mol · L^{-1}			**Td**/ mol · L^{-1} · s^{-1}
	$[BrO_3^{1-}]$	$[Br^{1-}]$	$[H^{1+}]$	
1	0,10	0,10	0,10	$1,2 \cdot 10^{-3}$
2	0,20	0,10	0,10	$2,4 \cdot 10^{-3}$
3	0,20	0,30	0,10	$7,2 \cdot 10^{-3}$
4	0,10	0,10	0,20	$4,8 \cdot 10^{-3}$

Considerando as observações experimentais, pode-se concluir que a lei de taxa de desenvolvimento da reação é

a) $Td = k \cdot [BrO_3^{1-}] \cdot [Br^{1-}] \cdot [H^{1+}]$
b) $Td = k \cdot [BrO_3^{1-}] \cdot [Br^{1-}]^5 \cdot [H^{1+}]^6$
c) $Td = k \cdot [BrO_3^{1-}]^2 \cdot [Br^{1-}]^6 \cdot [H^{1+}]^4$
d) $Td = k \cdot [BrO_3^{1-}] \cdot [Br^{1-}]^3 \cdot [H^{1+}]^2$
X e) $Td = k \cdot [BrO_3^{1-}] \cdot [Br^{1-}] \cdot [H^{1+}]^2$

11.6 (UFPE) O gráfico a seguir representa a variação de concentração das espécies A, B e C com o tempo:



Qual das alternativas a seguir contém a equação química que melhor descreve a reação representada pelo gráfico?

a) $2\ A + B \longrightarrow C$
b) $A \longrightarrow 2\ B + C$
X c) $B + 2\ C \longrightarrow A$
d) $2\ B + C \longrightarrow A$
e) $B + C \longrightarrow A$

11.7 (Enem) A deterioração de um alimento é resultado de transformações químicas que decorrem, na maioria dos casos, da interação do alimento com microrganismos ou, ainda, da interação com o oxigênio do ar, como é o caso

da rancificação de gorduras. Para conservar por mais tempo um alimento deve-se, portanto, procurar impedir ou retardar ao máximo a ocorrência dessas transformações. Os processos comumente utilizados para conservar alimentos levam em conta os seguintes fatores:

I. microrganismos dependem da água líquida para sua sobrevivência.
II. microrganismos necessitam de temperaturas adequadas para crescerem e se multiplicarem. A multiplicação de microrganismos, em geral, é mais rápida entre 25 °C e 45 °C, aproximadamente.
III. transformações químicas têm maior rapidez quanto maior for a temperatura e a superfície de contato das substâncias que interagem.
IV. há substâncias que acrescentadas ao alimento dificultam a sobrevivência ou a multiplicação de microrganismos.
V. no ar há microrganismos que encontrando alimento, água líquida e temperaturas adequadas crescem e se multiplicam.

Em uma embalagem de leite "longa-vida", lê-se:

"Após aberto, é preciso guardá-lo em geladeira."

Caso uma pessoa não siga tal instrução, principalmente no verão tropical, o leite se deteriorará rapidamente, devido a razões relacionadas com:

a) o fator I, apenas.
b) o fator II, apenas.
X c) os fatores II, III e V, apenas.
d) os fatores I, II e III, apenas.
e) os fatores I, II, III, IV e V apenas.

11.8 (UFG-GO) Em aquários, utilizam-se borbulhadores de ar para oxigenar a água. Para um mesmo volume de ar bombeado nesse processo, bolhas pequenas são mais eficientes, porque em bolhas pequenas:

X a) a área superficial total é maior.
b) a densidade é menor.
c) a pressão é maior.
d) a taxa de desenvolvimento de ascensão é menor.
e) o volume total é menor.

11.9 (UFU-MG) Projetos de reciclagem do lixo doméstico e industrial geram lucro de bilhões de dólares, criam emprego e reduzem a contaminação do ambiente. Uma das reciclagens mais rentáveis é a das latas de refrigerantes e cervejas feitas de alumínio, devido, principalmente, à economia de energia que a reciclagem proporciona em relação ao processo de obtenção do alumínio do mineral bauxita, $A\ell_2O_3 \cdot x\ H_2O$. Nesse processo, a primeira etapa consiste na separação das impurezas através da reação altamente exotérmica representada pela equação:

$$A\ell_2O_3(s) + 2\ OH^{1-}(aq) + 3\ H_2O(\ell) \longrightarrow 2\ A\ell(OH)^{4-}(aq)$$

Em relação a esse processo, assinale com V a(s) alternativa(s) verdadeira(s) e com F a(s) falsa(s).

F a) (///) A taxa de desenvolvimento de reação será menor utilizando-se partículas finamente divididas de $A\ell_2O_3(s)$, em vez de partículas maiores, em raspas.
V b) (///) Supondo que a reação ocorra em uma única etapa, o aumento da concentração do íon OH^{1-} aumentará a taxa de desenvolvimento da reação.
V c) (///) O aumento de temperatura aumenta a taxa de desenvolvimento da reação.
V d) (///) O aumento da pressão mantém inalterada a taxa de desenvolvimento da reação.
F e) (///) A presença de um catalisador aumenta a energia de ativação da reação.

11.10 (UFMG) A queima de açúcar na atmosfera ocorre a uma temperatura superior a 500 °C. Nos organismos vivos, essa reação ocorre a cerca de 37 °C. Sobre esses fatos são feitas as afirmativas A e B. Indique se são corretas ou incorretas, explicando os motivos da resposta.

V a) Nos organismos vivos, a reação ocorre com menor energia de ativação.
F b) À temperatura de 500 °C, a reação é exotérmica, e a 37 °C, ela é endotérmica.

11.11 (UFSC) Considere a seguinte reação química:

$1\ N_2(g) + 2\ O_2(g) \longrightarrow 2\ NO_2(g)$,

em que a equação da taxa de desenvolvimento é expressa por: $Td = k \cdot [N_2] \cdot [O_2]^2$.

Assinale as afirmações corretas. A resposta é a soma dos números das alternativas assinaladas. Soma: 11

X 01. Ao duplicarmos a concentração de O_2, a taxa de desenvolvimento da reação torna-se quatro vezes maior.
X 02. A reação fica duas vezes mais rápida se duplicarmos a concentração de N_2.
04. A taxa de desenvolvimento fica inalterada se variarmos igualmente as concentrações de N_2 e O_2.
X 08. Ao duplicarmos a concentração de O_2 e reduzirmos à metade a concentração de N_2, a taxa de desenvolvimento da reação torna-se duas vezes maior.
16. A taxa de desenvolvimento da reação depende só da temperatura.

11.12 (PUC-RS) Considere a reação elementar representada pela equação: $3\ O_2(g) \longrightarrow 2\ O_3(g)$.

Ao triplicarmos a concentração do oxigênio, a taxa de desenvolvimento da reação, em relação à taxa de desenvolvimento inicial, torna-se:

a) duas vezes menor.
b) três vezes maior.
c) oito vezes menor.
d) nove vezes maior.
X e) vinte e sete vezes maior.

Compreendendo o mundo

O tema central desta unidade foi "poluição térmica". Muitas atividades industriais e de produção de energia geram um calor excessivo que acaba sendo liberado no meio ambiente, principalmente em corpos de água, causando sérios danos aos seres vivos que habitam o local.

Uma alternativa para evitar os problemas provocados pelo aumento excessivo da temperatura das águas dos rios e mares é a liberação do calor para a atmosfera por meio de torres de resfriamento por via seca. Nestas, a água de resfriamento circula através de um circuito de resfriamento em que há transferência do calor do gerador à atmosfera, sem perda de água.

Esse sistema de resfriamento é indicado principalmente para usinas nucleares (como as existentes em Angra dos Reis, no Rio de Janeiro), pois o circuito de água totalmente fechado reduz muito a possibilidade de contaminação radioativa do meio ambiente.

Como a temperatura do ar desprendido pelas torres de resfriamento é cerca de 15 °C a 20 °C mais alta que a do ambiente, esses vapores desprendidos sobem a altitudes consideráveis, e as trocas térmicas podem ocorrer com um volume de ar muito grande. Com isso serão pouco prováveis ocorrências de alterações climáticas locais.

As torres de resfriamento por via seca (ilustração abaixo), apresentam também possibilidades tecnicamente viáveis de reaproveitamento do calor desprendido pelo gerador. O problema é que as torres de resfriamento à base de água por via seca são bastante caras e em usinas elétricas de grandes proporções podem provocar um aumento dos custos da energia elétrica da ordem de 10% a 30%. É preciso analisar se esse aumento de custos não se justifica por reduzir a poluição térmica do ambiente.

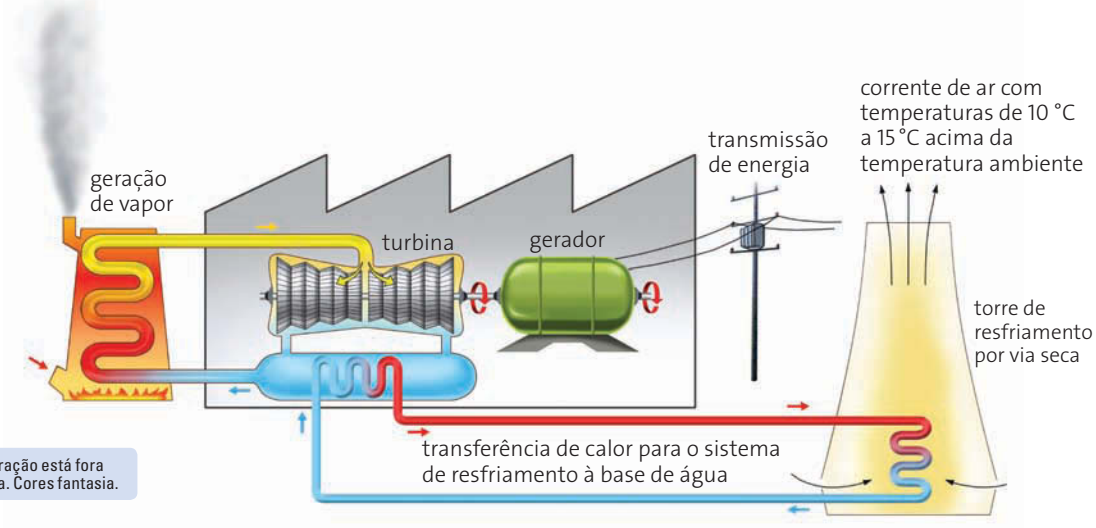
Outro aspecto negativo das torres de resfriamento está em suas grandes dimensões. Essas torres devem ter uma altura mínima de 100 metros para que haja ventilação espontânea; a área necessária é função da potência da usina para poder acomodar os intercambiadores térmicos.

Por causa das grandes dimensões dessas instalações de resfriamento, já foram projetadas usinas geradoras instaladas no interior das torres de resfriamento.

Mas como tudo tem seu lado positivo, há quem argumente a favor do aquecimento das águas dos rios em torno de 10 °C em países de clima frio, pois tal aquecimento poderia evitar o congelamento da água, tornando os rios navegáveis durante o ano inteiro (ainda que isso gere um total desequilíbrio ecológico no local).

Espécies que vêm sofrendo muito com o aumento de temperatura das águas, inclusive com riscos de extinção, são os corais. E o que ocorreria se eles desaparecessem? Vamos falar desse assunto na próxima unidade.

Princípio de funcionamento de uma torre de resfriamento por via seca



A ilustração está fora de escala. Cores fantasia.

Luis Moura/Arquivo da editora

CONTEÚDO DIGITAL

UNIDADE

4 Corais

Como isso nos afeta?

A sobrevivência dos corais depende da manutenção de um equilíbrio delicado entre temperatura, luminosidade e quantidade de nutrientes orgânicos – que está se tornando rara por causa da poluição e das mudanças climáticas.

Monitorar essas espécies é importante pois, graças a sua sensibilidade, são bons indicadores da qualidade e saúde do ecossistema.

Preservar os corais existentes, garantindo sua sobrevivência e criando meios para sua reprodução, é uma forma de ajudar diversas outras espécies que dependem dos corais para sobreviver, além de garantir um ambiente mais saudável para nós mesmos.



Rich Carey/Shutterstock/Glow Images

CAPÍTULO 12

Equilíbrio dinâmico

Saiu na Mídia!

Brasil tem poucas espécies de corais, mas um terço delas difere de quaisquer outras do planeta

"O Brasil apresenta os únicos recifes de coral do Atlântico Sul. Essas comunidades ocorrem desde o Maranhão até a Bahia, estendendo-se por cerca de três mil quilômetros da costa brasileira. A fauna de corais do Brasil, apesar de pouco diversa, comparada a outras regiões do mundo, apresenta espécies raras.

'Há quinze espécies de corais verdadeiros (que formam recifes) no Brasil, das quais cinco são endêmicas, ou seja, não ocorrem em nenhuma outra parte do mundo. Três das espécies exclusivas do país pertencem ao gênero *Mussismilia* e são as principais construtoras dos recifes brasileiros', diz o biólogo Clóvis Castro, especialista em corais do Museu Nacional da Universidade Federal do Rio de Janeiro (UFRJ).

Apesar de sua riqueza biológica, um quinto dos coloridos recifes de coral já foi destruído devido ao impacto da ação humana, segundo a União Internacional para a Conservação da Natureza (IUCN, na sigla em inglês). A principal causa da degradação é a alteração no equilíbrio dos ambientes marinhos, como a pesca excessiva, a poluição, a agricultura, a devastação de florestas litorâneas e as mudanças climáticas do planeta.

No Brasil, a situação não é muito diferente. 'No Nordeste brasileiro, praticamente não há mais recifes de coral', afirma Castro. Ele explica que o Brasil passou por diferentes etapas de degradação de seus corais.

No século 18, ocorria a extração direta de blocos de recifes para construção de fortes, igrejas e residências. Depois entre meados dos séculos 19 e 20, a predação passou a ser mais direcionada: arrancavam-se somente os corais dos recifes para retirar o carbonato e dele extrair a cal."

FUNDAÇÃO O Boticário. Conservação *on-line*. Ed. 64.



Andre Seale/Alamy/Other Images

Colônia de coral *Mussismilia braziliensis* endêmica da região de Abrolhos, BA, Brasil.

Você sabe explicar?

Qual a diferença entre os corais verdadeiros e os outros? Como se formam os recifes de corais?

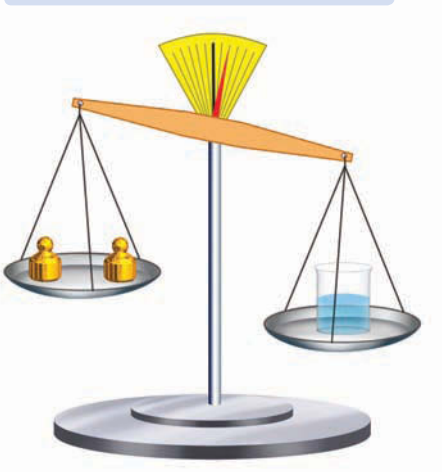
Há dois tipos de equilíbrio: o equilíbrio estático e o equilíbrio dinâmico. Geralmente quando nos dizem que algum objeto ou algum fenômeno entrou em equilíbrio, imaginamos imediatamente que esse objeto ou fenômeno está cercado de forças que se anulam mutuamente e, portanto, ficará parado indefinidamente até sofrer alguma perturbação. Esse conceito primário de equilíbrio refere-se especificamente ao **equilíbrio estático**, que pode ser aplicado, por exemplo, quando medimos a massa de um objeto utilizando uma balança de dois pratos.

Considere a situação em que a massa de um béquer está sendo medida. Para isso, colocamos o béquer em um dos pratos e adicionamos pequenos padrões de massa aferidos no outro prato. Quando os dois pratos estiverem "equilibrados" (ponteiro vermelho na vertical), um em relação ao outro, saberemos a massa do béquer, pois o "equilíbrio" dos pratos só é atingido quando eles estão suportando massas iguais.

No **equilíbrio dinâmico** o objeto ou fenômeno em estudo está sempre em constante movimento. Existem duas ou mais ações que ocorrem contínua e ininterruptamente. Nesse caso, a situação de equilíbrio é atingida quando as **taxas de desenvolvimento** dessas ações se igualam.

Para entender o que isso significa, podemos fazer a seguinte analogia: imagine o estacionamento de um grande centro de compras no fim de semana que antecede o Natal. As vagas do estacionamento estão todas ocupadas, porém há pessoas que já fizeram compras e estão indo embora, enquanto outras estão chegando e circulando com o carro à procura de uma vaga. À medida que uma pessoa desocupa uma vaga e vai embora, imediatamente outra pessoa estaciona o carro e ocupa a vaga.

As ilustrações estão fora de escala. Cores fantasia.

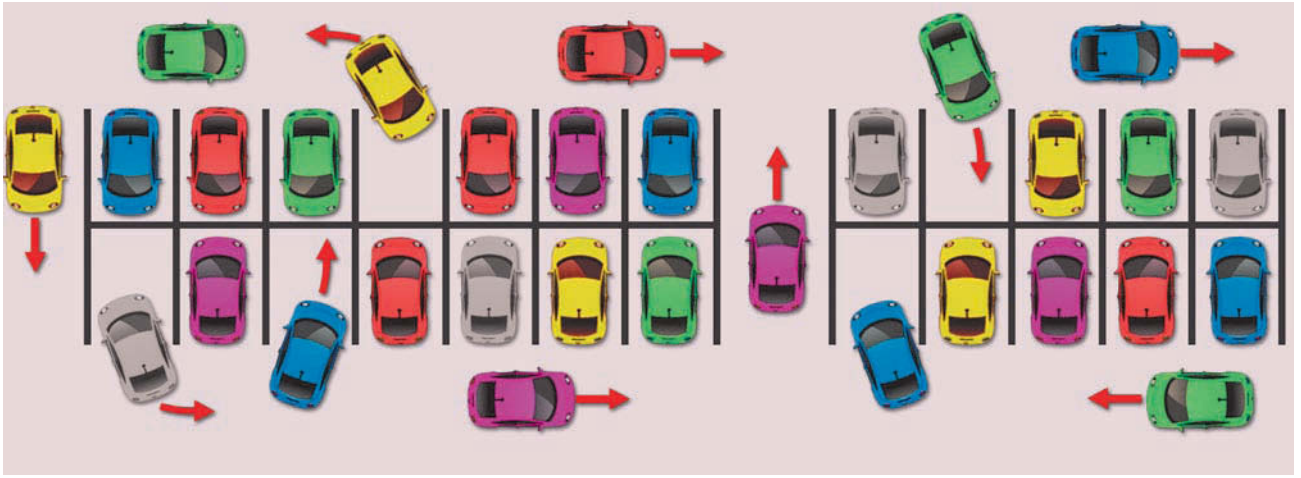


Pratos não equilibrados



Pratos em equilíbrio estático

Ilustrações: Luis Moura/Arquivo da editora



Equilíbrio dinâmico no estacionamento

Essa situação se repete continuamente ao longo de todo o dia. Se for constatado que os dois fenômenos – pessoas indo embora e pessoas chegando – ocorrem com a mesma taxa de desenvolvimento, teremos um exemplo de equilíbrio dinâmico.

1 Equilíbrios moleculares

Muitas reações químicas, em determinadas condições, são reversíveis, ou seja, ao mesmo tempo que os reagentes se transformam nos produtos (reação direta), os produtos se transformam nos reagentes (reação inversa).

Quando as taxas de desenvolvimento das reações direta e inversa se igualam, a reação entra em **equilíbrio dinâmico**.

Um exemplo é a reação entre gás hidrogênio e gás iodo feita em recipiente fechado. Os reagentes produzem gás iodeto de hidrogênio, cujas moléculas, em determinado momento, começam a reagir entre si formando novamente gás hidrogênio e gás iodo.

Reações reversíveis como essa são representadas por uma dupla seta, que indica a reação direta e a reação inversa.

As ilustrações estão fora de escala. Cores fantasia.

$$1\,H_2(g) + 1\,I_2(g) \underset{\text{reação inversa}}{\overset{\text{reação direta}}{\rightleftharpoons}} 2\,HI(g)$$



As esferas apresentadas são um modelo, não possuem existência física real. O tamanho dos átomos está fora de escala, e as cores são apenas ilustrativas.

A tabela a seguir fornece dados experimentais para a concentração de reagentes e produtos em mol/L, envolvidos nessa reação, em determinadas condições, medida em determinados intervalos de tempo, desde o início até o sistema entrar em equilíbrio:

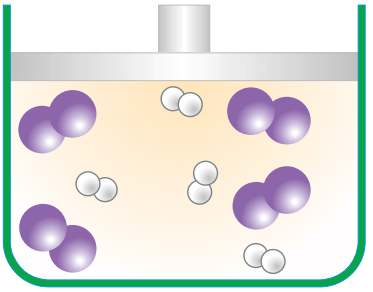
Tempo/s	**Concentração/**mol · L^{-1}		
	[H_2]	**[I_2]**	**[HI]**
t_0	1,00	1,00	0
t_1	0,80	0,80	0,40
t_2	0,60	0,60	0,80
t_3	0,40	0,40	1,20
t_4	0,20	0,20	1,60
t_5	0,20	0,20	1,60
t_6	0,20	0,20	1,60

Fonte: LOURENÇO, Maria da Graça. *Química, ciências físico-químicas*. Porto: Porto Editora, 1996.

Observe na tabela acima que, a partir do instante t_4, a reação entra em equilíbrio dinâmico, ou seja, sob temperatura constante, continua ocorrendo nos dois sentidos com a mesma taxa de desenvolvimento.

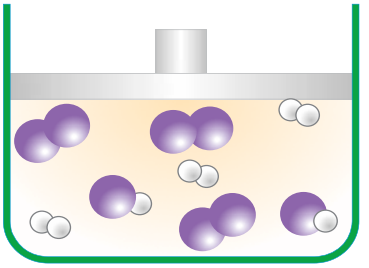
Vamos ver agora, por meio de um esquema, como esse fenômeno ocorre, etapa por etapa.

- **Em t_0**: No início temos um recipiente fechado (já que todas as substâncias se encontram na fase gasosa) contendo apenas os reagentes, à temperatura constante T.
  No esquema ao lado, que é um modelo do momento em que a reação tem início, estão representadas: 4 moléculas de $H_2(g)$ e 4 moléculas de $I_2(g)$. (Total de átomos: 8 H; 8 I.)
  Como a concentração de reagentes é máxima, a taxa de desenvolvimento da reação direta é máxima, e como a concentração de produtos é zero, a taxa de desenvolvimento da reação inversa é zero.



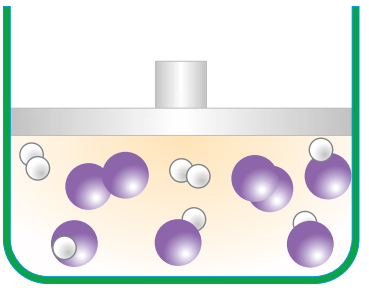
Comportamento das moléculas em t_0.

- **Entre t_1 e t_3**: Os reagentes começam a colidir com energia igual à energia de ativação da reação e começam a formar os produtos. A concentração de reagentes começa a diminuir, assim como a taxa de desenvolvimento da reação direta. Entretanto, à medida que a concentração de produtos vai aumentando, a reação inversa tem início, e sua taxa de desenvolvimento vai aumentando também.
  No esquema ao lado estão representadas: 3 moléculas de $H_2(g)$, 3 moléculas de $I_2(g)$ e 2 moléculas de HI(g). (Total de átomos: 8 H; 8 I.)



Comportamento das moléculas entre t_1 e t_3.

- **De t_4 em diante**: Se a temperatura for mantida rigorosamente constante (igual a T), chegará um momento em que a taxa de desenvolvimento da reação direta (formação de produtos) será igual à taxa de desenvolvimento da reação inversa (formação de reagentes). Nesse ponto, dizemos que a reação entrou em **equilíbrio dinâmico**, ou seja, as reações direta e inversa continuam ocorrendo ininterruptamente com a mesma taxa de desenvolvimento (desde que seja mantida a temperatura T).
  No esquema ao lado estão representadas: 2 moléculas de $H_2(g)$, 2 moléculas de $I_2(g)$ e 4 moléculas de HI(g). (Total de átomos: 8 H; 8 I.)



Comportamento das moléculas de t_4 em diante.

No equilíbrio, as reações direta e inversa ocorrem ininterruptamente com a mesma taxa de desenvolvimento: $Td_{direta} = Td_{inversa}$.

Generalizando, podemos dizer que o equilíbrio químico é característico de qualquer reação química reversível e se estabelece quando as taxas de desenvolvimento das reações direta e inversa se igualam, e a temperatura é mantida constante.

Equilíbrio químico (temperatura constante): $Td_{reação\ direta} = Td_{reação\ inversa}$

$$\underbrace{a\,A + b\,B}_{\text{reagentes}} \underset{\text{reação inversa}}{\overset{\text{reação direta}}{\rightleftharpoons}} \underbrace{c\,C + d\,D}_{\text{produtos}}$$

O equilíbrio químico é dinâmico e fica caracterizado quando as taxas de desenvolvimento das reações direta e inversa se igualam sob temperatura constante.

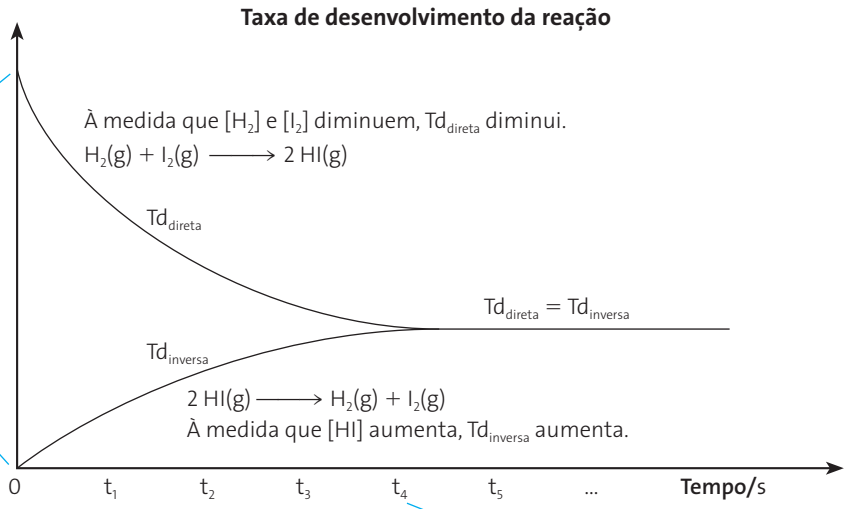
Estudo gráfico do equilíbrio dinâmico

Considere ainda a reação entre gás hidrogênio e gás iodo formando gás iodeto de hidrogênio.

A partir da análise do gráfico a seguir, construído com base na taxa de desenvolvimento das reações direta e inversa fornecidas na tabela da página anterior, poderemos chegar às conclusões apresentadas em destaque nos quadros de fundo azul.

No instante inicial, t_0, a taxa de desenvolvimento da reação direta, Td_{direta}, é máxima, pois as concentrações de $H_2(g)$ e de $I_2(g)$ são máximas.

No instante inicial t_0, a taxa de desenvolvimento da reação inversa, $Td_{inversa}$, é nula, pois a concentração de HI(g) é nula.



No instante t_4, as taxas de desenvolvimento das reações direta e inversa se igualam. As reações direta e inversa continuam a ocorrer ininterruptamente com a mesma taxa de desenvolvimento. As concentrações de $H_2(g)$, $I_2(g)$ e HI(g) se mantêm constantes (desde que a temperatura se mantenha constante). A reação entra em equilíbrio dinâmico.

Observações:

- O equilíbrio químico só pode ser atingido em sistemas fechados (onde não há troca de matéria com o meio ambiente).
- Em sistemas fechados, toda reação química é reversível, em maior ou menor grau.
- As propriedades **macroscópicas** de um sistema em equilíbrio químico, como concentração, densidade, massa e cor, permanecem constantes.
- As propriedades **microscópicas** de um sistema em equilíbrio químico, como colisão entre partículas, formação de complexo ativado e transformação de uma substância em outra, permanecem em evolução, pois o equilíbrio químico é dinâmico.
- O equilíbrio químico de uma reação só se manterá estável enquanto o sistema em reação for mantido isolado (sem trocar matéria ou energia com o meio ambiente). Se houver troca de energia (variação de temperatura), o sistema vai se ajustar a um novo estado de equilíbrio, e as propriedades macroscópicas desse sistema vão sofrer alguma variação até se estabilizarem novamente.
- A adição de um catalisador em um sistema em equilíbrio químico aumenta igualmente as taxas de desenvolvimento das reações direta e inversa, sem favorecer nenhuma das reações.

Concentração de reagentes e produtos

Como vimos, um momento antes do início da reação, a concentração em quantidade de matéria de reagentes é máxima, e a de produtos é zero. Com o passar do tempo, a concentração de reagentes vai diminuindo, e a de produtos, aumentando, até que no instante t_e o equilíbrio é atingido, e as concentrações de reagentes e produtos se estabilizam.

Logo, o equilíbrio químico fica caracterizado quando as **taxas de desenvolvimento das reações direta e inversa se igualam** e se mantêm constantes (à temperatura constante).

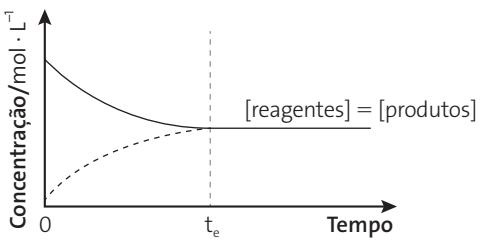
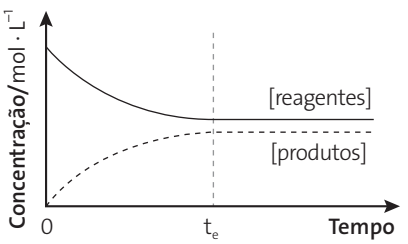
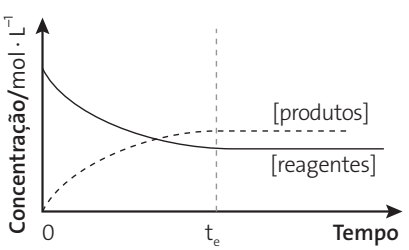
As **concentrações** de reagentes e produtos permanecem **estáveis** no sistema em equilíbrio, no entanto **dificilmente são iguais**. Aliás, os casos em que reagentes e produtos apresentam a mesma concentração em mol/L no equilíbrio são extremamente raros.

No estado de equilíbrio dinâmico, a temperatura constante, as taxas de desenvolvimento das reações direta e inversa são iguais, e as concentrações de reagentes e produtos são estáveis, mas dificilmente iguais.

Desse modo, quando o equilíbrio químico é atingido, podemos verificar uma das situações descritas na tabela a seguir, em relação às **concentrações de reagentes e produtos**.

Lembre-se de que simbolizamos: concentração em mol/L de x = [x].

Concentração de reagentes e de produtos no equilíbrio

Concentração no equilíbrio	Reação predominante: tendência ao equilíbrio	Gráfico: concentração × tempo
As concentrações de reagentes e de produtos no equilíbrio são iguais. A taxa de desenvolvimento da reação direta é igual à taxa de desenvolvimento da reação inversa.	[r] = [p] reagentes ⇌ produtos (reação direta / reação inversa)	
A concentração de reagentes no equilíbrio é maior do que a concentração de produtos. As taxas de desenvolvimento das reações direta e inversa são iguais.	[r] > [p] reagentes ⇌ produtos (reação direta / reação inversa)	
A concentração de produtos no equilíbrio é maior do que a concentração de reagentes. As taxas de desenvolvimento das reações direta e inversa são iguais.	[r] < [p] reagentes ⇌ produtos (reação direta / reação inversa)	

O químico e físico irlandês Robert Boyle (1627-1691) foi provavelmente um dos primeiros cientistas a perceber que uma transformação química poderia ser revertida. O experimento que o levou a essa conclusão foi a decomposição do salitre (nitrato de potássio) por aquecimento, obtido pela queima de carvão vegetal. Ocorre que a queima do carvão produz vapor de água e gás carbônico. Essas substâncias reagem com o salitre em decomposição, formando o que ele chamou na época "nítron volátil", $HNO_3(v)$, e "nítron fixo", $K_2CO_3(s)$.

$2\,KNO_3(s) + 1\,H_2O(v) + 1\,CO_2(g) \longrightarrow$
$\longrightarrow 2\,HNO_3(v) + 1\,K_2CO_3(s)$

Boyle observou que o "nítron volátil" era capaz de reagir com o "nítron fixo" reconstituindo o salitre e que, portanto, a reação era reversível.

$2\,HNO_3(v) + 1\,K_2CO_3(s) \longrightarrow$
$\longrightarrow 2\,KNO_3(s) + 1\,H_2O(v) + 1\,CO_2(g)$

Boyle confirmou essa ideia por meio de outras experiências, como a decomposição do cinábrio (sulfeto de mercúrio), que produz mercúrio metálico e enxofre, substâncias que, por sua vez, reagem entre si reconstituindo o cinábrio.

$8\,HgS(s) \longrightarrow 8\,Hg(\ell) + 1\,S_8(s)$

$8\,Hg(\ell) + 1\,S_8(s) \longrightarrow 8\,HgS(s)$

Desse modo, quando dizemos que determinado equilíbrio "tende para a direita", no sentido da reação direta, isso significa que a concentração de produtos no equilíbrio é maior que a de reagentes, e vice-versa.

Para termos uma informação quantitativa a respeito das concentrações de reagentes e produtos no equilíbrio, definimos uma constante de equilíbrio, K (que só varia com a temperatura).

A constante K pode ser calculada em termos de concentração em quantidade de matéria, K_C, ou em termos de pressão parcial, K_P, conforme o estado de agregação das substâncias participantes.

Constantes de equilíbrio K_C e K_P

Considere a seguinte reação genérica, **elementar** e **reversível**, na qual todas as substâncias participantes se encontram na fase gasosa:

$$a\,A + b\,B \underset{\text{reação inversa}}{\overset{\text{reação direta}}{\rightleftharpoons}} c\,C + d\,D$$

- Reação direta e expressão da taxa de desenvolvimento:

  $a\,A + b\,B \longrightarrow c\,C + d\,D$

  $Td_{direta} = k_{direto} \cdot [A]^a \cdot [B]^b$

- Reação inversa e expressão da taxa de desenvolvimento:

  $c\,C + d\,D \longrightarrow a\,A + b\,B$

  $Td_{inversa} = k_{inverso} \cdot [C]^c \cdot [D]^d$

- No equilíbrio: $Td_{direta} = Td_{inversa}$, então

  $k_{direto} \cdot [A]^a \cdot [B]^b = k_{inverso} \cdot [C]^c \cdot [D]^d$

  Se dividirmos k_{direto} pelo $k_{inverso}$, teremos:

$$\frac{k_{direto} \cdot [A]^a \cdot [B]^b}{k_{inverso} \cdot [C]^c \cdot [D]^d} = 1 \Rightarrow \frac{k_{direto}}{k_{inverso}} = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

Por definição, a constante de equilíbrio em termos de concentração em quantidade de matéria, K_C, é igual ao quociente entre o k_{direto} e o $k_{inverso}$:

$$K_C = \frac{k_{direto}}{k_{inverso}} \Rightarrow K_C = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

A definição da constante de equilíbrio, K, em termos de pressão parcial, K_P, é análoga à de K_C.

Dada a reação genérica, **elementar** e **reversível**, na qual todas as substâncias participantes se encontram na fase gasosa, temos:

$$a\,A + b\,B \underset{\text{reação inversa}}{\overset{\text{reação direta}}{\rightleftharpoons}} c\,C + d\,D$$

$$K_P = \frac{(pC)^c \cdot (pD)^d}{(pA)^a \cdot (pB)^b}$$

em que p indica a pressão parcial das substâncias A, B, C e D no equilíbrio.

Em relação às constantes de equilíbrio K_C e K_P devemos observar:

- Só devem fazer parte da expressão de K_C as concentrações em quantidade de matéria que podem sofrer variações, como é o caso de substâncias em solução (soluções líquidas ou gasosas).

Líquidos puros, como a água, possuem concentração constante cujo valor é incluído no próprio valor de K_C.

A concentração em quantidade de matéria de uma substância no estado sólido é constante, e assim seu valor está incluído no próprio valor de K_C.

- Na expressão de K_P entram apenas as substâncias que se encontram no estado gasoso, pois a pressão parcial de sólidos e líquidos é desprezível.
- A constante de equilíbrio é característica de cada reação e também da temperatura, ou seja, o valor de K_C ou K_P para uma mesma reação só deve variar se a temperatura variar.

O conceito de atividade

Professor, leia mais a respeito do conceito de atividade no livro: ATKINS, Peter; JONES, Loretta. Princípios de Química: questionando a vida moderna. *São Paulo: Bookman, 2006.*

A dedução para a expressão das constantes de equilíbrio K_C e K_P deve ser feita, a rigor, utilizando-se conceitos de Termodinâmica (energia livre de Gibbs). Como optamos por não trabalhar com esse conceito neste livro por causa de seu caráter técnico, e por essa dedução ser relativamente complexa, decidimos fazer a dedução das constantes de equilíbrio a partir da igualdade entre as taxas de desenvolvimento das reações direta e inversa. Ocorre que a dedução das expressões das constantes K_C e K_P a partir do quociente entre as taxas de desenvolvimento da reação em equilíbrio, direta e inversa, apesar de ser bem mais didática, gera uma unidade, o que implica erro.

K_C e K_P, por definição, são números adimensionais.

Números adimensionais são números puros, sem qualquer unidade relacionada a uma grandeza ou relação entre grandezas, como concentração em mol/L, por exemplo.

Podemos resolver esse problema introduzindo o conceito de atividade. Esse conceito pode ser resumido nas seguintes regras:

Seja uma substância **X** em que a_X = atividade de **X**:

- Se **X** for um gás ideal, a atividade de **X**, a_X, será igual ao quociente entre a pressão parcial de **X**, P_X, e a unidade de pressão na qual se estiver trabalhando:

$$a_X = \frac{P_X \cancel{atm}}{\cancel{atm}} \quad \text{ou} \quad a_X = \frac{P_X \cancel{mmHg}}{\cancel{mmHg}} \quad \text{ou} \quad a_X = \frac{P_X \cancel{P_a}}{\cancel{P_a}}$$

Dessa forma, a unidade de pressão, seja ela qual for, será cancelada na expressão da constante de equilíbrio.

- Se **X** for um soluto em uma solução diluída, a atividade de **X**, a_X, será igual ao quociente entre a concentração em quantidade de matéria de **X**, [X], e a concentração em quantidade de matéria-padrão, ou seja, 1 mol/L.

$$a_X = \frac{[X]\ \cancel{mol/L}}{\cancel{mol/L}}$$

- Se **X** for um sólido ou um líquido puro, $a_X = 1$.
Isso esclarece por que a água (solvente) e os sólidos em geral não participam da expressão de K_C (na realidade participam, mas como o valor é igual a 1, não interferem no valor da constante).

Observe que as atividades são números puros (adimensionais), pois as unidades são canceladas na definição, antes mesmo de se calcular K_C ou K_P.

Em termos de atividades, a constante de equilíbrio de qualquer reação tem a forma geral:

$$K = \left\{ \frac{\text{atividades dos produtos}}{\text{atividades dos reagentes}} \right\}_{\text{equilíbrio}}$$

e, mais especificamente, para a reação genérica

$$a\,A + b\,B \underset{\text{reação inversa}}{\overset{\text{reação direta}}{\rightleftharpoons}} c\,C + d\,D$$

$$K_C = \frac{(a_C)^c \cdot (a_D)^d}{(a_A)^a \cdot (a_B)^b}$$

Como as atividades não têm unidades, isso também acontece com a constante K_C e consequentemente com K_P.

Neste livro, genericamente, sempre que usarmos a notação da constante de equilíbrio em termos de concentração em mol/L ou em termos de pressão parcial, estaremos considerando as atividades de reagentes e produtos para qualquer reação química em equilíbrio dinâmico.

- $[A]^a = (a_A)^a$ e $(pA)^a = (a_A)^a$
- $[B]^b = (a_B)^b$ e $(pB)^b = (a_B)^b$
- $[C]^c = (a_C)^c$ e $(pC)^c = (a_C)^c$
- $[D]^d = (a_D)^d$ e $(pD)^d = (a_D)^d$

Logo:

$K_C = \frac{(a_C)^c \cdot (a_D)^d}{(a_A)^a \cdot (a_B)^b}$ é o mesmo que $K_C = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$

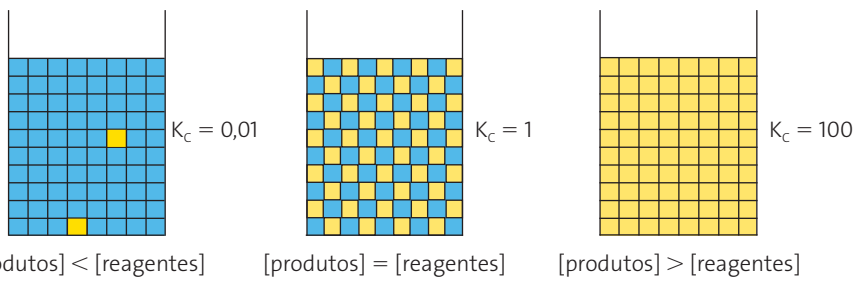
A atividade – conceito adotado atualmente em muitos livros de Ensino Superior – pode ser considerada uma quantidade empírica que foi introduzida para facilitar a escrita da expressão da constante de equilíbrio, mas que pode ser justificada pela Termodinâmica.

Interpretando o valor de K_C e de K_P

Podemos dizer que as expressões K_C e K_P foram definidas pela relação:

$$K = \frac{[\text{produtos}]}{[\text{reagentes}]}$$

Analisando o valor numérico de K_C ou de K_P de uma reação, obtemos uma estimativa da concentração de reagentes e produtos no equilíbrio, como mostra de modo bem simples o esquema a seguir:



As ilustrações estão fora de escala. Cores fantasia.

Os três exemplos ao lado caracterizam sistemas em equilíbrio dinâmico, a diferentes temperaturas, ou seja, em cada caso:

$Td_{\text{reação direta}} = Td_{\text{reação inversa}}$ (temperatura constante)

reagente

produto

- **Valor de K_c ou de K_p menor do que 1**

Indica que no sistema equilíbrio, a quantidade de reagentes é alta em relação à quantidade de produtos. Nesse caso, concluímos que o equilíbrio tende para a esquerda, ou seja, no sentido de formação dos reagentes.

Por exemplo: reação reversível envolvendo gás nitrogênio, gás oxigênio e gás monóxido de nitrogênio, feita em recipiente fechado.

$$1\,N_2(g) + 1\,O_2(g) \rightleftharpoons 2\,NO(g)$$

$$K_C = \frac{[NO]^2}{[N_2] \cdot [O_2]} \text{ sendo } K_C = 4{,}1 \cdot 10^{-4} \text{ a } 1\,700\ °C$$

Como o valor de K_C é baixo, concluímos que a concentração de gás monóxido de nitrogênio, [NO], é igualmente baixa. Portanto, nessa temperatura, o equilíbrio tende para o sentido inverso, de formação dos gases nitrogênio e oxigênio.

$$1\,N_2(g) + 1\,O_2(g) \leftarrow 2\,NO(g)$$

K_C baixo ou K_P baixo: a reação tende para a formação de reagentes.

- **Valor de K_c ou de K_p maior do que 1**

Indica que no sistema em equilíbrio, a quantidade de produtos é maior do que a quantidade de reagentes. Concluímos, então, que o equilíbrio tende para a direita, ou seja, no sentido de formação dos produtos.

Por exemplo: reação reversível envolvendo gás eteno, gás hidrogênio e gás etano, feita em recipiente fechado.

$$1\,C_2H_4(g) + 1\,H_2(g) \rightleftharpoons 1\,C_2H_6(g)$$

$$K_C = \frac{[C_2H_6]}{[C_2H_4] \cdot [H_2]} \quad \text{sendo} \quad K_C = 4{,}75 \cdot 10^{17} \text{ a } 25\ °C$$

Como o valor de K_C é alto, concluímos que a concentração de gás etano, $[C_2H_6]$, é igualmente alta. Portanto, a 25 °C, o equilíbrio tende para o sentido direto, de formação de produtos, gás etano.

$$1\,C_2H_4(g) + 1\,H_2(g) \rightarrow 1\,C_2H_6(g)$$

K_C alto ou K_P alto: a reação tende para a formação de produtos.

- **Valor de K_c ou de K_p igual a 1**

Nesse caso, concluímos que a concentração em quantidade de matéria ou a pressão parcial de reagentes e produtos é a mesma na temperatura do equilíbrio.

Considere a reação genérica, elementar e reversível, na qual todas as substâncias participantes se encontram na fase gasosa:

$$a\,A + b\,B \rightleftharpoons c\,C + d\,D$$

$$K_C = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b} \text{ sendo } K_C = 1 \text{ a determinada temperatura T.}$$

O valor de K_C é determinado experimentalmente e tabelado para certos valores de temperatura.

Para que K_C seja igual a 1 na temperatura T, é necessário que:

$[C]^c \cdot [D]^d = [A]^a \cdot [B]^b$

Se isso ocorrer, a reação não vai tender nem para a direita (formação dos produtos) nem para a esquerda (formação dos reagentes).

$K_C = 1$ ou $K_p = 1$: a concentração de reagentes e produtos é igual.

Valores de K_C ou de K_p iguais a 1 são extremamente raros na prática.

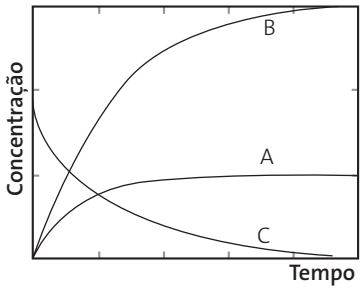
Questões

ATENÇÃO! Não escreva no seu livro!

1. (UFPE) No início do século XX, a expectativa da Primeira Guerra Mundial gerou uma grande necessidade de compostos nitrogenados. Haber foi o pioneiro na produção de amônia, a partir do nitrogênio do ar. Se a amônia for colocada num recipiente fechado, sua decomposição ocorrerá de acordo com a seguinte equação química não balanceada:

$NH_3(g) \longrightarrow N_2(g) + H_2(g)$

As variações das concentrações com o tempo estão ilustradas na figura a seguir.



A partir da análise da figura, podemos afirmar que as curvas A, B e C representam a variação temporal das concentrações dos seguintes componentes da reação, respectivamente:

a) H_2, N_2 e NH_3 c) NH_3, N_2 e H_2 e) H_2, NH_3 e N_2
b) NH_3, H_2 e N_2 x d) N_2, H_2 e NH_3

2. (Cesgranrio-RJ) Um grupo de pesquisadores químicos apresentou determinado relatório contendo resultados de estudos sobre processos alternativos para a produção de substância de vital importância para a população. Considerando as constantes de equilíbrio, usadas como critério de escolha e apresentadas a seguir para cada processo, espera-se que o responsável opte pelo processo:

	Processo	K_c		Processo	K_c
a)	I	0,01	d)	IV	10
b)	II	0,1	x e)	V	100
c)	III	1			

3. Num dado experimento feito em um recipiente fechado, observou-se que a concentração de um dos componentes em função do tempo foi diminuindo progressivamente até estabilizar:

O papel desse componente no sistema reacional é:

x a) reagente. c) produto. e) inerte.
b) intermediário. d) catalisador.

4. (UFVJM-MG) Todas as constantes de equilíbrio descritas a seguir estão corretas em relação à respectiva reação, exceto:

a) $1\,N_2(g) + 3\,H_2(g) \rightleftharpoons 2\,NH_3(g)$
$K_p = \dfrac{(pNH_3)^2}{(pN_2)^1 \cdot (pH_2)^3}$

b) $1\,CH_3COOH(\ell) + 1\,C_2H_5OH(\ell) \rightleftharpoons 1\,CH_3COOC_2H_5(\ell) + 1\,H_2O(\ell)$
$K_C = \dfrac{a[CH_3COOC_2H_5] \cdot [H_2O]}{[CH_3COOH] \cdot [C_2H_5OH]}$

c) $1\,H_2(g) + 1/2\,O_2(g) \rightleftharpoons 1\,H_2O(g)$
$K_C = \dfrac{[H_2O]}{[H_2] \cdot [O_2]^{1/2}}$

d) $1\,CaCO_3(s) \overset{800\,^\circ C}{\rightleftharpoons} 1\,CaO(s) + 1\,CO_2(g)$
$K_p = pCO_2$

x e) $1\,H_2(g) + 1\,I_2(s) \rightleftharpoons 2\,HI(g)$
$K_C = \dfrac{[HI]^2}{[H_2] \cdot [I_2]}$

5. A obtenção de ferro metálico nas usinas siderúrgicas, a partir da hematita, envolve o equilíbrio abaixo:

$1\,Fe_2O_3(s) + 3\,CO(g) \rightleftharpoons 2\,Fe(s) + 3\,CO_2(g)$

Sabendo que o valor de $K_C = 1{,}33 \cdot 10^3$, sob determinada temperatura T, indique as substâncias predominantes no equilíbrio nessa temperatura.

6. (Funrei-MG) Dada a seguinte reação química:

$2\,NO(g) + 1\,Br_2(g) \rightleftharpoons 2\,NOBr(g)$

Qual a representação correta de K_C?

x a) $K_C = \dfrac{[NOBr]^2}{[NO]^2 \cdot [Br_2]}$ c) $K_C = [NOBr]$
b) $K_C = \dfrac{[2\,NOBr]^2}{[2\,NO]^2 \cdot [Br_2]}$ d) $K_C = [NO]^2 \cdot [Br_2]$
e) $K_C = [2\,NO]^2 \cdot [Br_2]$

Qual a diferença entre os corais verdadeiros e os outros? Como se formam os recifes de corais?

Durante muitos séculos, acreditou-se que os corais fossem vegetais. Quem descobriu que eram animais e ovíparos – cnidários da classe Anthozoa – foi o naturalista francês Jean-André Peyssonel, que começou a estudá-los em 1723.

Quando Jean-André Peyssonel comunicou à Academia de Ciências, em Paris, que havia concluído que os corais eram animais, foi alvo de muita zombaria. O tempo mostrou que ele estava certo.

Os corais não têm cérebro nem coluna vertebral e se fixam a partir de um esqueleto, denominado **coralito**, constituído basicamente de carbonato de cálcio, $CaCO_3(s)$. Veja ilustração ao lado e abaixo.

Individualmente, o tamanho dos corais varia de alguns milímetros até cerca de 10 centímetros (no máximo) e eles crescem muito lentamente, cerca de 3 mm a 8 mm por ano.

Os corais podem ser divididos em dois grupos: os hermatípicos (*hérma* vem do grego e significa 'barreira'), que formam recifes e só se encontram nas regiões tropicais, e os a-hermatípicos, que não formam recifes e se distribuem pelas zonas polares e temperadas.

Os corais hermatípicos são animais coletivos, ou seja, vivem em grandes colônias que crescem constantemente, pois os novos indivíduos se instalam sobre os esqueletos de outros já mortos, originando os recifes.

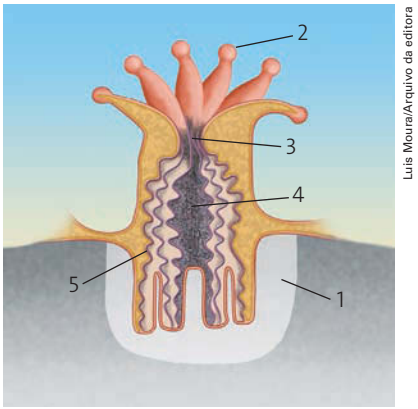
As colônias de coral só existem em águas cuja temperatura média se mantém entre 20 °C e 25 °C. Qualquer variação brusca de temperatura das águas dos oceanos pode abalar seriamente o delicado equilíbrio desse ecossistema, comprometendo sua continuidade. Por isso, os recifes são geralmente usados para definir os limites do ambiente marinho tropical.

Dudarev Mikhail/Shutterstock/Glow Images



Colônia de corais

A ilustração está fora de escala. Cores fantasia.



Luis Moura/Arquivo da editora

(1) Coralito, esqueleto de $CaCO_3(s)$, em forma de "taça", excretado pelo próprio coral, que forma a base dos recifes.

(2) Tentáculos utilizados para capturar os alimentos. Possuem uma substância urticante que provoca a morte da presa e pode causar queimaduras no ser humano.

(3) Boca localizada na parte superior do coral para onde é levado o alimento. Observação: algumas espécies de corais se alimentam de plâncton, que absorvem pela filtração da água que passa por suas minúsculas bocas.
As algas zooxantelas ficam aprisionadas na epiderme do coral na região dos tentáculos e da boca.

(4) Cavidade gastrovascular.

(5) Septos (paredes que dividem um compartimento em duas partes).

2 Cálculos das constantes: K_C e K_P

Determinadas substâncias reagem entre si sempre em quantidades estequiométricas definidas, proporcionais aos coeficientes da equação química corretamente balanceada.

Porém, quando se trata de uma reação reversível em situação de equilíbrio, apenas uma parte da quantidade inicial de reagentes se transforma em certa quantidade de produtos.

É a partir dessa quantidade de reagentes que restou em equilíbrio e da quantidade de produtos formados que é feito o cálculo das constantes de equilíbrio K_P ou K_C na temperatura T.

Observe, no entanto, que:

> A quantidade de reagentes e a quantidade de produtos que permanecem em equilíbrio geralmente não se encontram em proporção estequiométrica.

Por se tratar de cálculos essencialmente experimentais, usaremos alguns exemplos práticos para demonstrá-los.

Cálculo da constante de equilíbrio K_C

Considere o seguinte experimento:

- Colocou-se em um recipiente fechado, de capacidade igual a 5 litros, à temperatura T, uma quantidade de matéria igual a 2 mol de gás nitrogênio, $N_2(g)$, e 4 mol de gás hidrogênio, $H_2(g)$.

Após certo tempo, verificou-se que a reação havia entrado em equilíbrio e que havia se formado 1,5 mol de gás amônia, $NH_3(g)$. Qual o valor da constante de equilíbrio K_C à temperatura T?

Resolução:

Para resolver o problema, a primeira providência é construir uma tabela relacionando os dados fornecidos pelo problema com os coeficientes das substâncias na equação balanceada. Observe:

Quantidades envolvidas	$1\,N_2(g)$ +	$3\,H_2(g)$ ⇌	$2\,NH_3(g)$
I. Quantidade de matéria no início	2 mol	4 mol	zero
II. Quantidade de matéria que reage e que é produzida	0,75 mol	2,25 mol	1,50 mol
III. Quantidade de matéria que permanece no equilíbrio	$2 - 0{,}75 = 1{,}25$ mol	$4 - 2{,}25 = 1{,}75$ mol	1,50 mol
IV. Concentração em quantidade de matéria no equilíbrio	$\frac{1{,}25}{5} = 0{,}25\ mol \cdot L^{-1}$	$\frac{1{,}75}{5} = 0{,}35\ mol \cdot L^{-1}$	$\frac{1{,}50}{5} = 0{,}30\ mol \cdot L^{-1}$

Analisando os dados esquematizados na tabela, percebemos que:

- A linha I considera a quantidade inicial de gás amônia, $NH_3(g)$, igual a zero porque no enunciado não foi mencionado que havia sido introduzida uma quantidade inicial desse gás no recipiente.

- A linha II foi obtida a partir do cálculo estequiométrico, considerando-se que as quantidades de matéria de gás nitrogênio e de gás hidrogênio que reagiram devem ser proporcionais a 1,5 mol de gás amônia que se formou, de acordo com os coeficientes da equação balanceada.

  Como a reação ocorre na proporção: 1 $N_2(g)$: 3 $H_2(g)$: 2 $NH_3(g)$ e como a quantidade de matéria de amônia formada, 1,5 mol, concluímos:

  1 mol de $N_2(g)$ _____ 2 mol de $NH_3(g)$

  x _____ 1,5 mol de $NH_3(g)$

  $x = 0{,}75$ mol de $N_2(g)$ (quantidade de $N_2(g)$ que reagiu efetivamente).

  3 mol de $H_2(g)$ _____ 2 mol de $NH_3(g)$

  y _____ 1,5 mol de $NH_3(g)$

  $y = 2{,}25$ mol de $H_2(g)$ (quantidade de $H_2(g)$ que reagiu efetivamente).

- Na linha III foi feito o cálculo da quantidade de matéria de cada substância que permanece em equilíbrio. Observe que 0,75 mol de $N_2(g)$ e 2,25 mol de $H_2(g)$ converteram-se totalmente em 1,5 mol de gás amônia e permanecerão assim enquanto a temperatura for mantida igual a T.

- Na linha IV foi feito o cálculo em termos de concentração em quantidade de matéria, dividindo-se a quantidade de matéria de cada gás pelo volume do recipiente (o gás ocupa todo o volume do recipiente que o contém).

Desse modo, a constante de equilíbrio K_C terá o seguinte valor à temperatura T:

$$K_C = \frac{[NH_3]^2}{[N_2] \cdot [H_2]^3} \Rightarrow K_C = \frac{(0{,}3)^2}{(0{,}25) \cdot (0{,}35)^3} \Rightarrow K_C \simeq 8{,}40$$

Acompanhe agora outro exemplo para o cálculo de K_C de uma reação em que reagentes e produtos estão presentes desde o início.

- Em um recipiente fechado de capacidade igual a 5 litros, colocam-se 2 mol de gás hidrogênio, 3 mol de gás iodo e 4 mol de iodeto de hidrogênio. A determinada temperatura T, a reação entra em equilíbrio e verifica-se a presença de 1 mol de gás hidrogênio no recipiente. Calcular a constante de equilíbrio K_C à temperatura T.

Resolução:

Quantidades envolvidas	1 $H_2(g)$ +	1 $I_2(g)$ ⇌	2 HI(g)
I. Quantidade de matéria no início	2 mol	3 mol	4 mol
II. Quantidade de matéria que reage e que é produzida	1 mol	1 mol	2 mol
III. Quantidade de matéria que permanece no equilíbrio	$2 - 1 = 1$ mol	$3 - 1 = 2$ mol	$4 + 2 = 6$ mol
IV. Concentração em quantidade de matéria no equilíbrio	$\frac{1}{5} = 0{,}2$ mol · L^{-1}	$\frac{2}{5} = 0{,}4$ mol · L^{-1}	$\frac{6}{5} = 1{,}2$ mol · L^{-1}

"A amônia, $NH_3(g)$, foi a primeira molécula descoberta no espaço interestelar (até então os cientistas só haviam constatado a existência de átomos não ligados de alguns elementos). Ela foi observada na Via Láctea e acredita-se que forme os anéis do planeta Saturno."
A amônia é encontrada em quantidade muito pequena na natureza, mas é sintetizada em larga escala pela indústria química para atender à demanda mundial de fertilizantes, entre vários outros produtos.

SAX, N. Irving; LEWIS, Richard J. *Hawley diccionario de química y productos químicos.* Barcelona: Omega, 1993. p. 69.

O iodeto de hidrogênio, HI(g), é um gás incolor e de cheiro penetrante.
Dos ácidos halogenídricos (não oxigenados, da família dos halogênios), é o mais forte. É usado como redutor, isto é, substância capaz de doar elétrons em uma reação química (conhecido como redutor de Berthelot), principalmente em sínteses orgânicas.

Analisando os dados esquematizados na tabela:

- A linha II parte deste princípio: se foi encontrado 1 mol de $H_2(g)$ no equilíbrio é porque dos 2 mols que havia no início apenas 1 mol reagiu. A quantidade de matéria de $I_2(g)$ que reage e a de HI(g) que é formada é calculada com base nos coeficientes da equação balanceada.
- Na linha III faz-se o seguinte cálculo: os reagentes $H_2(g)$ e $I_2(g)$ foram consumidos; então parte da quantidade inicial desapareceu. A quantidade que resta em equilíbrio é a diferença entre o que havia no início e o que foi consumido. O produto HI(g) foi formado. Sendo assim, a quantidade inicial aumentou. A quantidade que resta em equilíbrio é a soma do que havia no início com o que se formou.

Desse modo:

$$K_C = \frac{[HI]^2}{[H_2] \cdot [I_2]} \Rightarrow K_C = \frac{(1{,}2)^2}{(0{,}2) \cdot (0{,}4)} \Rightarrow K_C = 18$$

Logo, a constante de equilíbrio da reação de síntese do iodeto de hidrogênio à temperatura T é igual a 18.

Também é possível calcular as concentrações em mol/L de substâncias em equilíbrio químico a partir do valor de K_C. Observe:

- À deteminada temperatura, misturou-se em um recipiente com capacidade para 500 mL, 28 g de monóxido de carbono, CO(g), com 46 g de dióxido de nitrogênio, $NO_2(g)$. A reação ocorre formando dióxido de carbono, $CO_2(g)$, e monóxido de nitrogênio, NO(g). Verificou-se que, nessa temperatura, o equilíbrio é atingido quando o valor da constante K_C é igual a 4. Dados: C = 12 g/mol, N = 14 g/mol e O = 16 g/mol.

$$CO(g) + NO_2(g) \rightleftharpoons CO_2(g) + NO(g)$$

Quais as concentrações em mol/L das substâncias no equilíbrio?

Resolução:

Logo no início misturou-se 1 mol de cada reagente no recipiente.

Quantidades envolvidas	1 CO(g) +	1 NO_2(g) $\rightleftharpoons$	1 CO_2(g) +	1 NO(g)
I. Quantidade de matéria no início	1 mol	1 mol	zero	zero
II. Quantidade de matéria que reage e que é produzida	x mol	x mol	x mol	x mol
III. Quantidade de matéria que permanece no equilíbrio	(1 – x) mol	(1 – x) mol	x mol	x mol
IV. Concentração em quantidade de matéria no equilíbrio	$\left(\frac{1-x}{V}\right)$ mol · L^{-1}	$\left(\frac{1-x}{V}\right)$ mol · L^{-1}	$\left(\frac{x}{V}\right)$ mol · L^{-1}	$\left(\frac{x}{V}\right)$ mol · L^{-1}

$$K_C = \frac{[CO_2] \cdot [NO]}{[CO] \cdot [NO_2]}$$

Substituindo os valores encontrados na tabela na linha III (lembrando que $K_C = 4$), temos:

$$4 = \frac{\frac{x}{V} \cdot \frac{x}{V}}{\frac{(1-x)}{V} \cdot \frac{(1-x)}{V}} \Rightarrow 3x^2 - 8x + 4 = 0$$

Para encontrar o valor de x, aplicamos a equação de Bhaskara:

$$x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4 \cdot a \cdot c}}{2 \cdot a} \Rightarrow \quad x' = 2 \text{ e } x'' \simeq 0{,}667$$

O resultado x = 2 deve ser desprezado porque no início havia apenas 1 mol de cada reagente, e essa quantidade diminui porque o reagente é consumido.

Logo, a quantidade de cada substância em mol/L no equilíbrio é:

$CO(g)$ e $NO_2(g)$: $\frac{1 - 0{,}667}{0{,}5} = 0{,}666$ mol/L

$CO_2(g)$ e $NO(g)$: $\frac{1 - 0{,}667}{0{,}5} = 1{,}334$ mol/L

Questões

7. (UnB-DF) O pentacloreto de fósforo é um reagente muito importante em Química orgânica. Ele é preparado em fase gasosa por meio da reação:

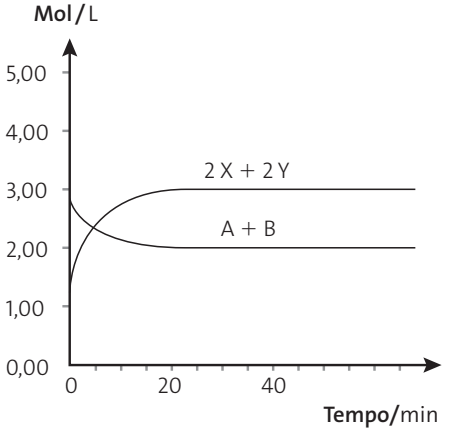
$1\,PC\ell_3(g) + 1\,C\ell_2(g) \rightleftharpoons 1\,PC\ell_5(g)$

Um frasco de 3,00 L de capacidade contém em equilíbrio, a 200 °C: 0,120 mol de $PC\ell_5(g)$, 0,600 mol de $PC\ell_3(g)$ e 0,0120 mol de $C\ell_2(g)$. Qual o valor da constante de equilíbrio a essa temperatura?

8. (UFVJM-MG) Com base no gráfico a seguir, calcular o valor da constante de equilíbrio para a reação:

$A + B \rightleftharpoons 2\,X + 2\,Y$

e marcar a alternativa correspondente:



a) 81,0 X b) 20,3 c) 2,25 d) 9,00 e) 4,00

9. (UFPB) Se 1 mol de $H_2(g)$ e 1 mol de $I_2(g)$, em um recipiente de 1 litro, atingirem a condição de equilíbrio a 500 °C, a concentração de HI(g) no equilíbrio é: (Dado: $K_C = 49$.)

a) 2,31 b) 5,42 X c) 1,56 d) 3,29 e) 4,32

10. (PUC-RS) Um equilíbrio envolvido na formação da chuva ácida está representado pela equação:

$2\,SO_2(g) + 1\,O_2(g) \rightleftharpoons 2\,SO_3(g)$

Em um recipiente de 1 litro, foram misturados 6 mols de dióxido de enxofre e 5 mols de oxigênio. Depois de algum tempo, o sistema atingiu o equilíbrio; o número de mols de trióxido de enxofre medido foi 4. O valor aproximado da constante de equilíbrio é:

a) 0,53 b) 0,66 c) 0,75 X d) 1,33 e) 2,33

11. (Vunesp-SP) A indústria de fertilizantes químicos, para a obtenção dos compostos nitrogenados, utiliza o gás amônia, $NH_3(g)$, que pode ser sintetizado pela hidrogenação do nitrogênio, segundo a equação química:

$N_2(g) + 3\,H_2(g) \rightleftharpoons 2\,NH_3(g) \qquad K_C = 1{,}67 \cdot 10^{-3}$

Num procedimento de síntese, no sistema, em equilíbrio, as concentrações de $N_2(g)$ e de $H_2(g)$ são, respectivamente, iguais a 2,0 mol $\cdot$ L^{-1} e 3,0 mol $\cdot$ L^{-1}. Nessas condições, a concentração de $NH_3(g)$, em mol $\cdot$ L^{-1}, será igual a:

X a) 0,30. b) 0,50. c) 0,80. d) 1,00. e) 1,30.

12. (Faap-SP) Atualmente, o processo industrial utilizado para a fabricação de H_2SO_4 é chamado "processo de contacto". Nesse processo, o enxofre é queimado originando $SO_2(g)$. Esse gás, juntamente com $O_2(g)$, é introduzido num conversor catalítico, quando ocorre a reação:

$2\,SO_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2\,SO_3(g)$

Supondo que o espaço livre do conversor seja de 400 litros e nele estejam confinados 80 mol de SO_2, 120 mol de O_2 e 200 mol de SO_3 sob dadas condições de pressão e temperatura, o valor de K_C para a reação acima representada, é:

X a) 20,8. b) $4{,}8 \cdot 10^{-2}$. c) 8,33. d) 0,12. e) 0,05.

Lei das pressões parciais (lei de Dalton):

"A pressão total exercida por uma mistura gasosa é igual à soma das pressões parciais dos gases que compõem a mistura."

Como essa relação é válida para qualquer gás, concluímos que a pressão parcial de cada componente de uma mistura gasosa é proporcional à quantidade de matéria desse componente na mistura. Assim, a pressão parcial expressa em porcentagem é igual à fração em quantidade de matéria em porcentagem, X%, de cada componente de uma mistura gasosa (veja detalhes na página 41).

Cálculo da constante de equilíbrio K_P

Vamos ver agora um experimento envolvendo apenas substâncias no estado gasoso. Nesse caso, é importante recordar que para uma mistura de gases vale a relação:

% em pressão parcial = % em volume parcial = X

em que **X** é a fração em quantidade de matéria da substância no estado gasoso. Acompanhe:

- Em um recipiente fechado, mantido à temperatura constante T, foram introduzidos gás monóxido de carbono, CO(g), e gás oxigênio, $O_2(g)$, cujas pressões parciais foram determinadas respectivamente em 2,4 atm e 1,8 atm. A reação se processou formando gás dióxido de carbono, $CO_2(g)$, e, após certo tempo, quando o equilíbrio químico foi atingido, verificou-se que a pressão parcial do gás oxigênio era de 0,75 atm.

  Qual a constante de equilíbrio K_P à temperatura T?

Resolução:

Vamos construir uma tabela relacionando os dados fornecidos pelo problema com os coeficientes das substâncias na equação balanceada.

Quantidades envolvidas	$2\,CO(g)$ +	$1\,O_2(g)$ ⇌	$2\,CO_2(g)$
I. Pressão parcial no início	2,4 atm	1,8 atm	zero
II. Pressão parcial da substância que reage e da que é produzida	$2 \cdot 1{,}05 = 2{,}1$ atm	$1{,}8 - 0{,}75 = 1{,}05$ atm	$2 \cdot 1{,}05 = 2{,}1$ atm
III. Pressão parcial no equilíbrio	$2{,}4 - 2{,}1 = 0{,}3$ atm	$1{,}8 - 1{,}05 = 0{,}75$ atm	2,1 atm

Conforme a lei de Dalton, a pressão parcial que um gás exerce em uma mistura gasosa é proporcional à quantidade de matéria desse gás na mistura.

Para um gás A: $\frac{p_A}{P_{total}} = \frac{n_A}{n_{total}}$

Assim, podemos fazer os cálculos em termos de pressão parcial da mesma forma que faríamos para o cálculo da constante K_C, em relação à quantidade de matéria das substâncias.

O valor de K_P, à temperatura T, será então:

$$K_P = \frac{(pCO_2)^2}{(pCO)^2 \cdot (pO_2)} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow K_P = \frac{(2{,}1)^2}{(0{,}3)^2 \cdot (0{,}75)} \Rightarrow K_P \simeq 65{,}3$$

Relação entre as constantes K_C e K_P

Observe as expressões de K_C e de K_P para uma reação genérica, **elementar** e **reversível**, na qual todas as substâncias participantes se encontram no estado gasoso:

$$a\,A + b\,B \underset{\text{reação inversa}}{\overset{\text{reação direta}}{\rightleftharpoons}} c\,C + d\,D$$

$$K_C = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b} \quad \text{e} \quad K_P = \frac{(pC)^c \cdot (pD)^d}{(pA)^a \cdot (pB)^b}$$

Da equação de Clapeyron, temos:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad \therefore \quad P = \frac{n}{V} \cdot R \cdot T$$

Como: $\frac{n}{V} = [\ ]$, então $P = [\ ] \cdot R \cdot T$

Assim: $p_C = [C] \cdot R \cdot T \qquad p_D = [D] \cdot R \cdot T$
$p_A = [A] \cdot R \cdot T \qquad p_B = [B] \cdot R \cdot T$

Substituindo essa igualdade na expressão de K_P:

$$K_P = \frac{([C] \cdot R \cdot T)^c \cdot ([D] \cdot R \cdot T)^d}{([A] \cdot R \cdot T)^a \cdot ([B] \cdot R \cdot T)^b} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow K_P = \frac{[C]^c \cdot [D]^d \cdot (R \cdot T)^c \cdot (R \cdot T)^d}{[A]^a \cdot [B]^b \cdot (R \cdot T)^a \cdot (R \cdot T)^b} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow K_P = K_C \cdot (R \cdot T)^{(c+d)-(a+b)}$$

Portanto:

$$K_P = K_C \cdot (R \cdot T)^{\Delta n} \quad \text{e} \quad K_C = K_P \cdot \left(\frac{1}{R \cdot T}\right)^{\Delta n}$$

Δn envolve apenas os coeficientes das substâncias que participam da reação no estado gasoso.

Considere o seguinte exemplo:

- Num recipiente vazio, cuja capacidade é de 4,0 litros, são introduzidos 20,85 g de $PC\ell_5(g)$. Aquecido a 127 °C, verifica-se que, estabelecido o equilíbrio

  $1\,PC\ell_5(g) \rightleftharpoons 1\,PC\ell_3(g) + 1\,C\ell_2(g)$,

  a pressão atingida pelo sistema é igual a 1,23 atm.
  Admitindo que o comportamento do sistema seja o de um gás ideal, calcule a constante K_C no equilíbrio referido.
  Dados: $R = 0{,}082\ atm \cdot L \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$; massas molares (g/mol): $P = 31$ e $C\ell = 35{,}5$; $T/K = t/°C + 273$.

  Resolução:
  Cálculo da quantidade de matéria de $PC\ell_5(g)$, no início:

  $$n_{PC\ell_5} = \frac{m}{M} \Rightarrow n_{PC\ell_5} = \frac{20{,}85}{208{,}5} \Rightarrow n_{PC\ell_5} = 0{,}1\ mol$$

  Cálculo da pressão inicial fornecido pela equação de Clapeyron:

  $$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow P \cdot 4 = 0{,}1 \cdot 0{,}082 \cdot 400 \Rightarrow P = 0{,}82\ atm$$

Quantidades envolvidas	$1\,PC\ell_5(g) \rightleftharpoons 1\,PC\ell_3(g) + 1\,C\ell_2(g)$		
I. Pressão parcial no início	0,82 atm	zero	zero
II. Pressão parcial das substâncias que reagem e da que é produzida	P atm	P atm	P atm
III. Pressão parcial no equilíbrio	(0,82 – P) atm	P atm	P atm

Como $P_{total} = 1{,}23$ atm, temos: $(0{,}82 - P) + P + P = 1{,}23 \Rightarrow$

$\Rightarrow \quad P = 1{,}23 - 0{,}82 \quad \Rightarrow \quad P = 0{,}41$ atm

$$K_P = \frac{p_{PC\ell_3} \cdot p_{C\ell_2}}{p_{PC\ell_5}} \Rightarrow K_P = \frac{0{,}41 \cdot 0{,}41}{0{,}41} \Rightarrow K_P = 0{,}41$$

$K_P = K_C \cdot (R \cdot T)^{\Delta n}$ e $\Delta n = 2 - 1 \Rightarrow \Delta n = 1$

$0{,}41 = K_C \cdot (0{,}082 \cdot 400)^1 \Rightarrow K_C = 1{,}25 \cdot 10^{-2}$

Questões

13. (UFES) Numa dada temperatura, as pressões parciais de cada componente da reação: $N_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2\,NO(g)$, no equilíbrio, valem, respectivamente, 0,8 atm, 2 atm e 1 atm. Qual o valor de K_P?

a) 1,6 b) 2,65 c) 0,8 d) 0,0625 X e) 0,625

14. (Vunesp-SP) Bicarbonato de sódio sólido é usado como fermento químico porque se decompõe termicamente, formando gás carbônico, de acordo com a reação representada pela equação química:

$2\,NaHCO_3(s) \rightleftharpoons 1\,Na_2CO_3(s) + 1\,CO_2(g) + 1\,H_2O(g)$

a) Escreva a expressão matemática para a constante de equilíbrio dessa reação, expressa em termos de concentração, K_C.

b) A constante de equilíbrio, expressa em termos de pressões parciais, K_P, é igual a 0,25, à temperatura de 125 °C, quando as pressões são medidas em atmosferas. Calcule as pressões parciais de $CO_2(g)$ e $H_2O(g)$ quando o equilíbrio for estabelecido nessa temperatura.

15. (Unimep-SP) O valo r de K_P para o equilíbrio:

$2\,SO_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2\,SO_3(g)$

é $2{,}8 \cdot 10^2$ a 10^3 K. O valor de K_C nessa temperatura será aproximadamente igual a:

a) $5{,}6 \cdot 10^5$ c) $3{,}6 \cdot 10^3$ X e) $2{,}3 \cdot 10^4$

b) $2{,}8 \cdot 10^6$ d) $8{,}2 \cdot 10^2$

16. (Unirio-RJ) Os óxidos de nitrogênio desempenham um papel-chave na formação de "*smog* fotoquímico". A queima de combustíveis a alta temperatura é a principal fonte de óxidos de nitrogênio. Quantidades detectáveis de óxido nítrico são produzidas pela reação em equilíbrio:

$N_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2\,NO(g); \Delta H = +180{,}8$ kJ

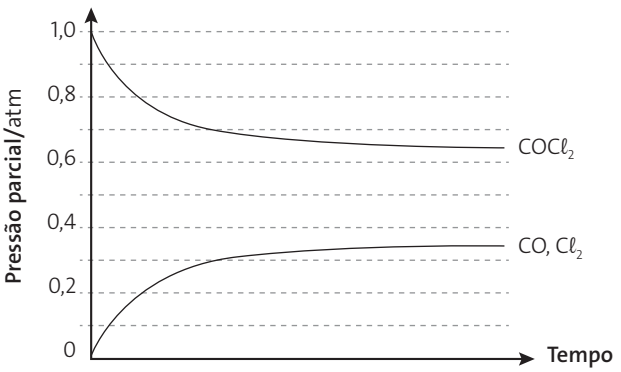
Supondo o sistema em equilíbrio e que numa determinada temperatura as pressões parciais dos gases em equilíbrio são iguais a: $p_{NO} = 0{,}1$ atm; $p_{N_2} = 0{,}2$ atm; $p_{O_2} = 0{,}01$ atm, indique o valor correto da constante de equilíbrio (K_P).

a) 0,2 b) 4 X c) 5 d) 40 e) 50

17. (Fuvest-SP) Quando o fosfogênio é aquecido, estabelece-se o seguinte equilíbrio:

$1\,COC\ell_2(g) \rightleftharpoons 1\,CO(g) + 1\,C\ell_2(g)$

O gráfico mostra as pressões parciais de $COC\ell_2(g)$, $CO(g)$ e $C\ell_2(g)$ em função do tempo à temperatura de 720 K.



a) Sem calcular a constante de equilíbrio, faça um gráfico traçando (e identificando) as curvas análogas às apresentadas, no caso em que se parte de uma mistura equimolar de $CO(g)$ e $C\ell_2(g)$, que atinge o equilíbrio a 720 K, sabendo que a pressão total inicial é igual a 2,0 atm.

b) Escreva a equação da constante de equilíbrio:

$1\,COC\ell_2(g) \rightleftharpoons 1\,CO(g) + 1\,C\ell_2(g)$

em termos de pressões parciais. Calcule o valor dessa constante.

Exercícios de revisão

12.1 (Uema) Na reação:

$a\,A + b\,B \rightleftharpoons c\,C + d\,D$,

após atingir o equilíbrio químico, podemos concluir a constante de equilíbrio:

$$K_C = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b},$$

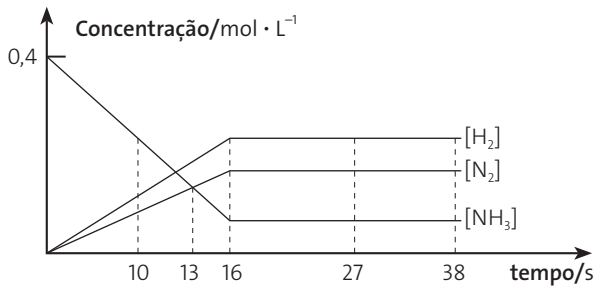
a respeito da qual é correto afirmar que:

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 taxas de desenvolvimento das reações direta e inversa forem iguais, então $K_C = 0$.
d) K_C depende das concentrações em quantidade de matéria iniciais dos reagentes.
X e) quanto maior for o valor de K_C, maior será a concentração dos produtos.

12.2 (UEL-PR) Para que se possa determinar a constante de um equilíbrio químico é necessário:

a) que as espécies químicas envolvidas no equilíbrio estejam em solução aquosa.
X b) que o sistema químico em que ocorre o equilíbrio esteja à temperatura constante.
c) que as concentrações das espécies químicas envolvidas no equilíbrio sejam iguais.
d) que todas as espécies químicas participantes do equilíbrio tenham a mesma pressão parcial.
e) que haja troca de matéria do sistema, no qual ocorre equilíbrio, com o ambiente.

12.3 (UFC-CE) Um estudante introduziu 0,4 mol de NH_3 gasoso em um recipiente fechado de 1,0 L, a 25 °C, e observou as variações de concentração das espécies que participam do equilíbrio químico: $2\,NH_3(g) \rightleftharpoons 3\,H_2(g) + N_2(g)$, ilustradas no gráfico abaixo.



Com base nessas observações, é correto afirmar que o equilíbrio é inicialmente estabelecido no tempo:

a) t = 10 s c) t = 13 s e) t = 27
b) t = 0 s X d) t = 16 s

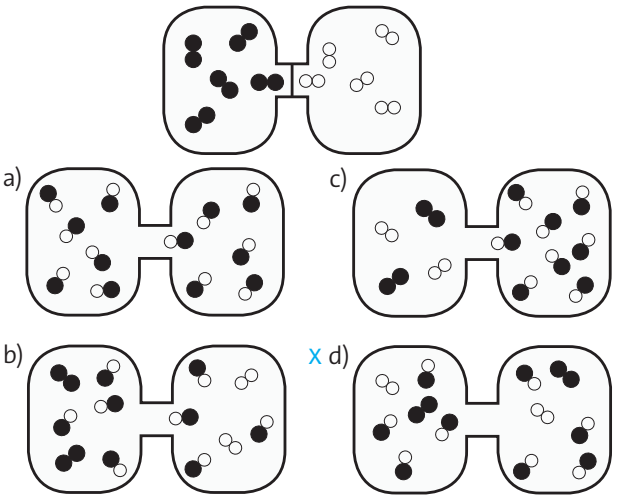
12.4 (UFMG) A figura representa dois recipientes de mesmo volume, interconectados, contendo quantidades iguais de $I_2(g)$ e $H_2(g)$, à mesma temperatura.

Inicialmente, uma barreira separa esses recipientes, impedindo a reação entre os dois gases.

Retirada essa barreira, os dois gases reagem entre si, até que o sistema atinja um estado de equilíbrio, como descrito na equação

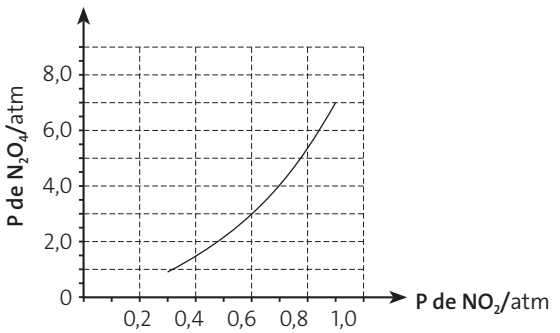
$H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2\,HI(g)$

Considerando o conceito de equilíbrio químico e as propriedades de moléculas gasosas, assinale a alternativa que contém a representação mais adequada do estado de equilíbrio nessa reação.



12.5 (Fuvest-SP) No gráfico abaixo, estão os valores das pressões parciais de $NO_2(g)$ e de $N_2O_4(g)$, para diferentes misturas desses dois gases, quando, à certa temperatura, é atingido o equilíbrio.

$2\,NO_2(g) \rightleftharpoons 1\,N_2O_4(g)$



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) 3. X d) 8. e) 12.

12.6 (Faap-SP) Em um recipiente de 500 mL, encontram-se, em condições de equilíbrio, 0,48 g de $NO_2(g)$ e 2 g de $N_2O_4(g)$. Calcule a constante de equilíbrio, em termos de concentração, para a reação abaixo. Dados: N = 24 u; O = 16 u.

$2\,NO_2(g) \rightleftharpoons 1\,N_2O_4(g)$

CAPÍTULO 13

Deslocamento de equilíbrios

Saiu na Mídia!

Lenta agonia sob as águas

"Os recifes de corais, apreciados por sua beleza e profusão de cores, têm um papel fundamental para os oceanos. Estima-se que sirvam de abrigo para 2 milhões de espécies de peixes, moluscos, algas e crustáceos – um quarto de toda a vida marinha. [...] **Há tempos os cientistas observam com apreensão a degradação e a morte dos corais em diversas regiões do planeta, como o Caribe e a Indonésia. A culpa seria da poluição produzida pelo homem e do aumento das temperaturas na Terra.**

Duas semanas atrás, com a divulgação do primeiro estudo global sobre a saúde dos corais, feito por 39 cientistas de catorze países, revelou-se que a situação dessas criaturas é pior do que se pensava. Das 1 400 espécies de corais conhecidas, 231 estão em diferentes graus de risco de extinção. Há dez anos, as espécies ameaçadas eram apenas treze. Quando os corais se extinguem, o mesmo ocorre com as plantas e os animais que deles dependem para obter alimento e refúgio contra os predadores. [...]

Um exemplo de boa iniciativa para a preservação dos corais vem da Austrália. O país estabeleceu áreas protegidas na Grande Barreira de Corais, limitando o acesso de visitantes, e passou a controlar o uso de fertilizantes nas plantações próximas à costa para evitar a contaminação. O objetivo é reverter as previsões de que, até 2030, metade dos corais da barreira australiana, que se estende por 350 mil quilômetros quadrados, estará morta. A expectativa dos cientistas é que o exemplo australiano seja seguido em outras regiões do mundo. No Brasil, um estudo da Universidade Federal da Bahia e da Conservação Internacional, divulgado há dois meses, mostra que são necessárias medidas urgentes para proteger os corais do arquipélago de Abrolhos, no litoral da Bahia, afetados pela poluição e pelo turismo. Os recifes de Abrolhos são objeto de estudo desde 1980. Em 2005, os primeiros corais doentes foram detectados. A pesquisa mostra que, se nada for feito, 40% dos corais do arquipélago desaparecerão nos próximos cinquenta anos."

VIEIRA, Vanessa. Revista *Veja*, São Paulo, n. 2070, 23 jul. 2008. Disponível em: <http:/veja.abril.com.br/230708/p_146.shtml>. Acesso em: 15 fev. 2013



Carlos Villoch/Alamy/Other Images

Coral que sofreu branqueamento em razão da morte das algas que vivem associadas a ele (2005).

Você sabe explicar?

Como a mudança de temperatura da água dos oceanos afeta a comunidade de corais?

No capítulo anterior você aprendeu que, quando uma reação química reversível é feita em recipiente fechado, o sistema entra em equilíbrio dinâmico quando as taxas de desenvolvimento das reações direta e inversa se igualam.

Esse equilíbrio se mantém inalterado a cada temperatura e, nesse caso, é representado por uma constante obtida experimentalmente – K_C (em mol/L) ou K_P (em atm) –, cujo valor nos dá uma estimativa da concentração de reagentes e produtos presentes no equilíbrio.

Mas, o que ocorre se o sistema em equilíbrio químico sofrer uma perturbação?

1 Fatores que deslocam o equilíbrio de um sistema

Os fatores externos capazes de perturbar o equilíbrio de um sistema são:

- concentração de reagentes e produtos;
- pressão;
- temperatura.

O químico francês Le Chatelier, estudando o comportamento de sistemas em equilíbrio químico quando sujeitos à variação de um desses três fatores, chegou à seguinte conclusão experimental:

> Quando um sistema em equilíbrio sofre uma perturbação, este se desloca no sentido que tende a anular essa perturbação:
>
> • para voltar ao estado de equilíbrio anterior; ou
>
> • para criar um novo estado de equilíbrio caso a perturbação sofrida seja a variação de temperatura.

A indústria química utiliza o conhecimento desse fenômeno para aprimorar a obtenção de diversos produtos de grande interesse como amônia, ácido nítrico, ácido sulfúrico, minimizando as perdas de reagentes e maximizando os lucros.

Lembre-se de que a adição de um catalisador em um sistema em equilíbrio químico aumenta igualmente as taxas de desenvolvimento das reações direta e inversa.

O catalisador pode até fazer com que o equilíbrio seja atingido mais rapidamente, mas não favorece nenhuma das reações (direta ou inversa).

> O catalisador não desloca o equilíbrio de uma reação reversível.

A tabela a seguir mostra como um sistema em equilíbrio reage a cada uma dessas perturbações.

Henri Louis Le Chatelier

(1850-1936), engenheiro e químico francês, foi professor de Química titular da Sorbonne (Universidade de Paris).
Seu trabalho foi importante na formulação do terceiro princípio da Termodinâmica. Publicou vários trabalhos sobre os equilíbrios químicos e sobre a química aplicada à metalurgia, à metalografia (estrutura dos metais e das ligas), aos cimentos, aos vidros e aos combustíveis, sempre procurando mostrar a necessidade da união entre a Química pura e a Química aplicada na resolução de problemas industriais.

Fatores que deslocam o equilíbrio de um sistema	
Fator	**Sentido do deslocamento do equilíbrio** **Exemplo: $1\,PC\ell_3(g) + 1\,C\ell_2(g) \rightleftharpoons 1\,PC\ell_5(g)$ + calor**
Aumento na concentração de reagentes	O aumento da concentração em mol/L de reagentes desloca o equilíbrio no sentido de formação dos produtos. A adição de $PC\ell_3(g)$ ou $C\ell_2(g)$ desloca o equilíbrio no sentido de formação de $PC\ell_5(g)$. $1\,PC\ell_3(g) + 1\,C\ell_2(g) \rightleftharpoons 1\,PC\ell_5(g)$
Diminuição na concentração de reagentes	A diminuição da concentração em mol/L de reagentes desloca o equilíbrio no sentido de formação dos reagentes. A retirada de $PC\ell_3(g)$ ou $C\ell_2(g)$ desloca o equilíbrio no sentido de formação de $PC\ell_3(g)$ e $C\ell_2(g)$. $1\,PC\ell_3(g) + 1\,C\ell_2(g) \rightleftharpoons 1\,PC\ell_5(g)$
Aumento na concentração de produtos	O aumento da concentração em mol/L de produtos desloca o equilíbrio no sentido de formação dos reagentes. A adição de $PC\ell_5(g)$ desloca o equilíbrio no sentido de formação de $PC\ell_3(g)$ e $C\ell_2(g)$. $1\,PC\ell_3(g) + 1\,C\ell_2(g) \rightleftharpoons 1\,PC\ell_5(g)$
Diminuição na concentração de produtos	A diminuição da concentração em mol/L de produtos desloca o equilíbrio no sentido de formação dos produtos. A retirada de $PC\ell_5(g)$ desloca o equilíbrio no sentido de formação de $PC\ell_5(g)$. $1\,PC\ell_3(g) + 1\,C\ell_2(g) \rightleftharpoons 1\,PC\ell_5(g)$
Aumento da pressão	O aumento da pressão em um sistema em equilíbrio – envolvendo substâncias no estado gasoso – desloca o equilíbrio no sentido de contração de volume. O aumento da pressão desloca o equilíbrio no sentido de formação de $PC\ell_5(g)$. $\underbrace{1\,PC\ell_3(g) + 1\,C\ell_2(g)}_{2\text{ volumes}} \rightleftharpoons \underbrace{1\,PC\ell_5(g)}_{1\text{ volume}}$
Diminuição da pressão	A diminuição da pressão em um sistema em equilíbrio – envolvendo substâncias no estado gasoso – desloca o equilíbrio no sentido de expansão de volume. A diminuição da pressão desloca o equilíbrio no sentido de formação de $PC\ell_3(g)$ e $C\ell_2(g)$. $\underbrace{1\,PC\ell_3(g) + 1\,C\ell_2(g)}_{2\text{ volumes}} \rightleftharpoons \underbrace{1\,PC\ell_5(g)}_{1\text{ volume}}$
Aumento da temperatura	O aumento da temperatura em um sistema em equilíbrio desloca o equilíbrio no sentido da reação endotérmica. O aumento da temperatura desloca o equilíbrio no sentido de formação de $PC\ell_3(g)$ e $C\ell_2(g)$. $1\,PC\ell_3(g) + 1\,C\ell_2(g) \rightleftharpoons 1\,PC\ell_5(g)$ + calor
Diminuição da temperatura	A diminuição da temperatura em um sistema em equilíbrio desloca o equilíbrio no sentido da reação exotérmica. A diminuição da temperatura desloca o equilíbrio no sentido de formação de $PC\ell_5(g)$. $1\,PC\ell_3(g) + 1\,C\ell_2(g) \rightleftharpoons 1\,PC\ell_5(g)$ + calor

Lembre-se sempre de que **K_c é constante** a cada valor de temperatura e não vai mudar se a temperatura não mudar.

Se tomarmos a expressão da constante de equilíbrio para a reação:

$$1\,PC\ell_3(g) + 1\,C\ell_2(g) \underset{Td_{inversa}}{\overset{Td_{direta}}{\rightleftharpoons}} 1\,PC\ell_5(g) \qquad \Delta H = -124\ kJ$$

$$K_C = \frac{[PC\ell_5]}{[PC\ell_3] \cdot [C\ell_2]}$$

Podemos perceber:

- Uma perturbação na concentração das substâncias ou na pressão, que leve a um aumento da concentração de produtos, provoca imediatamente um aumento da concentração de reagentes, de modo que a constante, permaneça a mesma.
- Uma perturbação na temperatura altera o valor da constante de modo que o sistema se ajuste a um novo estado de equilíbrio. O aumento de temperatura aumenta a velocidade de qualquer reação química, mas favorece a reação endotérmica, que ocorre com absorção de energia.

CURIOSIDADE

Fenômenos do cotidiano que envolvem equilíbrios

Equilíbrio químico na camada de ozônio

A camada de ozônio, $O_3(g)$, está situada numa altitude entre 20 km e 35 km da superfície do planeta, na estratosfera, onde ocorre o equilíbrio dinâmico de formação e decomposição do ozônio:

$$2\,O_2(g) \rightleftharpoons 1\,O_3(g) + O(g)$$

$$\Delta H = +142{,}35\ kJ/mol$$

Algumas substâncias poluentes deslocam o equilíbrio dessa reação no sentido de decomposição do ozônio, diminuindo a concentração de $O_3(g)$ na estratosfera e deixando o planeta exposto a essas radiações perigosas.



Konstantin Sutyagin/Shutterstock/Glow Images

O ozônio protege a Terra dos raios ultravioleta do Sol.

Os óxidos de nitrogênio, como o óxido nitroso, NO(g), por exemplo, podem causar a destruição do ozônio atmosférico, atuando como catalisadores da reação de decomposição do $O_3(g)$.

$$NO(g) + O_3(g) \longrightarrow NO_2(g) + O_2(g)$$
$$NO_2(g) + O(g) \longrightarrow NO(g) + O_2(g)$$

Observe que, como todo catalisador, o NO(g) é recuperado integralmente no final, originando uma reação em cadeia que leva à decomposição de milhares de moléculas de ozônio.

Equilíbrio químico em lentes fotossensíveis

Lentes fotossensíveis que escurecem ou clareiam conforme a luminosidade local são feitas de um vidro fotocromático que contém cristais de cloreto de prata aprisionados entre os tetraedros de sílica que constituem o vidro, além de uma pequena quantidade de íons cobre I.

Nesse tipo de lente ocorrem os seguintes equilíbrios:

1º $2\,Ag^{1+} + 2\,C\ell^{1-} \rightleftharpoons 2\,Ag^0 + C\ell_2$

lente clara — lente escura

Quando a luz incide sobre a lente, o equilíbrio se desloca no sentido de formação de prata metálica, e a lente fica escura. Ao mesmo tempo, os íons Cu^{1+} reagem com o $C\ell_2$ regenerando os íons $C\ell^{1-}$:

2º $2\,Cu^{1+} + C\ell_2 \rightleftharpoons 2\,Cu^{2+} + 2\,C\ell^{1-}$

Longe da exposição direta à luz, a lente volta a ficar clara, pois os íons Cu^{2+} reagem com a prata metálica produzindo íons Ag^{1+}:

3º $2\,Cu^{2+} + 2\,Ag^{0} \rightleftharpoons 2\,Cu^{1+} + 2\,Ag^{1+}$,

Os íons Ag^{1+} formados se unem aos íons cloreto formando novamente cristais de $AgC\ell$, restabelecendo o primeiro equilíbrio.



Phil Degginger/Alamy/Other Images

Óculos com lentes fotossensíveis. A lente da esquerda não foi exposta à luz e a lente da direita foi exposta.

Equilíbrio químico no estômago

Nas bebidas refrigerantes se estabelece um equilíbrio químico:

$2\,H_2O(\ell) + 1\,CO_2(g) \rightleftharpoons$

$\rightleftharpoons H_3O^{1+}(aq) + 1\,HCO_3^{-1}$

Quando tomamos refrigerante, vários fatores colaboram para que o equilíbrio seja deslocado no sentido da liberação do gás carbônico, provocando então a chamada eructação (arroto). Entre esses fatores podemos citar:

- A presença de ácido no estômago, que desloca o equilíbrio descrito no sentido inverso, liberando $CO_2(g)$.
- A diminuição da pressão, pois o $CO_2(g)$ é colocado nos refrigerantes sob alta pressão e, quando a bebida é ingerida, a pressão diminui o suficiente para provocar o escape do $CO_2(g)$.
- O aumento da temperatura, pois a solubilidade do $CO_2(g)$ em água diminui conforme a temperatura aumenta. No refrigerante gelado o $CO_2(g)$ apresenta uma solubilidade bem maior que 36 °C (temperatura do organismo), o que provoca a liberação do $CO_2(g)$ quando consumimos a bebida.

Equilíbrio químico em lâmpadas halógenas

As lâmpadas halógenas são lâmpadas incandescentes que contêm em seu interior um halogênio, em geral iodo gasoso. A função do iodo é recuperar o tungstênio que sublima do filamento, e poderia se depositar no bulbo, escurecendo a lâmpada:

$W(s) \rightleftharpoons W(g)$

Na superfície do filamento (numa região de temperatura entre 800 °C e 2 800 °C), o iodo reage com o tungstênio que se desprende formando o gás iodeto de tungstênio:

$W(g) + 3\,I_2(g) \rightleftharpoons WI_6(g)$

Mesmo que o $WI_6(g)$ se aproxime do bulbo da lâmpada, ele não condensa porque a temperatura do bulbo se mantém acima de 250 °C, ou seja, maior que o ponto de condensação do $WI_6(g)$.



Sebastian Radu/Shutterstock/Glow Images

Lâmpadas dicroicas são halógenas dotadas de um refletor capaz de reduzir o calor excessivo produzido por esse tipo de lâmpada.

Assim, a substância não se deposita no bulbo. Correntes térmicas transportam o gás para regiões do filamento de temperatura mais elevada, entre 2 600 °C e 3 200 °C, nas quais ocorre a dissociação do gás e a deposição de tungstênio metálico no filamento:

$WI_6(g) \rightleftharpoons W(s) + 3\,I_2(g)$

Por isso, as lâmpadas halógenas não escurecem e duram mais (entre 2 000 e 4 000 horas).

Equilíbrio químico nos dentes

O principal constituinte do esmalte dos dentes é a hidroxiapatita, $Ca_5OH(PO_4)_3(s)$. Por estar em meio aquoso (saliva), a hidroxiapatita entra em equilíbrio de dissociação de seus íons:

$Ca_5OH(PO_4)_3(s) \rightleftharpoons 5\,Ca^{2+}(aq) +$

$+ 1\,OH^{1-}(aq) + 3\,PO_4^{3-}(aq)$

O consumo de alimentos ou bebidas ácidas (como refrigerantes) desloca o equilíbrio de dissociação da hidroxiapatita no sentido direto, fragilizando o esmalte dos dentes. Escovar os dentes com uma pasta alcalina (de pH > 7) desloca o equilíbrio no sentido inverso, ajudando a torná-los mais resistentes.

Pastas que contêm íons fluoretos, F^{1-}, também podem tornar o esmalte dos dentes mais resistentes porque os íons F^{1-} têm a propriedade de substituir os íons OH^{1-} na hidroxiapatita, formando fluorapatita, cujo equilíbrio de dissociação não se desloca no sentido direto tão facilmente na presença de ácidos.

$$Ca_5F(PO_4)_3(s) \rightleftharpoons 5\,Ca^{2+}(aq) + 1\,F^{1-}(aq) + 3\,PO_4^{3-}(aq)$$

Isso ocorre porque os ácidos que seriam formados para consumir os íons $F^{1-}(aq)$ (ácido fluorídrico, HF) ou PO_4^{3-} (ácido fosfórico, H_3PO_4) são respectivamente forte e semiforte e tendem a permanecer ionizados.

Equilíbrio químico na ingestão de remédios

O ácido acetilsalicílico (AAS) é um medicamento tomado por milhões de pessoas para aliviar as dores (e geralmente sem prescrição médica, o que é muito perigoso).

E por que é perigoso? Por ser um ácido, a aspirina sofre ionização em meio aquoso, estabelecendo o seguinte equilíbrio químico:

$$AAS(s) + H_2O(\ell) \rightleftharpoons AAS^{1-}(aq) + H_3O^{1+}(aq)$$

Assim, quando se toma um medicamento que contém o AAS, com um pouco de água, a maior parte do medicamento encontra-se na forma ionizada e na forma de ânion ela não passa através da camada protetora das paredes do estômago.



Science Faction/Corbis/Latinstock

Comprimidos de AAS que só devem ser tomados com prescrição médica.

Como o estômago é um meio muito ácido, ele desloca o equilíbrio descrito no sentido inverso, reconstituindo a forma neutra da aspirina. Na forma neutra, ela pode atravessar a camada protetora das paredes do estômago causando hemorragia em algumas pessoas, o que pode ter graves consequências.

Equilíbrio químico nas cavernas

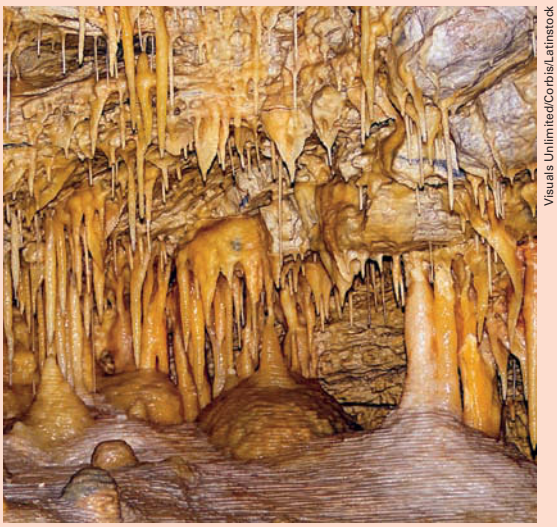
A formação das estalactites e estalagmites está relacionada ao equilíbrio químico:

$$CaCO_3(s) + CO_2(aq) + H_2O(\ell) \rightleftharpoons Ca^{2+}(aq) + 2\,HCO_3^{1-}(aq),$$

que depende do efeito da pressão sobre a solubilidade dos gases.

A água subterrânea, submetida a alta pressão, contém uma grande quantidade de gás carbônico, $CO_2(g)$, dissolvido. Quando essa água passa por terrenos que contêm calcário, $CaCO_3(s)$, o equilíbrio acima é deslocado no sentido direto de dissolução do calcário.

Mas, quando essa água goteja dentro de uma caverna, onde a pressão é menor, ocorre liberação de $CO_2(g)$, e o equilíbrio se desloca no sentido inverso, de formação de $CaCO_3(s)$, que dá origem às estalactites no teto e as estalagmites no chão.



Visuals Unlimited/Corbis/Latinstock

Caverna Maori Leap, Nova Zelândia.

E então, agora está convencido da presença de equilíbrios químicos em nosso dia a dia e da importância de estudar esse fenômeno?

Questões

ATENÇÃO! Não escreva no seu livro!

1. A amônia, $NH_3(g)$, é uma importante matéria-prima para a fabricação de fertilizantes, corantes, explosivos, etc. Sua obtenção é feita geralmente pelo método de Haber-Bosch, que envolve a reação:

$1\,N_2(g) + 3\,H_2(g) \rightleftharpoons 2\,NH_3(g) \qquad \Delta H = -22$ kcal

Indique para que lado esse equilíbrio se desloca quando a concentração de:

a) nitrogênio aumenta.
b) hidrogênio aumenta.
c) amônia aumenta.
d) nitrogênio diminui.
e) amônia diminui.

2. Considere o equilíbrio abaixo, que ocorre em um recipiente fechado, à temperatura constante, em que os gases tóxicos monóxido de carbono e monóxido de nitrogênio são convertidos em gases não tóxicos, dióxido de carbono e nitrogênio, e vice-versa:

$2\,CO(g) + 2\,NO(g) \rightleftharpoons 2\,CO_2(g) + 1\,N_2(g)$

Apenas variando a concentração das substâncias participantes, discuta o que pode ser feito para deslocar o equilíbrio da reação no sentido da formação de gases não tóxicos.

3. (UEL-PR) O odor de muitas frutas e flores deve-se à presença de ésteres voláteis. Alguns ésteres são utilizados em perfumes, doces e chicletes para substituir o aroma de algumas frutas e flores. Como exemplos, podemos citar o acetato de isopentila, que dá o odor característico de banana, e o acetato de etila, que dá o odor das rosas. Este último provém da reação entre o ácido acético e o álcool etílico, como demonstrado na reação a 100 °C.

$CH_3COOH(\ell) + CH_3CH_2OH(\ell) \rightleftharpoons$
$\rightleftharpoons CH_3COOCH_2CH_3(\ell) + H_2O(\ell) \qquad K_C = 3{,}8$

Se as concentrações de $CH_3COOCH_2CH_3(\ell)$ e $H_2O(\ell)$ forem dobradas em seus valores no equilíbrio, na mesma temperatura, então o valor de K_C será igual a:

a) 7,6 X b) 3,8 c) 1,9 d) 0,95 e) 1,27

4. (UEL-PR) Considere o equilíbrio à temperatura T:

$1\,CO(g) + 1\,H_2O(g) \rightleftharpoons 1\,CO_2(g) + 1\,H_2(g)$

Sem alterar a temperatura, é possível aumentar a concentração de dióxido de carbono,

I. acrescentando mais monóxido de carbono à mistura em equilíbrio.
II. acrescentando um gás inerte à mistura em equilíbrio.
III. aumentando a pressão da mistura em equilíbrio.

X a) Somente I é certa.
b) Somente II é certa.
c) Somente III é certa.
d) Todas erradas.
e) Outra combinação.

5. (UEMG) As equações a seguir representam sistemas em equilíbrio. O único sistema que não se desloca por alteração de pressão é:

a) $SO_2(g) + \frac{1}{2}\,O_2(g) \rightleftharpoons SO_3(g)$
X b) $CO_2(g) + H_2(g) \rightleftharpoons CO(g) + H_2O(g)$
c) $N_2(g) + 3\,H_2(g) \rightleftharpoons 2\,NH_3(g)$
d) $2\,CO_2(g) \rightleftharpoons 2\,CO(g) + O_2(g)$

6. Dada uma reação genérica em equilíbrio químico:

$A + B \rightleftharpoons C + D$

indique o que pode ser feito em relação à concentração das substâncias participantes da reação para deslocar o equilíbrio no sentido de formação dos produtos.
A adição de um catalisador poderia ajudar nesse sentido?

7. (Vunesp-SP) Na alta atmosfera ou em laboratório, sob a ação de radiações eletromagnéticas (ultravioleta, ondas de rádio, etc.), o ozônio é formado através da reação endotérmica:

$3\,O_2(g) \rightleftharpoons 2\,O_3(g)$

a) O aumento da temperatura favorece ou dificulta a formação do ozônio?
b) E o aumento da pressão? Justifique suas respostas.

8. (IfSul-RS) No antigo Egito, por aquecimento do esterco de camelo, era obtido um sal que ficou conhecido como sal amoníaco, $NH_4C\ell$, em homenagem ao deus Amon. Na decomposição desse sal, forma-se a amônia, NH_3, que é utilizada como matéria-prima para a fabricação de, entre outras coisas, produtos de limpeza, fertilizantes, explosivos, náilon e espumas para colchões.
A síntese da amônia se dá pelo seguinte processo:

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

Em relação ao equilíbrio acima, é correto afirmar que

a) se aumentarmos a pressão sobre o sistema, diminuiremos o rendimento da reação.
b) se adicionarmos catalisador, deslocaremos o equilíbrio, favorecendo a reação direta.
c) ao reagirmos 6 mols de gás hidrogênio, produziremos 34 g de amônia.
X d) a formação de NH_3 é favorecida pela diminuição da temperatura do sistema.

9. (UFRGS-RS) Considere o equilíbrio:

$2\,H_2S(g) + 3\,O_2(g) \rightleftharpoons 2\,H_2O(g) + 2\,SO_2(g)$

Dado $\Delta H_{reação} = -247{,}85$ kcal.
Diga o que ocorrerá com a concentração do dióxido de enxofre, $SO_2(g)$, quando o equilíbrio for alterado apenas por:

a) remoção de sulfeto de hidrogênio, $H_2S(g)$;
b) aumento de temperatura;
c) aumento de pressão;
d) adição de oxigênio.

Como a mudança de temperatura da água dos oceanos afeta a comunidade de corais?

O nome coral vem do latim *corallium*, que significa 'dotado de cor' e se refere principalmente aos corais hermatípicos. A cor do coral, porém, não é própria desse animal, mas sim o resultado de uma simbiose (união entre seres vivos) entre os corais e algumas espécies de algas microscópicas, denominadas **zooxantelas**.

Essas algas coloridas vivem "aprisionadas" em células da epiderme do coral numa quantidade aproximada de 7 mil algas por milímetro quadrado.

Os corais protegem as zooxantelas contra os predadores e fornecem $CO_2(g)$ (eliminado pela respiração) para que elas façam fotossíntese, além de excretarem nitrogênio, fósforo e outros minerais que as algas utilizam como nutrientes. As zooxantelas, por sua vez, produzem glicose e oxigênio, fornecendo energia para o coral, além de ajudarem na formação do carbonato de cálcio do coralito.

Ocorre que, quando a temperatura da água aumenta, essa parceria é rompida. Não se sabe ao certo como acontece, o fato é que as zooxantelas vão embora, e os corais ficam brancos (foto), e, embora consigam sobreviver por algum tempo, tornam-se frágeis e podem não ter energia suficiente para a reprodução.

Em mares cuja temperatura da água se mantém entre 20 °C e 25 °C, há pouco $CO_2(g)$ dissolvido, e o equilíbrio desloca-se no sentido inverso de formação do $CaCO_3(s)$.

Por outro lado, a diminuição da temperatura das águas também é prejudicial.

Os corais fixam-se sobre uma base de carbonato de cálcio, $CaCO_3(s)$, que eles mesmos produzem, e em contato com a água e com o gás carbônico dissolvido estabelecem o seguinte equilíbrio químico:



Michael Patrick O Neill/Alamy/Other Images

Corais brancos em razão da ausência de zooxantelas.

$$CaCO_3(s) + CO_2(g) + H_2O(\ell) \underset{\text{endotérmica}}{\overset{\text{exotérmica}}{\rightleftharpoons}} Ca(HCO_3)_2(aq)$$

Sabemos que, quando a temperatura diminui, a solubilidade do gás carbônico aumenta.

Aumentando a quantidade de gás carbônico na reação acima, o equilíbrio desloca-se no sentido direto, de modo a consumir o $CO_2(g)$ em excesso, o que acaba provocando a dissolução do carbonato de cálcio e fragilizando a base que os corais utilizam para se fixar.

Estando frágil, a base de coralito fica mais suscetível aos movimentos das águas e dos seres que vivem ao redor, podendo se romper, o que significa a morte do coral.

Amônia

O processo industrial

A amônia, $NH_3(g)$, é um dos principais compostos produzidos pela indústria química e está entre as primeiras substâncias químicas de maior produção industrial nos Estados Unidos. Ela ocorre na natureza em quantidades bem pequenas, quase que totalmente como produto da putrefação de materiais orgânicos que contêm nitrogênio, como as proteínas.

A síntese da amônia foi desenvolvida pelo químico alemão Fritz Haber (1868-1934) durante a Primeira Guerra Mundial, quando o bloqueio naval à Alemanha, imposto pelos ingleses, impediu o acesso alemão às minas de salitre do Chile (nitrato de sódio, $NaNO_3$), utilizado como fonte de nitratos para fabricação de fertilizantes e explosivos.

Em busca de uma saída, Haber desenvolveu um processo de síntese, submetendo o gás nitrogênio, obtido do ar atmosférico, e o gás hidrogênio, obtido da água, à temperatura e pressão elevadas, produzindo amônia:

$$1\,N_2(g) + 3\,H_2(g) \underset{\text{endotérmica}}{\overset{\text{exotérmica}}{\rightleftharpoons}} 2\,NH_3(g)$$

$\Delta H = -46{,}1$ kJ/mol

A reação da amônia com oxigênio, catalisada pela platina, leva à produção de ácido nítrico, $HNO_3(aq)$. O ácido nítrico, ao ser neutralizado com amônia, produz o nitrato de amônio, que substitui perfeitamente o nitrato de sódio na fabricação de fertilizantes e explosivos.

$$4\,NH_3(g) + 5\,O_2(g) \xrightarrow{Pt} 4\,NO(g) + 6\,H_2O(v)$$

$$2\,NO(g) + 1\,O_2(g) \longrightarrow 2\,NO_2(g)$$

$$2\,NO_2(g) + 1\,H_2O(v) \longrightarrow 1\,HNO_3(aq) + 1\,HNO_2(aq)$$

$$1\,HNO_3(aq) + 1\,NH_3(g) \longrightarrow 1\,NH_4NO_3(aq)$$

Carl Bosch (1874-1940) levou esse processo à escala industrial. Essa descoberta, utilizada até hoje, permitiu à Alemanha resistir ao cerco dos aliados durante a Primeira Guerra Mundial.

A reação de obtenção da amônia é reversível, e ao atingir o equilíbrio as taxas de desenvolvimento das reações direta e inversa igualam-se, e a mesma quantidade de $NH_3(g)$ que é formada sofre decomposição para formar $H_2(g)$ e $N_2(g)$.

Para aumentar o rendimento de $NH_3(g)$, é preciso encontrar as condições de pressão e de temperatura, além do modo de produção, capazes de deslocar o equilíbrio da reação no sentido da reação direta.

- **Efeito da pressão**

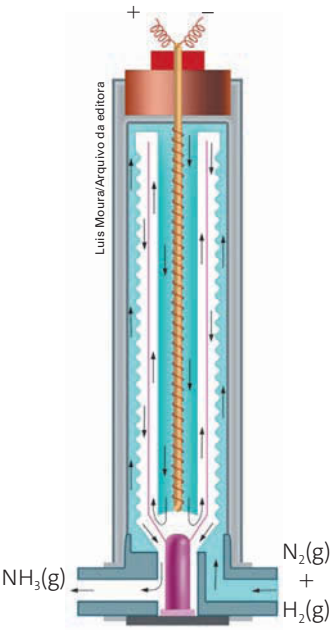
Como a reação de formação da amônia ocorre com contração de volume, ela é favorecida pelo aumento de pressão.

A pressão age para fazer com que as moléculas dos reagentes fiquem mais próximas umas das outras, limitando o campo de seu movimento e favorecendo a formação de $NH_3(g)$.

Industrialmente, são utilizadas pressões que variam entre 200 atm e 1000 atm.

- **Efeito da temperatura**

Como a reação de formação da amônia é exotérmica (libera energia), após o equilíbrio ser atingido, as altas temperaturas acabam favorecendo



Processo Casale

A ilustração está fora de escala. Cores fantasia.

As torres de síntese da amônia são colunas longas e finas de até 18 metros de altura. Conforme a pressão utilizada temos:
- Processo Fauser: de 200 atm a 350 atm.
- Processo Casale: com pressões de 600 atm.
- Processo Claude, com pressões de 1000 atm.

Qualquer que seja o processo utilizado, há três fases distintas da preparação da amônia: compressão dos gases, síntese e separação da amônia formada.

mais a decomposição da amônia do que sua formação. Por isso, a temperatura na qual a reação ocorre não pode ser muito alta.

A temperatura também não pode ser muito baixa porque dessa forma o número de colisões efetivas com energia de ativação suficiente para formar amônia seria pequeno.

Assim, empiricamente, chegou-se à conclusão de que a temperatura ideal para a síntese da amônia oscila entre 400 °C e 500 °C e tem uma limitação: a atividade dos catalisadores, que varia com a temperatura.

- **Reagentes e catalisadores**

Para a produção de amônia sintética deve-se dispor de nitrogênio e hidrogênio na relação volumétrica 1 : 3.

O $N_2(g)$ empregado é o obtido diretamente por meio da destilação fracionada do ar líquido.

O $H_2(g)$ pode ser obtido a partir da água, por ação do carvão:

$$1\,H_2O(\ell) + 1\,C(g) \longrightarrow 1\,CO(g) + 1\,H_2(g)$$

Nesse caso, apresenta impurezas, que devem ser eliminadas, sob pena de prejudicarem o processo nos estágios mais avançados. Também pode ser obtido pela eletrólise do cloreto de sódio em meio aquoso:

$$2\,NaC\ell(aq) + 2\,H_2O(\ell) \longrightarrow 2\,NaOH(aq) + 1\,H_2(g) + 1\,C\ell_2(g)$$

ou ainda pelo craqueamento (quebra) do metano:

$$12\,CH_4(g) + 5\,H_2O(\ell) + 5\,O_2(g) \longrightarrow 29\,H_2(g) + 9\,CO(g) + 3\,CO_2(g)$$

Esse processo é o mais utilizado e, assim, ao lado dos equipamentos de síntese de amônia, em uma instalação industrial, encontram-se equipamentos para a produção de hidrogênio gasoso.

Para acelerar a reação, utilizam-se catalisadores, que contribuem para se obter um bom rendimento na produção de amônia na menor temperatura possível. O catalisador mais comumente empregado é o ferro metálico, com traços (quantidades mínimas) de óxidos de magnésio, zircônio, titânio e crômio.

A amônia é uma matéria-prima básica para a fabricação de fertilizantes, ureia, ácido nítrico, explosivos, plásticos, fibras e resinas, produtos farmacêuticos, loções, cosméticos, detergentes e material de limpeza de uso doméstico e também é aplicada na limpeza dentária. É utilizada ainda em sistemas de refrigeração (possui baixo ponto de ebulição, –33,5 °C, e condensação, –77 °C) e na metalurgia como agente redutor.

Trabalho em equipe

Vazamento de amônia intoxica 13 operários em Minas Gerais

BELO HORIZONTE – Um acidente provocou o vazamento de amônia em um dos maiores abatedouros de aves do país [...] *em Uberaba, no triângulo mineiro. O gás, que é usado no sistema de refrigeração do local, provocou a intoxicação de 13 operários.*

Os bombeiros isolaram a área. A direção da empresa informou que só vai comentar o fato depois da conclusão das investigações. Os funcionários estão internados em observação. Agentes ambientais estiveram no local para garantir que não houve dano ao meio ambiente.

TV GLOBO MINAS. *Acidente de trabalho:* intoxicados por amônia. Disponível em: <www.viaseg.com.br/noticia/4605-acidente_de_trabalho_intoxicados_por_amonia.html>. Acesso em: 15 fev. 2013.

1. Em relação à intoxicação por amônia, pesquise*:

a) A amônia é inflamável ou explosiva? Em que condições?

b) Quais os danos causados à saúde após a inalação do gás amônia?

c) O que fazer em caso de acidente envolvendo amônia?

A sala pode ser dividida em grupos. Cada grupo vai pesquisar um tópico e apresentá-lo aos demais. Após as apresentações pode-se fazer um debate entre os alunos para discutir o tema.

*Sugestão de *site* para pesquisa: <www.ppci.com.br/amoniaemergencia.php>. Acesso em: 15 fev. 2013.

Exercícios de revisão

13.1 (UnB-DF) Os corais são encontrados somente em águas quentes. Um dos componentes dos corais, o carbonato de cálcio, $CaCO_3(s)$, coexiste em equilíbrio, segundo a equação:

$$CaCO_3(s) + CO_2(g) + H_2O(\ell) \rightleftharpoons Ca(HCO_3)_2(aq)$$

Auxiliado por essas informações, julgue os itens a seguir em certos ou errados e justifique sua resposta.

V 0. Em mares frios, há muito $CO_2(g)$ dissolvido na água, e o equilíbrio acima desloca-se para a direita, consumindo o $CaCO_3(s)$, um dos componentes dos corais.

F 1. Em mares quentes, há pouco $CO_2(g)$ dissolvido, provocando a dissolução do $CaCO_3(s)$.

V 2. Uma diminuição da concentração de $CO_2(g)$ sobre o equilíbrio citado vai favorecer a formação dos corais.

13.2 (Vunesp-SP) O processo industrial Haber-Bosch de obtenção da amônia se baseia no equilíbrio químico expresso pela equação:

$$N_2(g) + 3\,H_2(g) \rightleftharpoons 2\,NH_3(g)$$

Nas temperaturas de 25 °C e de 450 °C, as constantes de equilíbrio K_p são $3{,}5 \cdot 10^8$ e 0,16, respectivamente.

a) Com base em seus conhecimentos sobre equilíbrio e nos dados fornecidos, quais seriam, teoricamente, as condições de pressão e temperatura que favoreceriam a formação de NH_3 (g)? Justifique.

b) Na prática, a reação é efetuada nas seguintes condições: pressão entre 300 atm e 400 atm, temperatura de 450 °C e emprego de Fe(s) como catalisador. Justifique por que essas condições são utilizadas industrialmente na síntese de $NH_3(g)$.

13.3 (Fatec-SP) O metanol, utilizado como combustível, pode ser obtido pela interação entre monóxido de carbono, CO, e gás hidrogênio, H_2:

$$CO(g) + 2\,H_2(g) \rightleftharpoons CH_3OH(g) + 92\ kJ$$

Para aumentar o rendimento da formação de metanol, o procedimento adequado seria:

a) aumentar a agitação do sistema.

X b) aumentar a concentração de CO(g) no sistema.

c) aumentar a temperatura do sistema.

d) diminuir a pressão sobre o sistema.

e) adicionar um catalisador ao sistema.

13.4 (PUC-SP) O gás hidrogênio, H_2, pode ser obtido a partir da reação entre o monóxido de carbono, CO, e água, H_2O, a altas temperaturas. Esse processo em equilíbrio é representado por:

$$CO(g) + H_2O(g) \rightleftharpoons CO_2(g) + H_2(g) \qquad \Delta H = -41\ kJ$$

Para tornar mais eficiente a produção de gás hidrogênio, H_2, deve-se:

a) aumentar a pressão do sistema.

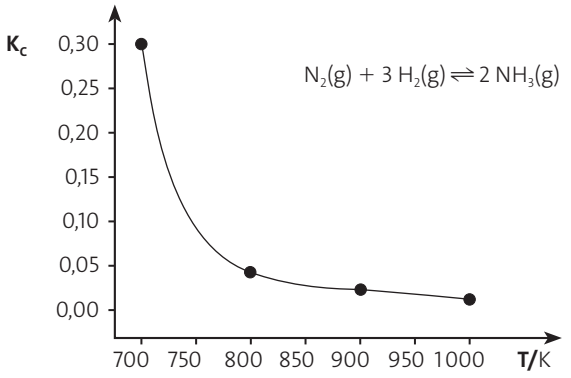
b) diminuir a pressão do sistema.

c) utilizar um catalisador apropriado.

d) aumentar a temperatura do sistema.

X e) retirar do sistema o gás carbônico, CO_2, produzido.

13.5 (Fatec-SP) O gráfico a seguir mostra como varia a constante de equilíbrio, K_C, em função da temperatura para a reação de síntese da amônia. A respeito dessa transformação química, as seguintes afirmações foram feitas:



I. a diminuição da temperatura aumenta o rendimento da reação;

II. a elevação da temperatura diminui a velocidade da reação;

III. a reação de síntese da amônia é exotérmica;

IV. a elevação da temperatura favorece o consumo de N_2 e H_2.

Dessas afirmações, são corretas apenas:

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

13.6 (FEI-SP) O metanol, apesar de tóxico, é muito importante em laboratórios, indústrias e também como combustível. Pode ser sintetizado a partir de monóxido de carbono e gás hidrogênio através da reação de equação:

$$CO(g) + 2\,H_2(g) \rightleftharpoons CH_3OH(g) \qquad \Delta H < 0$$

O rendimento na produção de álcool é favorecido:

a) a baixas pressões.

b) a altas temperaturas.

X c) pelo aumento da concentração de H_2.

d) pela adição de catalisador.

e) pela diminuição da concentração de CO.

13.7 (UFSM-RS) A maçã é apreciada pelos cantores, pois ajuda na limpeza das cordas vocais. O aroma das maçãs pode ser imitado adicionando-se acetato de etila, $CH_3COOCH_2CH_3$. O acetato de etila pode ser obtido a partir da reação de esterificação:

$$CH_3COOH(aq) + HOCH_2CH_3(aq) \rightleftharpoons CH_3COOCH_2CH_3(aq) + H_2O(\ell)$$

Na temperatura de 25 °C, o valor da constante de equilíbrio, K_C é 4,0. Marque verdadeira (V) ou falsa (F) nas seguintes afirmações:

( ) A adição de acetato de etila aumenta K_C.
( ) A adição de um catalisador diminui K_C.
( ) A adição de acetato de etila desloca o equilíbrio no sentido da formação dos reagentes.
( ) A adição de ácido acético não desloca o equilíbrio.
( ) A adição de ácido acético não altera o K_C.

A sequência correta é

X a) F – F – V – F – V.
b) V – V – F – F – V.
c) F – V – V – V – F.
d) V – F – F – F – V.
e) F – V – F – V – F.

13.8 (UFPA) Um sistema químico, a certa temperatura, contém os gases $F_2(g)$, $O_2(g)$ e $OF_2(g)$ em equilíbrio, de acordo com a equação:

$$2\ F_2(g) + 1\ O_2(g) + 11{,}0\ kcal \rightleftharpoons 2\ OF_2(g)$$

Analisando o sistema, podemos afirmar que:

I. se aumentarmos a temperatura do sistema, a concentração de $OF_2(g)$ aumentará.
II. se aumentarmos a pressão sobre o sistema, a concentração de $OF_2(g)$ aumentará.
III. se aumentarmos a pressão sobre o sistema, a constante de equilíbrio aumentará.
IV. se adicionarmos ao sistema um catalisador adequado, a concentração de $OF_2(g)$ aumentará.

a) Somente a afirmativa II está correta.
X b) Somente as afirmativas I e II estão corretas.
c) Somente as afirmativas II e IV estão corretas.
d) Somente as afirmativas I, II e III estão corretas.
e) Todas as afirmativas estão corretas.

13.9 (Unisinos-RS) Na Química ambiental, particularmente no controle da ocorrência da chuva ácida, têm particular importância as reações entre os gases monóxido de nitrogênio, NO(g), e oxigênio, $O_2(g)$, para originar o dióxido de nitrogênio, $NO_2(g)$, o qual, combinando-se com água, forma o ácido nítrico, $HNO_3(aq)$, segundo as reações assim equacionadas:

I. $2\ NO(g) + 1\ O_2(g) \rightleftharpoons 2\ NO_2(g) + 27\ kcal$
II. $3\ NO_2(g) + 1\ H_2O(\ell) \rightleftharpoons 2\ HNO_3(aq) + 1\ NO(g)$

Quando essas reações ocorrem em um recipiente fechado, analisando os fatores considerados:

1. injeção de $O_2(g)$
2. elevação da pressão
3. redução da temperatura
4. redução da pressão
5. elevação da temperatura

indique aquele(s) que, atuando sobre o equilíbrio I, tende(m) a reduzir a produção de ácido nítrico no equilíbrio II. Justifique.

13.10 (FGV-SP) A produção de suínos gera uma quantidade muito grande e controlada de dejetos, que vem sendo empregada em bioconversores para geração de gás metano. O metano, por sua vez, pode ser utilizado para obtenção de gás H_2. Em uma reação denominada reforma, o metano reage com o vapor de água na presença de um catalisador formando hidrogênio e dióxido de carbono de acordo com o equilíbrio

$$CH_4(g) + H_2O(g) \rightleftharpoons 3\ H_2(g) + CO_2(g) \qquad \Delta H > 0$$

O deslocamento do equilíbrio no sentido da formação do H_2 é favorecido por:

I. aumento da pressão;
II. adição do catalisador;
III. aumento da temperatura.

É correto apenas o que se afirma em

a) I.
b) I e II.
c) II.
d) II e III.
X e) III.

13.11 (UFV-MG) O equilíbrio de qualquer sistema reativo é de natureza dinâmica, isto é, não existe reação 100% quantitativa. Por outro lado, conhecida a reação e aplicando o Princípio de Le Chatelier, poderíamos deslocar a condição de equilíbrio para o lado das espécies químicas mais desejáveis. A adição de $HNO_3(aq)$ concentrado sobre cobre metálico produz o gás $NO_2(g)$, que, quando recolhido e fechado numa ampola, dimeriza-se de tal forma a apresentar o seguinte equilíbrio:

$$2\ NO_2(g) \rightleftharpoons 1\ N_2O_4(g)$$

castanho — incolor

a) Quando a ampola é resfriada num banho com gelo picado, a cor castanha tende a desaparecer. Com base nessa experiência, escreva a reação no sentido em que é deslocada, indicando se é endotérmica ($\Delta H > 0$) ou exotérmica ($\Delta H < 0$).
b) Imagine que nosso sistema seja transferido para uma outra ampola (inicialmente com vácuo) de capacidade maior, na mesma temperatura. Escreva a reação indicando o sentido em que é deslocada e a sua cor predominante. Justifique, também, a intensidade dessa cor.
c) Escreva a expressão da constante de equilíbrio da reação proposta acima, em termos das pressões parciais.

13.12 (UPM-SP) O processo de Haber-Bosch para obtenção de amônia recebeu esse nome devido aos seus criadores: Fritz Haber (1868-1934) e William Carl Bosch (1874-1940). Foi usado pela primeira vez, em escala industrial, na Alemanha, durante a Primeira Guerra Mundial, com o objetivo de obtenção de matéria-prima para produção de explosivos, associado ao processo Ostwald. A equação termoquímica do processo Haber-Bosch é abaixo apresentada.

$$N_2(g) + 3\ H_2(g) \rightleftharpoons 2\ NH_3(g) \qquad \Delta H = -92{,}22\ kJ$$

Com o intuito de favorecer a produção de amônia foram feitas, no sistema, as intervenções de I a V.

I. Aumento da pressão total do sistema.
II. Aumento da pressão parcial do gás amônia.
III. Diminuição da concentração do gás hidrogênio.
IV. Aumento da concentração do gás nitrogênio.
V. Utilização de um catalisador de ferro metálico.

São eficientes, para esse propósito, apenas as intervenções

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

CAPÍTULO 14

Equilíbrios iônicos

Saiu na Mídia!

Degradação dos corais

"**A pressão sobre os corais aumentou a partir de meados do século 20. A urbanização da orla marítima cresceu, o que ocasionou maior poluição dos mares, pelo despejo de esgoto, resíduos industriais e agrícolas. 'Outro agravante foi a intensificação do desmatamento, que fez com que mais sedimentos fossem carregados pelos** rios e levados aos mares', diz o biólogo Clóvis Castro, especialista em corais do Museu Nacional da Universidade Federal do Rio de Janeiro (UFRJ).

[...]

Os recifes que já foram bastante danificados têm dificuldade para se recuperar sozinhos. Parte desses animais realiza fecundação externa, ou seja, liberam gametas masculinos e femininos na água, onde ocorre a fecundação. 'Como há pouco coral no ambiente, não há gameta suficiente para fazer a fertilização no mar', explica Castro.

Para auxiliar a recuperação dos corais, Castro e uma equipe de pesquisadores do Projeto Coral Vivo desenvolveram uma técnica de fertilização artificial. Eles conseguiram reproduzir coral em cativeiro e produzir larvas. Com o apoio da Fundação O Boticário de Proteção à Natureza, em 2005, o Projeto Coral Vivo iniciou pesquisa para otimizar a obtenção de larvas e soltá-las no mar para recuperar comunidades de corais.

O complexo de Abrolhos, no sul da Bahia, foi escolhido para o desenvolvimento do projeto, pois ali estão os recifes mais bem conservados do país. Além da variedade de espécies encontradas no lugar, a abundância facilita o recolhimento de amostras para estudo, sem causar impactos ambientais."

FUNDAÇÃO Grupo Boticário de Proteção à Natureza. *Conservação on-line*, edição 64.



Cia de Foto/Latinstock

Coral na região das ilhas de Abrolhos, na Bahia, Brasil.

Você sabe explicar?

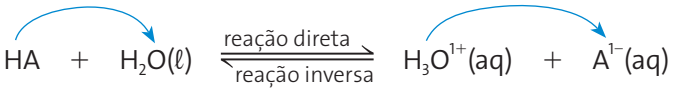
Como o turismo e o uso de fertilizantes nas plantações próximas à costa podem prejudicar os corais?

Todo equilíbrio químico que envolve a participação de íons é denominado **equilíbrio iônico**.

A ionização de um composto covalente na água, formando um ácido, ou a dissociação de uma base em meio aquoso são exemplos de processos reversíveis que dão origem a equilíbrios iônicos.

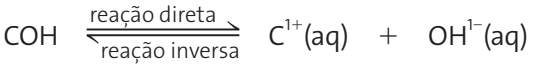
Considere, por exemplo, as reações genéricas a seguir, em que A representa um ânion qualquer e C representa um cátion qualquer:

- **Ionização**:



Se HA for um ácido forte, o equilíbrio estará deslocado no sentido da reação direta; se for um ácido fraco, o equilíbrio estará deslocado no sentido da reação inversa.

- **Dissociação**:

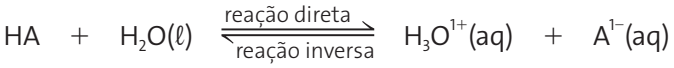


Se COH for uma base forte, o equilíbrio estará deslocado no sentido da reação direta; se for uma base fraca, o equilíbrio estará deslocado no sentido da reação inversa.

Lembre-se de que:
- **ionização** é uma reação química em que ocorre a formação de íons que não existiam anteriormente; e
- **dissociação** é a separação de íons preexistentes em determinado meio (geralmente meio aquoso).

1 Constante de ionização ou de dissociação

Como os equilíbrios iônicos ocorrem em soluções (em geral aquosas), K_i é definida a partir da constante de equilíbrio K_C. Considere, por exemplo, a reação genérica e reversível:



A expressão de K_C para essa reação é:

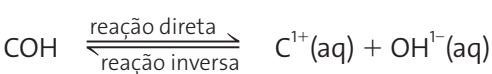
$$K_C = \frac{[H_3O^{1+}] \cdot [A^{1-}]}{[HA] \cdot [H_2O]}$$

Como a atividade* da água (líquido puro) é igual à unidade: $a_{água} = 1$, seu valor não interfere no valor da constante K_C.

$$K_C \cdot [H_2O] = \frac{[H_3O^{1+}] \cdot [A^{1-}]}{[HA]};$$

se chamarmos $K_C \cdot [H_2O] = K_i$, então: $K_i = \frac{[H_3O^{1+}] \cdot [A^{1-}]}{[HA]}$

Analogamente, para a dissociação de uma base:



$$K_i = \frac{[C^{1+}] \cdot [OH^{1-}]}{[COH]}$$

* Reveja o conceito de atividade no capítulo 12, página 199.

K_i simboliza a constante de ionização e K_d a constante de dissociação. No caso de ácidos, K_i é também simbolizado por K_a e no caso de bases, por K_b. São diferentes notações utilizadas para designar a mesma constante.

Em relação aos equilíbrios iônicos, é importante observar que:

- Quanto maior o valor de K_a, maior a ionização do ácido e, portanto, maior a sua força e vice-versa.
- Quanto maior o valor de K_b, maior a dissociação da base e, portanto, maior a sua força e vice-versa.
- Os valores de K_a e de K_b, assim como os valores de K_c, só variam com a temperatura.

Poliácidos e polibases

A ionização de um poliácido ou a dissociação de uma polibase ocorrem em várias etapas, tantas quantos forem os cátions hidrônio, H_3O^{1+}, formados pelo ácido, ou os ânions hidróxido, OH^{1-}, liberados pela base. Para cada uma dessas etapas, calculam-se os valores de K_i e de α.

Considere, por exemplo, o ácido genérico, H_3A, com três hidrogênios ionizáveis. A ionização desse ácido ocorrerá segundo as etapas:

1: $H_3A + H_2O \rightleftharpoons H_3O^{1+} + \cancel{H_2A^{1-}}$ (K_{i1}, α_1)

2: $\cancel{H_2A^{1-}} + H_2O \rightleftharpoons H_3O^{1+} + \cancel{HA^{2-}}$ (K_{i2}, α_2)

3: $\cancel{HA^{2-}} + H_2O \rightleftharpoons H_3O^{1+} + A^{3-}$ (K_{i3}, α_3)

$H_3A + 3\,H_2O \rightleftharpoons 3\,H_3O^{1+} + A^{3-}$ (K_{in}, α_n)

- A etapa 1 parte do H_3A, uma molécula neutra. O primeiro hidrogênio é liberado como um próton, H^{1+}, que estabelece uma ligação covalente com a água. O processo ocorre com certa facilidade.
- A etapa 2 parte do H_2A^{1-}, um ânion monovalente. O segundo hidrogênio é mais difícil de ser liberado, pois existe a atração elétrica entre o ânion e o próton, H^{1+}.
- A etapa 3 parte do HA^{2-}, um ânion bivalente. O terceiro hidrogênio é muito mais difícil de ser liberado, pois a atração elétrica entre esse ânion e o próton, H^{1+}, é bem mais intensa.

Conclusão: $K_{i1} >>> K_{i2} >>> K_{i3}$ e $\alpha_1 >>> \alpha_2 >>> \alpha_3$

Sendo:

$$K_{i1} = \frac{[H_2A^{1-}] \cdot [H_3O^{1+}]}{[H_3A]} \; ; \; K_{i2} = \frac{[HA^{2-}] \cdot [H_3O^{1+}]}{[H_2A^{1-}]} \; ;$$

$$K_{i3} = \frac{[A^{3-}] \cdot [H_3O^{1+}]}{[HA^{2-}]} \quad \text{e} \quad K_{in} = \frac{[A^{3-}] \cdot [H_3O^{1+}]^3}{[H_3A]}$$

prova-se que: $K_{i1} \cdot K_{i2} \cdot K_{i3} = K_{in}$; sendo K_{in} a constante de equilíbrio associada à equação global. Acompanhe:

$$K_{i1} \cdot K_{i2} \cdot K_{i3} = \frac{\cancel{[H_2A^{1-}]} \cdot [H_3O^{1+}]}{[H_3A]} \cdot \frac{\cancel{[HA^{2-}]} \cdot [H_3O^{1+}]}{\cancel{[H_2A^{1-}]}} \cdot \frac{[A^{3-}] \cdot [H_3O^{1+}]}{\cancel{[HA^{2-}]}}$$

$$K_{i1} \cdot K_{i2} \cdot K_{i3} = \frac{[A^{3-}] \cdot [H_3O^{1+}]^3}{[H_3A]} = K_{in}$$

Como vimos no volume 1, define-se para ácidos e bases respectivamente o grau de ionização ou de dissociação α, calculado pela expressão:

$$\alpha = \frac{\text{n ionizado ou dissociado}}{\text{n inicial}}$$

em que n = quantidade de matéria do ácido ou da base. O grau de ionização ou de dissociação é outro indicador da força de um ácido ou de uma base. Quanto maior o valor de α, mais forte será o ácido ou a base, e vice-versa.

Par conjugado ácido-base

Em 1923, trabalhando independentemente, o físico e químico dinamarquês Johannes Nicolaus Brönsted (1879-1947) e o químico inglês Thomas Martin Lowry (1874-1936) chegaram a uma definição de ácido e base que inclui e amplia a teoria de Arrhenius.

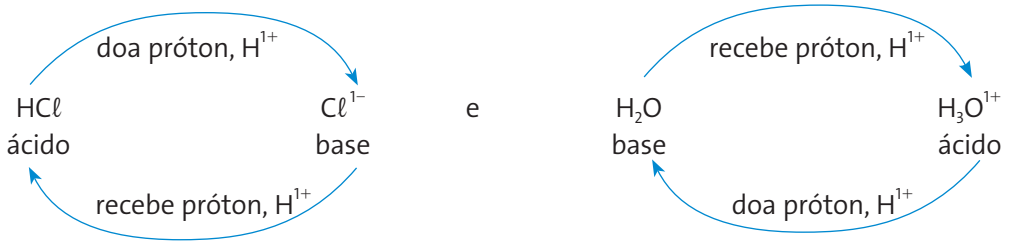
Segundo Brönsted e Lowry:

> Ácido é toda espécie química, íon ou molécula, capaz de doar um próton, H^{1+}; e base é toda espécie química, íon ou molécula, capaz de receber um próton, H^{1+}.

Assim, se tomarmos, por exemplo, a reação de ionização do ácido clorídrico:

$$HC\ell(g) + H_2O(\ell) \underset{\text{reação inversa}}{\overset{\text{reação direta}}{\rightleftharpoons}} H_3O^{1+}(aq) + C\ell^{1-}(aq)$$

teremos:



As espécies químicas que numa reação ácido-base de Brönsted e Lowry diferem entre si por apenas 1 próton, H^{1+}, são denominadas **par conjugado**.

No exemplo acima, as espécies $HC\ell$ e $C\ell^{1-}$ formam um par conjugado ácido-base. O mesmo ocorre com as espécies H_2O e H_3O^{1+}.

> Em um par conjugado, quanto mais forte for o ácido, mais fraca será sua base conjugada e, ao contrário, quanto mais forte for a base, mais fraco será seu ácido conjugado.

Segundo Brönsted e Lowry, um **ácido forte** é aquele que doa prótons com facilidade. Sua base conjugada é fraca, pois apresenta dificuldade em receber novamente o próton para voltar à forma de ácido.

Da mesma forma, uma **base forte** é aquela que recebe prótons com facilidade. Seu ácido conjugado é fraco, pois apresenta dificuldade em doar novamente o próton para voltar à forma de base.

Desse modo, o equilíbrio sempre vai tender para o sentido de formação do ácido fraco e da base fraca. O contrário, a formação do ácido forte e da base forte, também ocorre, só que em escala bem menor.

No exemplo, o equilíbrio está deslocado no sentido da reação direta.

$$\underset{\text{ácido forte}}{HC\ell(g)} + \underset{\text{base forte}}{H_2O(\ell)} \underset{\text{reação inversa}}{\overset{\text{reação direta}}{\rightleftharpoons}} \underset{\text{ácido fraco}}{H_3O^{1+}(aq)} + \underset{\text{base fraca}}{C\ell^{1-}(aq)}$$

Na teoria de Brönsted e Lowry, as substâncias são classificadas como ácidos ou como bases em determinada reação, pois em uma

Conforme vimos no volume 1:

- Força de ácidos quanto ao valor de α

Ácido forte: $\alpha\% \geqslant 50\%$

Ácido semiforte: $5\% < \alpha\% < 50\%$

Ácido fraco: $\alpha\% \leqslant 5\%$

- Força de bases quanto ao valor de α

Bases fortes: são as bases de metais alcalinos e de alguns metais alcalinoterrosos, como $Ca(OH)_2$, $Sr(OH)_2$ e $Ba(OH)_2$. O α de muitas dessas bases, em geral, é maior do que 50%, podendo chegar (conforme a temperatura e a diluição) $\alpha \simeq 100\%$.

Bases fracas: são as bases dos metais de transição, dos metais das famílias 13, 14 e 15 da tabela periódica, de alguns metais alcalinoterrosos, como o $Mg(OH)_2$, o NH_4OH ou $NH_3(aq)$. O $\alpha\%$ dessas bases é, em geral, igual ou inferior a 5%.

Alguns pesquisadores questionam a existência do hidróxido de amônio, $NH_4OH(aq)$, considerando que o que existe é uma solução de gás amônia dissolvido em água.

reação diferente podem agir de maneira oposta. Considere, por exemplo, a reação entre a água e a amônia:

$$\underset{\text{base forte}}{NH_3(g)} + \underset{\text{ácido forte}}{H_2O(\ell)} \underset{\text{reação inversa}}{\overset{\text{reação direta}}{\rightleftharpoons}} \underset{\text{ácido fraco}}{NH_4^{1+}(aq)} + \underset{\text{base fraca}}{OH^{1-}(aq)}$$

Substâncias como a água, que ora se comportam como base, ora se comportam como ácido, dependendo da substância com a qual estão interagindo, são denominadas **anfipróticas**.

Note que não há necessidade da presença de água para classificarmos um composto como ácido ou como base pela teoria de Brönsted-Lowry:

$$\underset{\text{base forte}}{NH_3(g)} + \underset{\text{ácido forte}}{HC\ell(g)} \underset{\text{reação inversa}}{\overset{\text{reação direta}}{\rightleftharpoons}} \underset{\text{base fraca}}{NH_4}\underset{\text{ácido fraco}}{C\ell(s)}$$

A força de um ácido ou de uma base está diretamente relacionada ao grau de ionização ou de dissociação α da substância, assim como ao valor de K_i. Os valores de α e de K_i são tabelados e fornecidos sempre que necessário.

Quanto maior o valor da constante de ionização K_i ou K_a ou K_b, maior a força ácida ou básica da substância.

Questões

ATENÇÃO! Não escreva no seu livro!

1. (Fepa-SP) A expressão para a constante de equilíbrio da reação:

$$Zn(s) + Cu^{2+}(aq) \rightleftharpoons Zn^{2+}(aq) + Cu(s)$$

é dada por:

a) $\dfrac{[Zn^{2+}(aq)] \cdot [Cu(s)]}{[Zn(s)] \cdot [Cu^{2+}(aq)]}$

b) $\dfrac{[Zn(s)]}{[Cu(s)]}$

c) $\dfrac{[Zn^{2+}(aq)]^2}{[Cu^{2+}(aq)]^2}$

X e) $\dfrac{[Zn^{2+}(aq)]}{[Cu^{2+}(aq)]}$

d) $\dfrac{[Cu(s)]}{[Cu^{2+}(aq)]}$

2. (PUC-MG) A tabela a seguir se refere a dados de forças relativas de ácidos em soluções aquosas, à temperatura ambiente. Das soluções aquosas da tabela, a melhor condutora de eletricidade é:

Ácidos	Constante de ionização (K_a)
HBr	$6{,}0 \cdot 10^{-2}$
HNO_2	$6{,}0 \cdot 10^{-4}$
CHCOOH	$6{,}0 \cdot 10^{-5}$
HBrO	$6{,}0 \cdot 10^{-9}$
HIO	$6{,}0 \cdot 10^{-11}$

a) 0,1 mol/L de HNO_2.
X b) 0,1 mol/L de HBr.
c) 0,1 mol/L de CH_3COOH.
d) 0,1 mol/L de HBrO.
e) 0,1 mol/L de HIO.

3. (UFVJM-MG) Tendo em vista a tabela:

Ácidos	H_2CO_3	CH_3COOH	HCN
K_a	$4{,}4 \cdot 10^{-7}$	$1{,}8 \cdot 10^{-5}$	$4{,}0 \cdot 10^{-10}$

coloque os ânions, HCO_3^{1-}, CH_3COO^{1-} e CN^{1-} em ordem crescente de força básica.

a) $CN^{1-} > CH_3COO^{1-} > HCO_3^{1-}$
b) $HCO_3^{1-} > CN^{1-} > CH_3COO^{1-}$
c) $CN^{1-} < HCO_3^{1-} < CH_3COO^{1-}$
d) $CH_3COO^{1-} > CN^{1-} > HCO_3^{1-}$
X e) $CH_3COO^{1-} < HCO_3^{1-} < CN^{1-}$

4. (Fuvest-SP) As constantes de equilíbrio de ionização dos ácidos carbônico e oxálico estão relacionadas a seguir:

$$H_2CO_3 \begin{cases} K_{i1} = 4{,}3 \cdot 10^{-7} \\ K_{i2} = 7{,}0 \cdot 10^{-11} \end{cases} \text{ e } H_2C_2O_4 \begin{cases} K_{i1} = 5{,}9 \cdot 10^{-2} \\ K_{i2} = 6{,}4 \cdot 10^{-5} \end{cases}$$

a) Supondo uma solução equimolar (mesma quantidade de matéria) dos dois ácidos, coloque em ordem crescente de abundância os ânions HCO_3^{1-}, CO_3^{2-}, $HC_2O_4^{1-}$ e $C_2O_4^{2-}$.
b) Qual dos ácidos é o mais forte? Justifique.

2 Lei da diluição de Ostwald

O químico letão Wilhelm Ostwald (1853-1932), estudando os equilíbrios iônicos, deduziu a lei conhecida atualmente como lei da diluição de Ostwald:

> A dada temperatura, à medida que a concentração em quantidade de matéria de um eletrólito (ácido, base, sal) diminui, seu grau de ionização ou de dissociação α aumenta.

$$\alpha = \frac{\text{quantidade de matéria ionizada ou dissociada } (n_d)}{\text{quantidade de matéria inicial } (n_i)}$$

Se chamarmos a quantidade de matéria ionizada ou dissociada de $\mathbf{n_d}$ e a quantidade de matéria inicial de $\mathbf{n_i}$, teremos:

$$n_d = \alpha \cdot n_i$$

Considere o eletrólito genérico CA, dissolvido em um volume V de solução:

Quantidades envolvidas	$1\,CA\,(s) \rightleftharpoons 1\,C^{1+}(aq) + 1\,A^{1-}(aq)$		
I. Quantidade de matéria no início	n mol	zero	zero
II. Quantidade de matéria ionizada ou dissociada e a que se formou	$\alpha \cdot n$ mol	$\alpha \cdot n$ mol	$\alpha \cdot n$ mol
III. Quantidade de matéria que permanece no equilíbrio	$n - \alpha \cdot n$ mol	$\alpha \cdot n$ mol	$\alpha \cdot n$ mol
IV. Concentração em quantidade de matéria no equilíbrio	$\frac{n - \alpha \cdot n}{V}$ mol $\cdot L^{-1}$	$\frac{\alpha \cdot n}{V}$ mol $\cdot L^{-1}$	$\frac{\alpha \cdot n}{V}$ mol $\cdot L^{-1}$

Para o equilíbrio acima: $K_i = \frac{[C^{1+}] \cdot [A^{-1}]}{[CA]}$, então:

$$K_i = \frac{\frac{\alpha \cdot n}{V} \cdot \frac{\alpha \cdot n}{V}}{\frac{n - \alpha \cdot n}{V}} \Rightarrow K_i = \frac{\frac{\alpha^2 \cdot n^2}{V^2}}{\frac{n \cdot (1 - \alpha)}{V}} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow K_i = \frac{\alpha^2 \cdot n^2}{V^2} \cdot \frac{V}{n \cdot (1 - \alpha)} \Rightarrow K_i = \frac{\alpha^2 \cdot n}{V \cdot (1 - \alpha)}$$

Mas como: $\frac{n}{V} = \frac{\text{mol}}{L}$, então: $K_i = \frac{\alpha^2}{(1 - \alpha)} \cdot [\ ]$

Sendo K_i constante a dada temperatura, se a concentração em quantidade de matéria, [ ], tender a zero, o produto $\alpha^2 \cdot [\ ]$ vai tender a zero.

Em 1887 Wilhelm Ostwald, junto a Arrhenius e Van't Hoff, lançou o primeiro número do periódico *Zeitschrift für Physikalische Chemie*, considerado atualmente o marco do nascimento da Físico-Química.
A contribuição de Ostwald nesse aspecto possibilitou a passagem da indústria química da fase artesanal em que se encontrava para uma fase de produção em larga escala. A Físico-Química forneceu os processos necessários para racionalizar a indústria química.
Em 1909 Ostwald recebeu o prêmio Nobel de Química por ter desenvolvido a reação de oxidação do amoníaco para obtenção do ácido nítrico, HNO_3.

Para que K_i continue constante, a diferença $(1 - \alpha)$ também terá de tender a zero, o que vai ocorrer quando α tender a 1, que é o seu valor máximo.

$$[\ ] \rightarrow \text{zero};\ \alpha \rightarrow 1$$

Quando trabalhamos com eletrólitos fracos, ou seja, ácidos e bases fracos ou sais pouco solúveis, como o valor de α é muito pequeno, a diferença $(1 - \alpha)$ é $\simeq 1$. Assim, podemos considerar:

$$K_i = \alpha^2 \cdot [\ ]_{\text{(eletrólito fraco)}}$$

Cotidiano do Químico

Síntese do ácido nítrico

O ácido nítrico é muito forte ($\alpha\% \simeq 92\%$ a 20 °C). Apresenta-se na forma de um líquido incolor, com ponto de fusão −42 °C e ponto de ebulição 86 °C; sua densidade é $\simeq 1{,}52\ g/cm^3$. É vendido em solução aquosa e em altas concentrações libera gases castanhos de dióxido de mononitrogênio, $NO_2(g)$.

É a matéria-prima mais utilizada na fabricação de substâncias nitrogenadas, como os nitratos (sais solúveis em água).

De todo o ácido nítrico produzido anualmente, cerca de 70% a 85% é destinado à fabricação de nitrato de amônio, $NH_4NO_3(s)$, utilizado como fertilizante. Trata-se de uma das sínteses mais importantes da indústria química, feita a partir da reação entre o ácido nítrico, $HNO_3(aq)$, e o hidróxido de amônio, $NH_4OH(aq)$.

Em laboratório, o químico geralmente obtém o ácido nítrico, $HNO_3(aq)$, fazendo reagir, a quente, na capela, ácido sulfúrico concentrado e nitrato de sódio (salitre do chile). Nesse caso, duas reações ocorrem simultaneamente:

$$1\,NaNO_3(s) + 1\,H_2SO_4(conc.) \longrightarrow 1\,NaHSO_4(aq) + 1HNO_3(conc.)$$

e

$$1\,NaNO_3(s) + 1\,NaHSO_4(aq) \longrightarrow 1\,Na_2SO_4(aq) + 1\,HNO_3(aq)$$

A utilização do $NaNO_3$ como matéria-prima para a preparação do ácido nítrico passou a ser antieconômica em escala industrial, foi quando Ostwald desenvolveu um método de preparação desse ácido a partir da amônia, $NH_3(g)$, cuja produção em larga escala já havia sido viabilizada a baixo custo pelo método Haber e Bosch.

Assim, o ácido nítrico é obtido atualmente na indústria pela oxidação parcial da amônia na presença do oxigênio atmosférico.

A primeira fase do método consiste em aquecer entre 800 °C e 1 000 °C a mistura de $NH_3(g)$ e $O_2(g)$, em presença de platina metálica, Pt(s), finamente dividida, que atua como catalisador da reação, produzindo, numa primeira etapa, monóxido de nitrogênio, NO(g), e água:

$$4\,NH_3(g) + 5\,O_2(g) \longrightarrow 4\,NO(g) + 6\,H_2O(v)$$

Em seguida, o NO(g) sofre oxidação, formando dióxido de nitrogênio, $NO_2(g)$.

$$2\,NO(g) + 1\,O_2(g) \longrightarrow 2\,NO_2(g)$$

Saindo do reator, o gás formado passa a um trocador de calor, onde se resfria e é introduzido em um condensador para reagir com vapor de água, formando ácido nitroso e ácido nítrico:

$$2\,NO_2(g) + 1\,H_2O(v) \longrightarrow 1\,HNO_2(aq) + 1\,HNO_3(aq)$$

À medida que aumenta a acidez da solução aquosa da mistura de ácido, o ácido nitroso sofre decomposição, produzindo ácido nítrico, água e monóxido de nitrogênio:

$$3\,HNO_2(aq) \longrightarrow 1\,HNO_3(aq) + 2\,NO(g) + 1\,H_2O(v)$$

Também pode ocorrer a decomposição do $HNO_2(aq)$ em $N_2O_3(g)$ e $H_2O(v)$, seguida da decomposição do trióxido de dinitrogênio:

$$2\,HNO_2(aq) \longrightarrow 1\,N_2O_3(g) + 1\,H_2O(v)$$

$$1\,N_2O_3(g) \longrightarrow 1\,NO(g) + 1\,NO_2(g)$$

Qualquer que seja o caso, há formação de NO(g), que, em presença do oxigênio em excesso, se oxida a $NO_2(g)$, voltando a participar da reação de formação de ácido nítrico.

Na oxidação parcial da amônia, além das reações que levam à obtenção do HNO_3(conc.), ocorrem outras, que transformam o $NH_3(g)$ em $N_2(g)$ e $H_2O(v)$:

$$4\,NH_3(g) + 3\,O_2(g) \longrightarrow 2\,N_2(g) + 6H_2O(v)$$

$$4\,NH_3(g) + 6\,NO(g) \longrightarrow 5\,N_2(g) + 6H_2O(v)$$

Como se vê, tais reações paralelas resultam em perda de nitrogênio, prejudicando o rendimento do processo.

Reduzindo a alguns milésimos de segundo o intervalo de tempo em que a mistura de $NH_3(g)$ e $O_2(g)$ fica em contato com o catalisador, e fazendo com que o $NH_3(g)$ concorra com apenas cerca de 10% em volume na constituição dessa mistura, consegue-se obter um rendimento de $\simeq$ 98% de ácido nítrico.

O teor de amônia na mistura deve ser mantido baixo também por outra razão: em certas concentrações, ela se torna explosiva.

O ácido nítrico é obtido, ao final do processo, sob a forma de solução aquosa com concentração entre 50% e 70% em massa. Processos posteriores, como a destilação, permitem elevar o teor de ácido nítrico na solução.

Como o turismo e o uso de fertilizantes nas plantações próximas à costa podem prejudicar os corais?

O incremento do turismo em regiões costeiras aumenta proporcionalmente o volume de esgotos gerados no local. Geralmente os esgotos são lançados no mar diretamente sem tratamento.

Os fertilizantes usados nas plantações próximas à costa, principalmente quando em excesso, são levados pelas águas da chuva e arrastados para o mar (ou para os rios que deságuam no mar). Os fosfatos são particularmente nocivos para os corais, pois impedem a formação do seu esqueleto. Tanto os esgotos como os fertilizantes geram o mesmo problema: levam para as águas costeiras um excesso de nutrientes (principalmente nitrogênio e fósforo).

Os recifes de coral desenvolvem-se melhor em águas pobres em nutrientes, pois essas são mais límpidas e permitem a melhor penetração da luz e, além disso, essas condições não favorecem o crescimento de macroalgas, que competem com os corais pelo espaço. Recifes sujeitos a altos níveis de nutrientes se deterioram em virtude do aumento da turbidez decorrente da maior densidade de plânctons e do crescimento excessivo de certos tipos de algas (que nessas condições são competitivamente superiores aos corais), os briozoários* e as cracas, que aumentam a bioerosão e acabam por afetar a reprodução dos corais.

A poluição põe em risco os recifes de coral e os diversos organismos que habitam o local, inclusive comunidades humanas que vivem da pesca e da coleta de animais marinhos nos recifes.

Há também o problema do desmatamento para a especulação imobiliária, que favorece a erosão do solo e o arraste de partículas de terra e sedimentos para o mar. Com o "escurecimento" da água do mar,



Almeida Rocha/Folhapress

Resquícios do turismo em regiões litorâneas. Peruíbe (SP), 2010.

* Briozoários são animais invertebrados que vivem em colônias.

* Reação que produz glicose e oxigênio e que possui uma etapa fundamental que só ocorre na presença de luz.

as algas zooxantelas (e outras), com as quais os corais estabelecem uma relação de simbiose, não podem fazer fotossíntese*. Sem os nutrientes fornecidos pelas algas, o coral não sobrevive.

No Brasil, os recifes ocorrem principalmente entre o Maranhão e São Paulo. O rio São Francisco – que deságua no oceano Atlântico entre os estados de Alagoas e Sergipe – interrompe essa barreira submarina porque, ao levar grande quantidade de sedimentos para o mar, diminui a transparência da água. O rio Amazonas, pelo mesmo motivo, também impede a formação de recifes em sua foz.

Segundo o relatório da Gerco (Gerenciamento Costeiro), o litoral brasileiro recebe mais de três mil toneladas de poluentes líquidos por dia; dejetos industriais e orgânicos são jogados em vários pontos do litoral. Entre os efluentes industriais estão incluídas cerca de 130 toneladas diárias de carga poluidora de expressiva toxicidade. Quatro estados recebem uma carga tóxica industrial maior. [...] *Na Bahia, das 95 501 toneladas de efluentes industriais lançados ao oceano, 41 128 são tóxicas. Também no Rio de Janeiro, das 119 600 toneladas, 64 mil são da indústria tóxica.*

BRASIL. Ministério do Meio Ambiente. Ibama. O estado das atividades nos ambientes marinhos e costeiros. In: ____. *GEO Brasil 2002.* Brasília, 2002. Disponível em: <www.ibama.gov.br/sophia/cnia/site_cnia/geo_brasil_2002.pdf>. Acesso em: 15 fev. 2013.

Cálculos da constante de ionização

Os cálculos experimentais envolvendo a constante de ionização ou dissociação K_i seguem um raciocínio semelhante ao que foi visto para o cálculo de K_C.

A diferença é que nesse caso podemos aplicar a lei da diluição de Ostwald na resolução de problemas envolvendo eletrólitos fracos.

Por se tratar de cálculos experimentais, usaremos um exemplo prático para demonstrá-los.

Considere o seguinte problema:

- Uma solução de HCN(aq) 0,1 mol/L encontra-se à temperatura constante de 25 °C e apresenta α% igual a $8{,}0 \cdot 10^{-3}$%. Qual a concentração de íons hidrônio, $[H_3O^{1+}]$, nessa solução, a 25 °C? Qual o valor da constante de ionização do HCN nessa temperatura?

Resolução:

$$1\,HCN(g) + 1\,H_2O(\ell) \rightleftharpoons 1\,H_3O^{1+}(aq) + 1\,CN^{1-}(aq)$$

A concentração de íons hidrônio, $[H_3O^{1+}]$, é igual à concentração de ácido cianídrico, que efetivamente sofreu ionização, $[HCN]_{ionizado}$. Como o grau de ionização α do ácido nas condições do problema é conhecido, podemos calcular $[H_3O^{1+}]$ partindo da expressão:

$0{,}1$ mol/L ——— 100% ionizado

$[HCN]_{ionizado}$ ——— $8{,}0 \cdot 10^{-3}$% ionizado

$$[HCN]_{ionizado} = \frac{8{,}0 \cdot 10^{-3} \cdot 0{,}1}{100} \Rightarrow [HCN]_{ionizado} = 8{,}0 \cdot 10^{-6}\ mol/L$$

$$[HCN]_{ionizado} = [H_3O^{1+}] \Rightarrow [H_3O^{1+}] = 8{,}0 \cdot 10^{-6}\ mol/L$$

Para calcular a constante de ionização (K_i ou K_a), basta aplicar a lei da diluição de Ostwald:

$$K_i = \frac{\alpha^2 \cdot [\ ]}{(1-\alpha)}; \quad \text{portanto:} \quad K_i = \frac{\alpha^2}{1-\alpha} \cdot [HCN]_{inicial}$$

Para eletrólitos fracos, a diferença $(1-\alpha)$ é $\simeq 1$.

Observe: $(1-\alpha) = (1-8{,}0 \cdot 10^{-5}) \Rightarrow (1-\alpha) = 0{,}99992 \simeq 1$, então:

$K_i = \alpha^2 \cdot [HCN]_{inicial} \Rightarrow \quad K_i = (8{,}0 \cdot 10^{-5})^2 \cdot 0{,}1 \quad \Rightarrow$

$\Rightarrow \quad K_i = 6{,}4 \cdot 10^{-10}$ mol/L

Questões

5. (Fameca-SP) Qual o valor de K_a para o HCN, sabendo-se que o ácido em solução 0,10 mol/L encontra-se 0,006% ionizado?

a) $1{,}2 \cdot 10^{-4}$ c) $3{,}6 \cdot 10^{-5}$ e) $6{,}0 \cdot 10^{-5}$

b) $3{,}6 \cdot 10^{-8}$ X d) $3{,}6 \cdot 10^{-10}$

6. O ácido bórico, H_3BO_3, é um ácido fraco usado em colírios e como antisséptico. Uma solução de H_3BO_3(aq) na temperatura de 20 °C apresenta grau de ionização $\alpha\% = 0{,}075\%$ e constante de ionização K_a igual a $5{,}27 \cdot 10^{-10}$ mol/L. Calcule a concentração em quantidade de matéria do ácido bórico em solução na temperatura indicada.

7. (UFPA) O grau de dissociação iônica do hidróxido de amônio, NH_4OH, em solução 2 mol/L é 0,283% na temperatura de 20 °C. A constante de ionização da base, nessa temperatura, é igual a:

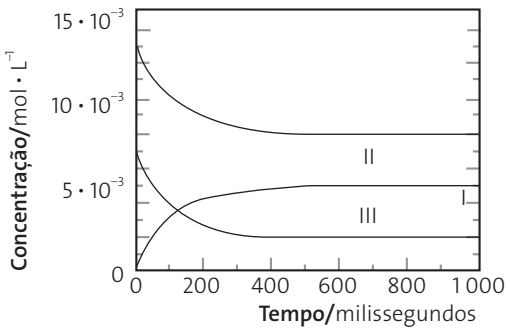
X a) $1{,}6 \cdot 10^{-5}$ c) $4{,}0 \cdot 10^{-3}$ e) $1{,}6 \cdot 10^{-1}$

b) $1{,}0 \cdot 10^{-3}$ d) $4{,}0 \cdot 10^{-2}$

8. (Unicamp-SP) A reação de íons de ferro III com íons tiocianato pode ser representada pela equação:

$Fe^{3+}(aq) + SCN^{1-}(aq) \rightleftharpoons FeSCN^{2+}(aq)$

Nesta reação a concentração dos íons varia segundo o gráfico a seguir. A curva I corresponde ao íon $Fe^{3+}(aq)$.



a) A partir de que instante podemos afirmar que o sistema entrou em equilíbrio? Explique.

b) Calcule a constante de equilíbrio para a reação de formação do $FeSCN^{2+}(aq)$.

9. Analise o esquema abaixo:



Luis Moura/ Arquivo da editora

solução inicial de HCℓO(aq) | água | solução diluída de HCℓO(aq)

Se, durante esse processo, a concentração em quantidade de matéria da solução inicial diminuiu 100 vezes, podemos afirmar que o grau de ionização da solução diluída do ácido HCℓO(aq):

a) diminuiu 10 vezes. X d) aumentou 10 vezes.

b) diminuiu 100 vezes. e) não se alterou.

c) aumentou 100 vezes.

10. (PUC-MG) São dados os ácidos carboxílicos abaixo e suas respectivas constantes de ionização:

Nome	Ácido	K_a
Acético	CH_3COOH	$1{,}80 \cdot 10^{-5}$
Iodoacético	CH_2ICOOH	$7{,}50 \cdot 10^{-4}$
Bromoacético	$CH_2BrCOOH$	$1{,}40 \cdot 10^{-3}$
Cloroacético	$CH_2C\ell COOH$	$1{,}55 \cdot 10^{-3}$
Dicloroacético	$CHC\ell_2COOH$	$5{,}00 \cdot 10^{-2}$

A ordem crescente do grau de ionização α desses ácidos é:

X a) ácido acético, iodoacético, bromoacético, cloroacético e dicloroacético.

b) ácido acético, iodoacético, cloroacético, bromoacético e dicloroacético.

c) dicloroacético, cloroacético, bromoacético, iodoacético e ácido acético.

d) dicloroacético, bromoacético, cloroacético, iodoacético e ácido acético.

e) iodoacético, bromoacético, cloroacético, dicloroacético e ácido acético.

3 Deslocamento de equilíbrios iônicos

Como os equilíbrios iônicos geralmente ocorrem em solução (na maior parte das vezes em meio aquoso), eles praticamente não sofrem deslocamento com a variação de pressão.

Lembre-se de que a variação de pressão só afeta sensivelmente os equilíbrios que envolvem substâncias na fase gasosa, e o aumento de temperatura favorece mais a reação que ocorre com absorção de calor (endotérmica), modificando o valor de K_i.

Assim, se considerarmos a temperatura constante, o fator que pode deslocar um equilíbrio iônico é a variação nas **concentrações** dos reagentes e dos produtos.

Essa variação pode ocorrer de duas maneiras:

- **Adição de substâncias ou de íons que estão em equilíbrio**

Aplicando o princípio de Le Chatelier, concluímos que o equilíbrio será deslocado no sentido em que a substância ou o íon acrescentado é consumido, de modo que anule ou minimize a perturbação sofrida.

Por exemplo: considere a dissolução em meio ácido dos sais cromato de potássio, $K_2CrO_4(s)$, que forma solução de cor amarela, e dicromato de potássio, $K_2Cr_2O_7(s)$, que forma solução de cor laranja, representada pela equação iônica:

$$2\ CrO_4^{2-}(aq) + 2\ H_3O^{1+}(aq) \underset{\text{amarelo}}{\overset{\text{laranja}}{\rightleftharpoons}} 1\ Cr_2O_7^{2-}(aq) + 3\ H_2O(\ell)$$

Os íons potássio, $K^{1+}(aq)$, não foram representados porque eles não interferem no equilíbrio. Além disso, como estamos trabalhando com o conceito de atividade (veja página 199), e a atividade da água (líquido puro) é igual à 1, seu valor não interfere no valor da constante K_C.

Assim, temos:

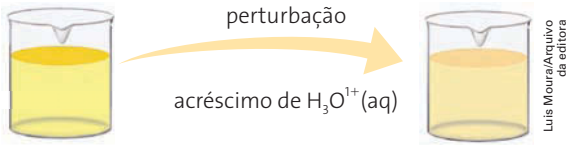
$$K_C = \frac{[Cr_2O_7^{2-}]}{[CrO_4^{2-}]^2 \cdot [H_3O^{1+}]^2}$$

Se adicionarmos um ácido, como o clorídrico, $HC\ell(aq)$, a esse sistema, ele vai se ionizar formando íons hidrônio, $H_3O^{1+}(aq)$.

$$1\ HC\ell(aq) + 1\ H_2O(\ell) \rightleftharpoons 1\ H_3O^{1+}(aq) + 1\ C\ell^{1-}(aq)$$

O equilíbrio, então, vai se deslocar no sentido da reação direta, de modo que consuma o excesso de íons $H_3O^{1+}(aq)$.

Os íons cloreto, $C\ell^{1-}(aq)$, também não interferem no equilíbrio do sistema porque tanto nos reagentes como nos produtos ele aparece da mesma forma, $C\ell^{1-}(aq)$. (Lembre-se de que o ácido nos reagentes está ionizado.)



Equilíbrio inicial — Equilíbrio final

Luis Moura/Arquivo da editora

As ilustrações estão fora de escala. Cores fantasia.

Note que a coloração final do sistema ao lado é diferente da coloração inicial porque, apesar de K_C permanecer constante (a temperatura manteve-se constante), a quantidade de cada íon no equilíbrio foi alterada.

- **Adição de substâncias ou de íons que reagem consumindo as espécies químicas que estão em equilíbrio**

Aplicando o princípio de Le Chatelier, concluímos que o equilíbrio será deslocado no sentido de formação da substância ou do íon consumido, de modo que anule ou a minimize a perturbação sofrida.

Por exemplo: Considere ainda o equilíbrio entre os íons cromato, $CrO_4^{2-}(aq)$, e dicromato, $Cr_2O_7^{2-}(aq)$, em meio ácido.

$$2\,CrO_4^{2-}(aq) + 2\,H_3O^{1+}(aq) \underset{\text{amarelo}}{\overset{\text{laranja}}{\rightleftharpoons}} 1\,Cr_2O_7^{2-}(aq) + 3\,H_2O(\ell)$$

Se adicionarmos uma base como o hidróxido de sódio, NaOH(s), a esse sistema, ela vai se dissociar formando íons hidróxido, $OH^{1-}(aq)$.

$$1\,NaOH(s) \rightleftharpoons 1\,Na^{1+}(aq) + 1\,OH^{1-}(aq)$$

Os íons hidróxido, $OH^{1-}(aq)$, vão reagir com os íons hidrônio, $H_3O^{1+}(aq)$, do equilíbrio, formando água (neutralização).

$$1\,H_3O^{1+}(aq) + 1\,OH^{1-}(aq) \rightleftharpoons 2\,H_2O(\ell)$$

Dessa forma, o equilíbrio vai se deslocar no sentido inverso, de modo que reponha os íons hidrônio, $H_3O^{1+}(aq)$, consumidos.

Note que os íons sódio, $Na^{1+}(aq)$, da mesma forma que os íons potássio, $K^{1+}(aq)$, no exemplo anterior, não interferem no equilíbrio do sistema.

Observe que, nos dois exemplos apresentados, a temperatura foi mantida constante; por isso $K_{i\ inicial} = K_{i\ final}$.

Questões

11. (Fuvest-SP) No vinagre ocorre o seguinte equilíbrio:

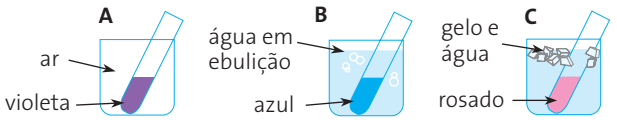
$$H_3C-COOH(\ell) + H_2O(\ell) \rightleftharpoons H_3C-COO^{1-}(aq) + H_3O^{1+}(aq)$$

Que efeito provoca nesse equilíbrio a adição de uma substância básica? Justifique sua resposta.

12. (Fuvest-SP) Em uma solução obtida pela dissolução de cloreto de cobalto II em ácido clorídrico tem-se:

$$\overset{\text{rosado}}{[Co(H_2O)_6]^{2+}}(aq) + 4\,Cl^{1-}(aq) \rightleftharpoons \overset{\text{azul}}{[CoCl_4]^{2-}}(aq) + 6\,H_2O(\ell)$$

Essa solução foi dividida em três partes, cada uma colocada em um tubo de ensaio. Cada tubo de ensaio foi submetido a uma temperatura diferente, sob pressão ambiente, como ilustrado a seguir:



a) Em que sentido a reação acima representada absorve calor? Justifique.

b) Em qual desses três experimentos a constante de equilíbrio apresentada tem o menor valor? Explique.

13. (Unicamp-SP) Refrigerantes possuem grandes quantidades de gás carbônico dissolvido. A equação abaixo representa, simplificadamente, o equilíbrio envolvendo esse gás em solução aquosa.

$$1\,CO_2(g) + 2\,H_2O(\ell) \rightleftharpoons 1\,HCO_3^{1-}(aq) + 1\,H_3O^{1+}(aq)$$

A dissolução de gases em líquidos é favorecida pelo aumento da pressão e pela diminuição da temperatura. Por outro lado, a concentração de íons hidrogênio no estômago é elevada. À luz desses fatos, explique a eructação (arroto) provocada pela ingestão do refrigerante.

14. (PUCC-SP) A formação de estalactites, depósitos de carbonato de cálcio existentes em cavernas próximas a regiões ricas em calcário, pode ser representada pela reação reversível

$$CaCO_3(s) + CO_2(g) + H_2O(\ell) \underset{2}{\overset{1}{\rightleftharpoons}} Ca^{2+}(aq) + 2\,HCO_3^{1-}(aq)$$

Entre as seguintes condições:

I. evaporação constante da água
II. corrente de ar frio e úmido
III. elevação da temperatura no interior da caverna
IV. abaixamento da temperatura no interior da caverna

Quais favorecem a formação de estalactites?

a) I e II X b) I e III c) II e III d) II e IV e) III e IV

CURIOSIDADE

Equilíbrios na previsão de tempo

O cobalto é um metal de transição do grupo 9 da tabela periódica e, como a maioria dos metais de transição, o cobalto tem a propriedade de formar espécies químicas (sais, íons) coloridos. A cor varia conforme o número de coordenação do cátion metálico (número de ânions que o cercam em um arranjo cristalino) ou o grau de hidratação do sal (número de moléculas de água que o cercam em um arranjo cristalino).

- No íon $[CoC\ell_4]^{2-}(aq)$, o número de coordenação do cátion cobalto II é 4.
- No íon $[Co(H_2O)_6]^{2+}(aq)$, o número de coordenação do cátion cobalto II é 6.

Assim, por exemplo, dissolvendo-se o cloreto de cobalto II anidro, $CoC\ell_2$, em solução alcoólica, verifica-se o estabelecimento do seguinte equilíbrio químico:

$$\overbrace{[CoC\ell_4]^{2-}(aq)}^{\text{azul}} + 6\,H_2O(\ell) \underset{\text{endotérmica}}{\overset{\text{exotérmica}}{\rightleftharpoons}} \overbrace{[Co(H_2O)_6]^{2+}(aq)}^{\text{rosa}} + 4\,C\ell^{1-}(aq)$$

A mudança de cor está relacionada ao número de coordenação do íon cobalto II que muda de 4 (no íon tetraclorocobalto II, azul, cuja estrutura é tetraédrica) para 6 (no íon hexa-aquocobalto II, rosa, cuja estrutura é octaédrica).

No que diz respeito à "previsão do tempo", o equilíbrio anterior pode ser "perturbado" por uma variação de umidade relativa do ar ou de temperatura e vai responder de acordo com o princípio de Le Chatelier.

- **Em relação à umidade relativa do ar**

Quando a umidade relativa do ar está baixa, ou seja, em tempo seco, a concentração de água na atmosfera é baixa. Nesse caso, o equilíbrio desloca-se no sentido da reação inversa, de formação do $[CoC\ell_4]^{2-}(aq)$, aparecendo a cor azul.

$$\overbrace{[CoC\ell_4]^{2-}(aq)}^{\text{azul}} + 6\,H_2O(\ell) \longleftarrow \overbrace{[Co(H_2O)_6]^{2+}(aq)}^{\text{rosa}} + 4\,C\ell^{1-}(aq)$$

Quando a umidade relativa do ar está alta, ou seja, em tempo úmido, a concentração de água na atmosfera é alta. Nesse caso, o equilíbrio desloca-se no sentido da reação direta, de formação do $[Co(H_2O)_6]^{2+}(aq)$, aparecendo a cor rosa.

$$\overbrace{[CoC\ell_4]^{2-}(aq)}^{\text{azul}} + 6\,H_2O(\ell) \longrightarrow \overbrace{[Co(H_2O)_6]^{2+}(aq)}^{\text{rosa}} + 4\,C\ell^{1-}(aq)$$

- **Em relação à temperatura**

Quando a temperatura aumenta, o equilíbrio desloca-se no sentido da reação endotérmica (que ocorre com absorção de calor), ou seja, no sentido da reação inversa, de formação do $[CoC\ell_4]^{2-}(aq)$, aparecendo a cor azul.

$$\overbrace{[CoC\ell_4]^{2-}(aq)}^{\text{azul}} + 6\,H_2O(\ell) \underset{\text{endotérmica}}{\overset{\text{exotérmica}}{\rightleftharpoons}} \overbrace{[Co(H_2O)_6]^{2+}(aq)}^{\text{rosa}} + 4\,C\ell^{1-}(aq)$$

Quando a temperatura diminui, o equilíbrio desloca-se no sentido da reação exotérmica (que ocorre com liberação de calor), ou seja, no sentido da reação direta, de formação do $[Co(H_2O)_6]^{2+}(aq)$, aparecendo a cor rosa.

$$\overbrace{[CoC\ell_4]^{2-}(aq)}^{\text{azul}} + 6\,H_2O(\ell) \underset{\text{endotérmica}}{\overset{\text{exotérmica}}{\rightleftharpoons}} \overbrace{[Co(H_2O)_6]^{2+}(aq)}^{\text{rosa}} + 4\,C\ell^{1-}(aq)$$



Fotos: Alexandre Tokitaka/Pulsar Imagens

A cor azul do galinho do tempo indica tempo bom (calor, sem previsão de chuva). A cor rosa indica tempo ruim (frio, com possibilidade de chuva).

Exercícios de revisão

14.1 (UEL-PR) Observe a tabela a seguir:

Ácidos	K_a (25 °C)
I. Fluorídrico, HF	$6{,}5 \cdot 10^{-4}$
II. Benzoico, $C_6H_5—COOH$	$6{,}5 \cdot 10^{-5}$
III. Acético, $CH_3—COOH$	$1{,}8 \cdot 10^{-5}$
IV. Propiônico, $C_2H_5—COOH$	$1{,}4 \cdot 10^{-5}$
V. Cianídrico, HCN	$4{,}9 \cdot 10^{-10}$

Das soluções aquosas de concentração 0,1 mol/L desses ácidos, a que apresenta maior $[H_3O^{1+}]$ é:

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

14.2 (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:

X a) 2%. b) 4%. c) 8%. d) 20%. e) 50%.

14.3 Duas soluções distintas, **A** e **B**, de ácido nitroso, $HNO_2(aq)$, apresentam o valor da constante de ionização igual a $1{,}6 \cdot 10^{-7}$, em determinada temperatura.
Calcule, nessa temperatura, o grau de ionização do $HNO_2(aq)$ para essas soluções, dadas as suas concentrações em quantidade de matéria:

a) **A**: 0,01 mol/L; b) **B**: 0,0001 mol/L.

14.4 (Fuvest-SP) Galinhas não transpiram e, no verão, a frequência de sua respiração aumenta para resfriar seu corpo. A maior eliminação de $CO_2(g)$, através da respiração, faz com que as cascas de seus ovos, constituídas principalmente de carbonato de cálcio, se tornem mais finas. Para entender tal fenômeno, considere os seguintes equilíbrios químicos:

$$Ca^{2+}(aq) + CO_3^{2-}(aq) \rightleftharpoons CaCO_3(s)$$
$$CO_3^{2-}(aq) + H_2O(\ell) \rightleftharpoons HCO_3^{1-}(aq) + OH^{1-}(aq)$$
$$HCO_3^{1-}(aq) + H_2O(\ell) \rightleftharpoons H_2CO_3(aq) + OH^{1-}(aq)$$
$$H_2CO_3(aq) \rightleftharpoons CO_2(g) + H_2O(\ell)$$

Para que as cascas dos ovos das galinhas não diminuam de espessura no verão, as galinhas devem ser alimentadas

a) com água que contenha sal de cozinha.
b) com ração de baixo teor de cálcio.
X c) com água enriquecida de gás carbônico.
d) com água que contenha vinagre.
e) em atmosfera que contenha apenas $CO_2(g)$.

14.5 (UEL-PR) Pelo aumento da concentração de um ácido fraco, em solução, ou pelo aumento da temperatura da solução, o grau de ionização desse ácido será, respectivamente:

a) aumentado, aumentado.
X b) diminuído, aumentado.
c) aumentado, diminuído.
d) não será alterado, diminuído.
e) diminuído, não será alterado.

14.6 (Fatec-SP) A seguir estão descritas observações sobre a transformação química envolvendo etilamina $CH_3CH_2NH_2(aq)$ e solução diluída de HCℓ e, também, a equação química que a representa.

$$CH_3CH_2NH_2(aq) + H^{1+}(aq) + C\ell^{1-}(aq) \rightleftharpoons$$
$$\rightleftharpoons \underset{\text{íon etilamônio}}{CH_3CH_2NH_3^{1+}(aq)} + C\ell^{1-}(aq)$$



Solução de etilamina; odor de peixe — Adição de HCℓ — Desaparecimento do odor; elevação da temperatura

Sobre a transformação ilustrada são feitas as afirmações:

I. O produto formado é o cloreto de etilamônio, um sal inodoro e não volátil.
II. A transformação ilustrada na figura é endotérmica.
III. O odor de peixe reaparece com a adição de excesso de uma base como o NaOH.

Dessas afirmações, apenas:

a) a I e a II são corretas. d) a II e a III são corretas.
b) a I é correta. X e) a I e a III são corretas.
c) a II é correta.

14.7 (UnB-DF) Peixes e outros animais aquáticos podem ser destruídos quando as águas de rios ou lagoas tornam-se muito ácidas. A destruição dos peixes envolve os equilíbrios:

$$(1)\ HCO_3^{1-}(aq) + H^{1+}(aq) \rightleftharpoons CO_2(aq) + H_2O(\ell)$$
$$(2)\ CO_3^{2-}(aq) + 2\,H^{1+}(aq) \rightleftharpoons CO_2(aq) + H_2O(\ell)$$

Utilizando essas informações, julgue os itens a seguir:

F 0. Um aumento de pressão afeta o equilíbrio em (2).
F 1. A acidez da água é aumentada quando se acrescentam íons CO_3^{2-}.
F 2. O acréscimo de $CO_2(aq)$ nos equilíbrios (1) e (2) diminuirá a destruição dos peixes.

14.8 (UFRN) Nutricionistas têm afirmado que alimentos ricos em ácido oxálico, $H_2C_2O_4$, como acelga, soja e cacau, dificultam a absorção dos íons Ca^{2+} pelo intestino.

Considere essa informação e o equilíbrio a seguir:

$Ca^{2+}(aq) + C_2O_4^{2-}(aq) \rightleftharpoons CaC_2O_4(s)$

Forma assimilável — Forma não assimilável

Esse equilíbrio está relacionado com as formas do cálcio assimilável pelo intestino humano e com as do não assimilável.

Uma quantidade elevada de alimentos ricos em oxalato dificulta a absorção de Ca^{2+} porque

a) o ácido oxálico reage com os íons $C_2O_4^{2-}(aq)$, deslocando o equilíbrio para os produtos.
b) o ácido oxálico dissolve o $CaC_2O_4(s)$, deslocando o equilíbrio para os reagentes.
X c) o aumento da concentração dos íons oxalato, $C_2O_4^{2-}(aq)$, desloca o equilíbrio, aumentando a quantidade de oxalato de cálcio, $CaC_2O_4(s)$.
d) o aumento da concentração dos íons oxilato, $C_2O_4^{2-}(aq)$, desloca o equilíbrio no sentido de aumentar a quantidade de $Ca^{2+}(aq)$.

14.9 (PUC-SP) Berthollet, enquanto servia à expedição de Napoleão no Egito, observou que nas margens dos lagos salgados havia, como resultado da evaporação da água da solução salina, a presença de carbonato de sódio no sedimento. Era perfeitamente conhecido o fato de que em laboratório ocorria o processo espontâneo:

$Na_2CO_3 + CaC\ell_2 \rightleftharpoons CaCO_3 + 2\ NaC\ell$

que tendia a se completar devido à precipitação de $CaCO_3$.

A explicação que surgiu para a ocorrência do processo inverso foi a de que a inversão era causada:

a) pela presença de catalisadores, não conhecidos, no lago.
b) por variações na pressão barométrica nessa região.
c) pela pequena solubilidade do $CaC\ell_2$ em água.
X d) pelo grande excesso de $NaC\ell$ no lago salgado.
e) pelas diminuições drásticas da temperatura durante a noite.

14.10 (Fatec-SP) Uma das substâncias responsáveis pelo cheiro desagradável que as pessoas sentem, ao passarem nas proximidades de rios e de córregos poluídos por esgoto, é o sulfeto de hidrogênio, $H_2S(g)$. Esse mau cheiro se intensifica principalmente em dias quentes, pois o aumento de temperatura diminui a solubilidade desse gás em água. Quando borbulhado em água, o $H_2S(g)$ comporta-se como ácido fraco, estabelecendo-se os equilíbrios simultâneos representados pelas equações a seguir:

$H_2S(g) \rightleftharpoons H_2S(aq)$

$H_2S(aq) \rightleftharpoons H^{1+}(aq) + HS^{1-}(aq)$

$HS^{1-}(aq) \rightleftharpoons H^{1+}(aq) + S^{2-}(aq)$

Dentre os procedimentos a seguir, o único que provoca um aumento do escape de sulfeto de hidrogênio de uma solução aquosa para o ar é

a) acrescentar uma substância que precipite os íons sulfeto, S^{2-}.
b) aumentar a pressão externa sobre a solução.
c) acrescentar uma base forte como o NaOH.
X d) acrescentar um ácido forte como o $HC\ell$.
e) diminuir a temperatura da solução.

14.11 (UFRGS-RS) Considere as afirmações seguintes, a respeito da reação:

$Ca^{2+}(aq) + 2\ HCO^{3-}(aq) \rightleftharpoons CaCO_3(s) + CO_2(g) + H_2O(\ell)$

que é responsável pela formação de estalactites em cavernas.

I. A formação do depósito sólido é favorecida pela perda de CO_2 e evaporação da água.
II. A remoção do $CaCO_3$ precipitado favorece a formação dos depósitos calcáreos.
III. A formação de estalactites ocorre quando a água passa por rochas que contêm sais de cálcio solúveis.

Quais estão corretas?

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

14.12 (Fatec-SP) Quando cloro gasoso é borbulhado em solução de hidróxido de sódio, à temperatura ambiente, obtém-se uma solução conhecida pelo nome de água sanitária, usada como desinfetante e/ou alvejante.

Nessa solução se estabelece o equilíbrio químico representado pela equação:

$C\ell_2(g) + 2\ OH^{1-}(aq) \rightleftharpoons C\ell O^{1-}(aq) + C\ell^{1-}(aq) + H_2O(\ell)$

Normas de segurança alertam quanto ao perigo da adição de ácido a um alvejante doméstico como a água sanitária. Isso porque:

I. os íons $H^{1+}(aq)$ do ácido aumentam o pH da solução, tornando-a mais corrosiva.
II. os íons $H^{1+}(aq)$ do ácido favorecem a liberação do gás cloro, que é tóxico.
III. os íons $H^{1+}(aq)$ do ácido favorecem o aumento das concentrações de $C\ell^{1-}$ e de $C\ell O^{1-}$ na solução, tornando-a mais corrosiva.

Dessas afirmações, apenas

a) I é correta.
X b) II é correta.
c) III é correta.
d) I e II são corretas.
e) I e III são corretas.

14.13 (Unip-SP) O esmalte dos dentes consiste em uma substância insolúvel chamada "hidroxiapatita". Na boca existe o equilíbrio:

$Ca_5(PO_4)_3OH(s) \rightleftharpoons 5\ Ca^{2+}(aq) + 3\ PO_4^{3-}(aq) + OH^{1-}(aq)$

A dissolução da hidroxiapatita é chamada de desmineralização (1) e a sua formação é chamada de mineralização (2). Quando o açúcar é absorvido no dente e fermenta, produz-se $H^{1+}(aq)$, que provoca todas as transformações seguintes, exceto:

a) Ocorre uma desmineralização.
b) A concentração de $Ca^{2+}(aq)$ aumenta.
c) O íon $H^{1+}(aq)$ combina com o íon $OH^{1-}(aq)$.
d) Pode resultar na queda do dente.
X e) A hidroxiapatita não sofre ataque de ácidos.

CAPÍTULO 15

Produto iônico da água e K_{PS}

Saiu na Mídia!

Ilha na Itália dá pista sobre futuro ácido dos oceanos

"Adeus corais e ouriços-do-mar. Olá algas verdes e espécies invasoras. A julgar por um ecossistema marinho estudado na Itália, esse pode ser o retrato dos oceanos do planeta num futuro próximo, quando o excesso de gás carbônico tiver tornado o mar mais ácido.

A afirmação é de um grupo de oceanógrafos europeus, que descreveu as mudanças na fauna e na flora marinhas em águas cuja acidez local se assemelha à que os cientistas projetam para os mares do mundo todo no final deste século.

Eles estudaram uma comunidade na costa da ilha de Ischia, no mar Mediterrâneo. Ali, chaminés vulcânicas submarinas cospem CO_2 e outros gases o tempo todo, tornando o pH mais baixo, ou seja, deixando a água mais ácida.

O que o grupo viu foi um rearranjo do ecossistema, com a morte dos corais. O quadro é consistente com o que cientistas têm projetado nos últimos anos, desde que o problema da acidificação foi descoberto.

Despindo a carapaça

A acidificação dos oceanos é um dos efeitos mais temidos do aquecimento global. Ela não tem a ver diretamente com a elevação da temperatura, mas mesmo assim estima-se que possa causar um impacto enorme na vida marinha.

Os oceanos são a principal 'esponja' do CO_2 em excesso emitido por atividades humanas como a queima de combustíveis fósseis. Na água, o gás carbônico forma ácido carbônico. Este, por sua vez, dissolve o carbonato de cálcio, matéria-prima dos esqueletos dos corais, das conchas dos moluscos e das carapaças dos microrganismos do fitoplâncton.

Além de ameaçar a vida de milhares de espécies calcificadoras, a acidificação tem um outro aspecto negativo: as carapaças calcárias dos organismos marinhos são um mecanismo vital de 'sequestro' de carbono, já que se depositam no fundo do mar quando essas criaturas morrem, formando rocha calcária. Sem esse 'sequestro', a capacidade do mar de absorver CO_2 fica comprometida e o mundo pode ficar ainda mais quente."

Disponível em: <www1.folha.uol.com.br/fsp/ciencia/fe0906200801.htm>. Acesso em: 14 nov. 2012.



Ethan Daniels/Shutterstock/Glow Images

Lagosta caribenha (*Panulirus argus*).

Você sabe explicar?

Como ocorre o "sequestro" de carbono do oceano?

Sabe-se que a água sofre autoionização em escala muito pequena, ou seja, a água é um eletrólito fraco que apresenta valores baixos de α e de K_C, o que explica a baixa condutibilidade elétrica da água pura.

A equação que representa a autoionização da água é a seguinte:

$$2\ H_2O(\ell) \underset{\text{reação inversa}}{\overset{\text{reação direta}}{\rightleftharpoons}} 1\ H_3O^{1+}(aq) + 1\ OH^{1-}(aq)$$

Expressando K_C para essa reação, temos:

$$K_C = \frac{[H_3O^{1+}] \cdot [OH^{1-}]}{[H_2O]^2}$$

Como estamos trabalhando com o conceito de atividade (veja página 199), e a atividade da água (líquido puro) é igual à unidade $a_{água} = 1$, seu valor não interfere no valor da constante K_C.

Assim, temos:

$$K_C \cdot [H_2O]^2 = [H_3O^{1+}] \cdot [OH^{1-}] \Rightarrow K_C \cdot 1^2 = [H_3O^{1+}] \cdot [OH^{1-}]$$

O produto $[H_3O^{1+}] \cdot [OH^{1-}]$ é denominado produto iônico da água e é simbolizado por K_W (em que W se refere a *water*, água em inglês).

$$K_W = [H_3O^{1+}] \cdot [OH^{1-}]$$

Assim como K_C e K_i, o produto iônico da água, K_W, varia apenas com a temperatura, conforme mostra a tabela ao lado.

Como vimos no volume 1:
- **eletrólitos** são substâncias que, ao se dissolverem na água, formam uma solução que conduz corrente elétrica (como o NaCℓ);
- **não eletrólitos** são substâncias que formam com a água uma solução que não conduz corrente elétrica (como o açúcar).

Produto iônico da água	
t/°C	**K_W/(mol/L)^2**
0	$0{,}11 \cdot 10^{-14}$
10	$0{,}29 \cdot 10^{-14}$
20	$0{,}69 \cdot 10^{-14}$
25	$\mathbf{1{,}01 \cdot 10^{-14}}$
30	$1{,}48 \cdot 10^{-14}$
40	$3{,}02 \cdot 10^{-14}$
60	$9{,}33 \cdot 10^{-14}$
80	$23{,}40 \cdot 10^{-14}$

Fonte: PERRY, Robert H.; GREEN, Don W. *Perry's Chemical Engineer's Handbook*. 6. ed. Kansas: McGraw-Hill, 1984. (Chemical Engineering Series).

1 pH e pOH

Em função dos valores extremamente baixos de K_W e, portanto, da baixa concentração de íons hidrônio, $H_3O^{1+}(aq)$, e de íons hidróxido, $OH^{1-}(aq)$, na água, percebeu-se que seria melhor expressar a concentração desses íons sempre pelo seu respectivo cologaritmo decimal na base dez.

O cologaritmo de um número é igual ao seu logaritmo com sinal trocado ou, ainda, o inverso de seu logaritmo.

Seja, por exemplo, um número x:

$$\text{colog } x = -\log x = \frac{1}{\log x}$$

O bioquímico dinamarquês Peter Lauritz Sorensen (1868-1939) propôs em 1909 que essa relação, referente ao número x, passasse a ser designada apenas por px (em que p = operador potência).

Assim:

$$px = \text{colog } x = -\log x = \frac{1}{\log x}$$

- Aplicando a notação de Sorensen para expressar a concentração em quantidade de matéria de íons $H_3O^{1+}(aq)$ em uma solução, estamos definindo o potencial hidrogeniônico, pH, dessa solução, em que:

$$pH = -\log [H_3O^{1+}]\text{, portanto, } [H_3O^{1+}] = 10^{-pH}$$

Lembre-se de que, por definição, o logaritmo de um número real e positivo α, na base 10, é o expoente x ao qual se deve elevar o 10 para se obter α.
- forma logarítmica: $\log_{10} a = x$
- forma exponencial: $10^x = a$

- Aplicando a notação de Sorensen para expressar a concentração em quantidade de matéria de íons $OH^{1-}(aq)$ em uma solução, estamos definindo o potencial hidroxiliônico, pOH, dessa solução, em que:

$$pOH = -\log [OH^{1-}] \text{ , portanto, } [OH^{1-}] = 10^{-pOH}$$

Solução neutra

Uma solução é considerada neutra se a concentração em quantidade de matéria de íons hidrônio, $H_3O^{1+}(aq)$, é igual à concentração em quantidade de matéria de íons hidróxido, $OH^{1-}(aq)$.

$$\text{Solução neutra: } [H_3O^{1+}] = [OH^{1-}]$$

A água quimicamente pura (água destilada) é considerada neutra, qualquer que seja a temperatura. É considerada, portanto, como padrão de neutralidade.

À temperatura ambiente, 25 °C, temos:

$K_W = [H_3O^{1+}] \cdot [OH^{1-}] = 1{,}0 \cdot 10^{-14}\ (mol/L)^2$ [reveja página 240]

Uma vez que $[H_3O^{1+}] = [OH^{1-}]$, então, a 25 °C, temos:

$[H_3O^{1+}] = [OH^{1-}] = 1{,}0 \cdot 10^{-7}$ mol/L

Calculando o pH e o pOH, nessas condições:

$pH = -\log [H_3O^{1+}]$
$pH = -\log 1{,}0 \cdot 10^{-7}$
$pH = 7$

$pOH = -\log [OH^{1-}]$
$pOH = -\log 1{,}0 \cdot 10^{-7}$
$pOH = 7$

$$\text{Solução neutra: } pH = pOH$$

Na temperatura de 25 °C: $pH = pOH = 7$.

Note que, em outra temperatura, os valores de pH e de pOH para uma solução neutra serão outros.



Katrina Leigh/Shutterstock/Glow Images

A água destilada a 25 °C é neutra e possui pH igual a 7.

Solução ácida

Uma solução é considerada ácida se a concentração de íons hidrônio, $H_3O^{1+}(aq)$, é maior que a concentração de íons hidróxido, $OH^{1-}(aq)$.

$$\text{Solução ácida: } [H_3O^{1+}] > [OH^{1-}]$$

Soluções ácidas podem ser obtidas pela adição de um ácido à água. Vejamos como isso ocorre em relação ao equilíbrio químico da autoionização da água:

- Ionização de um ácido:

$$HA(\ell) + H_2O(\ell) \underset{\text{reação inversa}}{\overset{\text{reação direta}}{\rightleftharpoons}} H_3O^{1+}(aq) + A^{1-}(aq)$$

- Autoionização da água:

$$H_2O(\ell) + H_2O(\ell) \rightleftharpoons_{\text{reação inversa}}^{\text{reação direta}} H_3O^{1+}(aq) + OH^{1-}(aq)$$

A adição de um ácido à água aumenta a concentração de íons $H_3O^{1+}(aq)$.

Isso faz com que o equilíbrio da autoionização da água se desloque no sentido inverso, diminuindo a concentração de íons $OH^{1-}(aq)$.

Para soluções ácidas, a 25 °C, temos: $K_W > 1{,}0 \cdot 10^{-14}\ (mol/L)^2$

- $[H_3O^{1+}] > 1{,}0 \cdot 10^{-7}$ mol/L $\therefore$ pH < 7

Exemplos:

$1{,}0 \cdot 10^{-6}$ mol/L	$\therefore$ pH $= 6$	(café com leite)
$1{,}0 \cdot 10^{-5}$ mol/L	$\therefore$ pH $= 5$	(café preto)
$1{,}0 \cdot 10^{-4}$ mol/L	$\therefore$ pH $= 4$	(tomate, banana)
$1{,}0 \cdot 10^{-3}$ mol/L	$\therefore$ pH $= 3$	(refrigerante, maçã)

- $[OH^{1-}] < 1{,}0 \cdot 10^{-7}$ mol/L $\therefore$ pOH > 7

Exemplos:

$1{,}0 \cdot 10^{-8}$ mol/L	$\therefore$ pOH $= 8$	(café com leite)
$1{,}0 \cdot 10^{-9}$ mol/L	$\therefore$ pOH $= 9$	(café preto)
$1{,}0 \cdot 10^{-10}$ mol/L	$\therefore$ pOH $= 10$	(tomate, banana)
$1{,}0 \cdot 10^{-11}$ mol/L	$\therefore$ pOH $= 11$	(refrigerante, maçã)


Shutterstock/Glow Images

Exemplos de soluções ácidas, com pH < 7: limão, leite, refrigerante à base de cola, tomate, café.

Como o pH é o inverso do logaritmo da $[H_3O^{1+}]$ na base 10, então:

> Quanto maior for a $[H_3O^{1+}]$, menor será o pH da solução e maior será seu pOH, pois o produto iônico $[H_3O^{1+}] \cdot [OH^{1-}]$ é sempre constante e igual a $10^{-14}\ (mol/L)^2$ a 25 °C.

Numa solução ácida, pH $<$ pOH.

A 25 °C: pH < 7 e pOH > 7.

A medida de pH também pode ser feita por meio de um aparelho denominado ph-metro. Veja as fotos abaixo.


Carsten Peter/National Geographic Society/Corbis/Latinstock

Ph-metro utilizado para medir o pH de emissões de um vulcão. A medida indica que a amostra é ácida, provavelmente em razão da elevada presença de H_2S.


Yenyu Shih/Shutterstock/Glow Images

O ph-metro utilizado em bancada de laboratório.

Solução básica

Uma solução é considerada básica se a concentração de íons hidrônio, $H_3O^{1+}(aq)$, é menor que a concentração de íons hidróxido, $OH^{1-}(aq)$.

Solução básica: $[H_3O^{1+}] < [OH^{1-}]$

Soluções básicas podem ser obtidas pela adição de uma base à água. Vejamos como isso ocorre em relação ao equilíbrio químico da autoionização da água:

- Dissociação de uma base:

$$COH(s) \underset{\text{reação inversa}}{\overset{H_2O(\ell),\ \text{reação direta}}{\rightleftharpoons}} C^{1+}(aq) + OH^{1-}(aq)$$

- Autoionização da água:

$$H_2O(\ell) + H_2O(\ell) \underset{\text{reação inversa}}{\overset{\text{reação direta}}{\rightleftharpoons}} H_3O^{1+}(aq) + OH^{1-}(aq)$$

A adição de uma base à água aumenta a concentração de íons $OH^{1-}(aq)$, o que faz com que o equilíbrio da autoionização da água se desloque no sentido inverso, diminuindo a concentração de íons $H_3O^{1+}(aq)$.

Para soluções básicas, a 25 °C, temos: $K_W < 1{,}0 \cdot 10^{-14}\ (mol/L)^2$

- $[H_3O^{1+}] < 1{,}0 \cdot 10^{-7}$ mol/L $\therefore$ pH > 7 Exemplo:
  Exemplos: $1{,}0 \cdot 10^{-8}$ mol/L $\therefore$ pH $= 8$ (saliva, ovos, esperma)
  $1{,}0 \cdot 10^{-9}$ mol/L $\therefore$ pH $= 9$ (tintura de cabelo)
  $1{,}0 \cdot 10^{-10}$ mol/L $\therefore$ pH $= 10$ (água de cal)
  $1{,}0 \cdot 10^{-11}$ mol/L $\therefore$ pH $= 11$ (solução de amoníaco)
- $[OH^{1-}] > 1{,}0 \cdot 10^{-7}$ mol/L $\therefore$ pOH < 7
  Exemplos: $1{,}0 \cdot 10^{-6}$ mol/L $\therefore$ pOH $= 6$ (saliva, ovos, esperma)
  $1{,}0 \cdot 10^{-5}$ mol/L $\therefore$ pOH $= 5$ (tintura de cabelo)
  $1{,}0 \cdot 10^{-4}$ mol/L $\therefore$ pOH $= 4$ (água de cal)
  $1{,}0 \cdot 10^{-3}$ mol/L $\therefore$ pOH $= 3$ (solução de amoníaco)

Como o pH é o inverso do logaritmo da $[H_3O^{1+}]$ na base 10, então:

Quanto menor for a $[H_3O^{1+}]$, maior será o pH da solução e menor será seu pOH, pois o produto iônico $[H_3O^{1+}] \cdot [OH^{1-}]$ é sempre constante e igual a $10^{-14}\ (mol/L)^2$ a 25 °C.



Alamy/Other Images/Shutterstock/Glow Images

Exemplos de materiais básicos ou alcalinos, com pH > 7: ovos, desinfetante à base de hidróxido de amônio, tintura para cabelo, sabão em barra.

Numa solução básica, pH > pOH.

A 25 °C: pH > 7 e pOH < 7.

Para qualquer solução, a 25 °C, vale a relação:

$$pH + pOH = 14$$

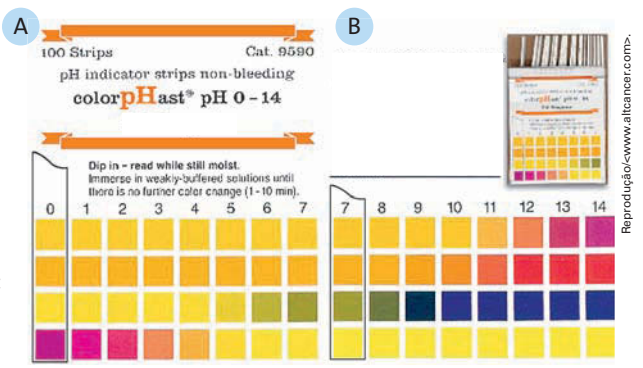
Observe: $[H_3O^{1+}] \cdot [OH^{1-}] = 1{,}0 \cdot 10^{-14}$

Aplicando o fator (–log) nos dois lados da equação:

$$-\log([H_3O^{1+}] \cdot [OH^{1-}]) = -\log 1{,}0 \cdot 10^{-14}$$

$$-\log [H_3O^{1+}] - \log [OH^{1-}] = 14$$

$$pH + pOH = 14$$



Reprodução/<www.altcancer.com>.

Papel indicador universal de pH, as cores da escala indicam pH de 0 a 7 (A) e de 7 a 14 (B).

E como calcular o pH de uma solução?

Sabe-se que a acidez pode ser aferida pela quantidade total de íons hidrônio, H_3O^{1+}, existente no meio.

Estabelecendo que a concentração total de íons hidrônio, provenientes da ionização do soluto e da autoionização do solvente, é expressa em mol/L, dividida por um padrão de 1 mol/L*, pede-se:

a) Qual o pH de uma solução 0,01 mol/L de ácido iodídrico, HI(aq), supondo-o totalmente ionizado, a 25 °C?

b) Calcule agora o pH de uma solução diluída de ácido iodídrico, HI(aq), 10^{-8} mol/L, também completamente ionizado ($\alpha\% = 100\%$).
Dado: log 1,1 = 0,04

Resolução:

a) Reação **1**, de ionização do ácido:

$$1\,HI(aq) + 1\,H_2O(\ell) \xrightleftharpoons{\alpha\% = 100\%} 1\,H_3O^{1+}(aq) + 1\,I^{1-}(aq)$$

0,01 mol/L — 0,01 mol/L (ou 10^{-2} mol/L)

Reação **2** de autoionização da água, a 25 °C:

$$1\,H_2O(\ell) + 1\,H_2O(\ell) \rightleftharpoons 1\,H_3O^{1+}(aq) + 1\,OH^{1-}(aq)$$

10^{-7} mol/L

Logo, a concentração total de íons H_3O^{1+} no meio (na solução), é:

$[H_3O^{1+}]_{total} = [H_3O^{1+}]_1 + [H_3O^{1+}]_2 \Rightarrow$

$[H_3O^{1+}]_{total} = 10^{-2}$ mol/L $+ 10^{-7}$ mol/L $\Rightarrow$ $[H_3O^{1+}]_{total} \simeq 10^{-2}$ mol/L

Usando o conceito de atividade, temos:

$$[H_3O^{1+}]_{total} = \frac{10^{-2}\ \cancel{mol/L}}{1\ \cancel{mol/L}} \Rightarrow [H_3O^{1+}]_{total} = 10^{-2}$$

$pH = -\log [H_3O^{1+}]_{total} \Rightarrow pH = -\log 10^{-2} \Rightarrow pH = 2$

b) Reação **1**, de ionização do ácido:

$$1\,HI(aq) + 1\,H_2O(\ell) \xrightleftharpoons{\alpha\% = 100\%} 1\,H_3O^{1+}(aq) + 1\,I^{1-}(aq)$$

10^{-8} mol/L — 10^{-8} mol/L

Reação **2** de autoionização da água, a 25 °C:

$$1\,H_2O(\ell) + 1\,H_2O(\ell) \rightleftharpoons 1\,H_3O^{1+}(aq) + 1\,OH^{1-}(aq)$$

10^{-7} mol/L

Logo, a concentração total de íons H_3O^{1+} no meio (na solução), é:

$[H_3O^{1+}]_{total} = [H_3O^{1+}]_1 + [H_3O^{1+}]_2 \Rightarrow$

$[H_3O^{1+}]_{total} = 10^{-8}$ mol/L $+ 10^{-7}$ mol/L $\Rightarrow$

$[H_3O^{1+}]_{total} = 0{,}1 \cdot 10^{-7}$ mol/L $+ 1 \cdot 10^{-7}$ mol/L $\Rightarrow$

$[H_3O^{1+}]_{total} = 1{,}1 \cdot 10^{-7}$ mol/L

Usando o conceito de atividade apresentado na página 199, temos:

$$[H_3O^{1+}]_{total} = \frac{1{,}1 \cdot 10^{-7}\ \cancel{mol/L}}{1\ \cancel{mol/L}} \Rightarrow [H_3O^{1+}]_{total} = 1{,}1 \cdot 10^{-7}$$

$pH = -\log [H_3O^{1+}]_{total} \Rightarrow pH = -\log 1{,}1 \cdot 10^{-7} \Rightarrow$

$\Rightarrow pH = -[\log 1{,}1 + \log 10^{-7}] \Rightarrow pH = -[\log 1{,}1 - 7 \cdot \log 10] \Rightarrow$

$\Rightarrow pH = -[0{,}04 - 7 \cdot 1] \Rightarrow pH = 6{,}96$

* Conceito de atividade, veja página 199.

$\left[\frac{x\ \cancel{mol/L}}{1\ \cancel{mol/L}}\right]$

Lembre-se de que o ácido iodídrico, HI(aq), é um ácido extremamente forte.

Operações com log na base 10:

$\log 1 = 0$

$\log (x \cdot y) = \log x + \log y$

$\log x^y = y \cdot \log x$

$\log \frac{x}{y} = \log x - \log y$

Observe que a concentração de íons hidrônio, H_3O^{1+}, provenientes da autoionização da água, por ser extremamente baixa (10^{-7} mol/L), não faz diferença no pH de soluções ácidas concentradas. Mas, para soluções ácidas extremamente diluídas, como 10^{-8} mol/L, ela deve ser levada em consideração no cálculo do pH.

Questões

ATENÇÃO! Não escreva no seu livro!

1. (Unicap-PE) As seguintes afirmativas referem-se a substâncias e a misturas. Assinale coluna I para correto e coluna II para errado.

I – II

0 – 0 O pH da água pura é igual a 7, a 25 °C.

1 – 1 O pH de uma solução de ácido clorídrico de concentração 0,01 mol/L é igual a 2.

2 – 2 O pH de uma solução de hidróxido de sódio de concentração 0,01 mol/L é igual a 11.

3 – 3 O pOH de uma solução de hidróxido de potássio de concentração 0,01 mol/L é igual a 2.

4 – 4 Quanto maior for o pOH de uma solução aquosa, menor será a concentração de íons hidroxila e maior será a sua acidez.

2. (UFPE) A concentração hidrogeniônica do suco de limão puro é 10^{-3} mol/L. Qual o pH de um refresco preparado com 20 mL de suco de limão e água suficiente para completar 200 mL?

a) 2,5 b) 3,0 c) 3,5 X d) 4,0 e) 4,5

3. (UFG-GO) Na água de um aquário, a concentração de um monoácido produzido pela decomposição de bactérias é 0,0001 mol/L e sua constante de ionização $K_a = 1{,}0 \cdot 10^{-8}$.

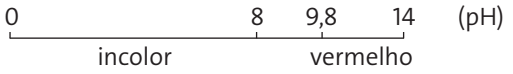
a) Calcule o pH da água do aquário.

b) A água do aquário é ácida, básica ou neutra? Por quê?

4. (UFG-GO) A tabela a seguir relaciona diversos materiais com seus respectivos pH aproximados:

Material	pH
Leite de vaca	6,5
Sangue humano	7,3
Suco de laranja	4,0
Leite de magnésia	10,5
Vinagre	3,0

Intervalo de viragem da fenolftaleína:



Considerando-se as informações, responda:

a) Qual a concentração em mol/L de hidroxilas no vinagre?

b) Qual a concentração (em mol/L) hidrogeniônica no suco de laranja?

c) Qual o material mais básico? Justifique.

d) Utilizando-se apenas a fenolftaleína como indicador, pode-se afirmar que o suco de laranja é ácido? Justifique.

2 Hidrólise de íons

Todos os sais ao entrarem em contato com a água se dissociam liberando íons, em maior ou menor porcentagem. Considere, por exemplo, um sal genérico de fórmula* C_xA_y:

$$1\,C_xA_y(s) + x \cdot y\,H_2O(\ell) \longrightarrow x\,C^{y+}(aq) + y\,A^{x-}(aq)$$

Os íons formados na dissociação do sal podem reagir com a água.

Hidrólise de sal (ou de íon) é a reação que ocorre entre a água e pelo menos um dos íons formados na dissociação do sal.

Observe como ocorre a reação de hidrólise:

- **O cátion só reage com a água se formar uma base fraca**

$$C^{y+}(aq) + y\,HOH(\ell) + y\,HOH(\ell) \longrightarrow C(OH)_y(aq) + y\,H_3O^{1+}(aq)$$

- **O ânion só reage com a água se formar um ácido fraco**

$$A^{x-}(aq) + x\,HOH(\ell) \longrightarrow H_xA(aq) + x\,OH^{1-}(aq)$$

Como os sais são formados pela reação entre ácido e base:

$$y\,H_xA(aq) + x\,C(OH)_y(aq) \longrightarrow C_xA_y(aq) + (x \cdot y)\,HOH(\ell)$$

cátion vem da base — ânion vem do ácido

* Observe que os índices x e y representam os menores números inteiros não divisíveis entre si.

Quando a divisão entre x e y for possível, ela deve ser feita.

Por exemplo:

$H_3PO_4(aq) + A\ell(OH)_3(aq) \rightleftharpoons$

$\rightleftharpoons A\ell PO_4(ppt) + 3\,H_2O(\ell)$

Escrevemos: $A\ell PO_4$ e não $A\ell_3(PO_4)_3$.

concluímos que a reação de hidrólise de um sal (se houver) entrará em equilíbrio dinâmico com a reação de formação do sal (ácido + base).

$$\underbrace{\text{cátion} + \text{ânion}}_{\text{sal}} + \text{água} \underset{\text{reação inversa}}{\overset{\text{reação direta}}{\rightleftharpoons}} \text{ácido} + \text{base}$$

Para sabermos se o cátion e/ou o ânion de um sal reagem ou não com a água*, devemos analisar:

- O grau de afinidade do cátion, $C^{y+}(aq)$, desse sal pelo íon $OH^{1-}(aq)$, e
- O grau de afinidade do ânion, $A^{x-}(aq)$, desse sal pelo próton H^{1+} do íon hidrônio, $H_3O^{1+}(aq)$.

* Lembre-se de que a reação de autoionização da água fornece os íons $H_3O^{1+}(aq)$ e $OH^{1-}(aq)$.

Pelo grau de ionização α, os ácidos e as bases são classificados em:

- **Ácido forte**: $\alpha\% > 50\%$

ácido clorídrico, $HC\ell(aq)$: $\alpha\% = 92{,}5\%$

ácido nítrico, $HNO_3(aq)$: $\alpha\% = 92\%$

ácido sulfúrico, $H_2SO_4(aq)$: $\alpha\% = 61\%$

- **Ácido semiforte**: $5\% < \alpha\% < 50\%$

ácido sulfuroso, $H_2SO_3(aq)$: $\alpha\% = 30\%$

ácido fosfórico, $H_3PO_4(aq)$: $\alpha\% = 27\%$

ácido fluorídrico, $HF(aq)$: $\alpha\% = 8{,}5\%$

- **Ácido fraco**: $\alpha\% < 5\%$

ácido sulfídrico, $H_2S(aq)$: $\alpha\% = 0{,}076\%$

ácido bórico, $H_3BO_3(aq)$: $\alpha\% = 0{,}075\%$

ácido cianídrico, $HCN(aq)$: $\alpha\% = 0{,}008\%$

- **Bases fortes**: $\alpha\% > 50\%$

metais alcalinos e hidróxido de potássio, KOH: $\alpha\% \simeq 95\%$

metais alcalinoterrosos

Mesmo as bases de metais alcalino-terrosos consideradas fortes são pouco solúveis em água. Por isso, as condições de temperatura e diluição são tão importantes para se definir a força de uma base.

Os exemplos dados são a 18 °C (solução diluída).

- **Bases fracas**: $\alpha\% < 5\%$

metais de transição, metais das famílias 13, 14 e 15 da tabela periódica, metais alcalinoterrosos, como o hidróxido de magnésio, $Mg(OH)_2$, hidróxido de amônio, NH_4OH ou $NH_3(aq)$ ($\alpha\% = 1{,}5\%$).

Íons de bases e de ácidos fortes

Se uma base é forte, ao entrar em contato com a água ela se mantém predominantemente dissociada, assim, concluímos que os cátions que formam as bases fortes praticamente não têm afinidade por íons hidróxido, $OH^{1-}(aq)$, logo não reagem com a água.

Exemplo: hidróxido de sódio, NaOH(s), base forte.

$$NaOH(s) \xrightleftharpoons{H_2O(\ell)} Na^{1+}(aq) + OH^{1-}(aq)$$

O cátion $Na^{1+}(aq)$ praticamente não tem afinidade por íons hidróxido, $OH^{1-}(aq)$, logo não reage com a água (a reação inversa praticamente não ocorre).

$$Na^{1+}(aq) + HOH(\ell) \longrightarrow \text{não ocorre reação}$$

Da mesma forma, se um ácido é forte, ao entrar em contato com a água, ele se mantém predominantemente ionizado. Concluímos, então, que os ânions que formam os ácidos fortes praticamente não têm afinidade por prótons, H^{1+}, portanto não reagem com a água.

Exemplo: ácido clorídrico, $HC\ell(aq)$, ácido forte.

$$HC\ell(g) + H_2O(\ell) \rightleftharpoons H_3O^{1+}(aq) + C\ell^{1-}(aq)$$

O ânion $C\ell^{1-}(aq)$ praticamente não tem afinidade por prótons, H^{1+}. Logo, não reage com a água (a reação inversa é desprezível).

$$C\ell^{1-}(aq) + HOH(\ell) \longrightarrow \text{não ocorre reação}$$

Íons de bases e de ácidos fracos

Se uma base é fraca, ao entrar em contato com a água, ela se mantém predominantemente na forma agregada. Assim, concluímos que os cátions que formam bases fracas possuem grande afinidade por íons hidróxido, $OH^{1-}(aq)$, portanto reagem com a água.

Exemplo: hidróxido de amônio, $NH_4OH(aq)$, base fraca.

$$NH_4OH(aq) \xrightleftharpoons{H_2O(\ell)} NH_4^{1+}(aq) + OH^{1-}(aq)$$

O cátion $NH_4^{1+}(aq)$ tem grande afinidade por íons $OH^{1-}(aq)$ e reage com a água.

$$NH_4^{1+}(aq) + HOH(\ell) + HOH(\ell) \longrightarrow NH_4OH(aq) + H_3O^{1+}(aq)$$

Da mesma forma, se um ácido é fraco, ao entrar em contato com a água, ele se mantém predominantemente na forma molecular. Concluímos que os ânions que formam ácidos fracos possuem grande afinidade por prótons, H^{1+}, portanto reagem com a água.

Exemplo: ácido cianídrico, HCN(aq), ácido fraco.

$$HCN(g) + H_2O(\ell) \rightleftharpoons H_3O^{1+}(aq) + CN^{1-}(aq)$$

O ânion $CN^{1-}(aq)$ tem grande afinidade por prótons, H^{1+}, e reage com a água.

$$CN^{1-}(aq) + HOH(\ell) \longrightarrow HCN(aq) + OH^{1-}(aq)$$

A solução aquosa de hipoclorito de sódio, NaCℓO(aq), a 15%, utilizada no tratamento da água de piscina diariamente na proporção aproximada de 30 mL/m^3 de água é uma aplicação desse fenômeno.

O NaCℓO(aq) é um sal muito solúvel e se dissocia facilmente:

$$NaC\ell O(s) \rightleftharpoons Na^{1+}(aq) + C\ell O^{1-}(aq)$$

Por ser um sal derivado de ácido fraco (ácido hipocloroso, HCℓO) e base forte (hidróxido de sódio, NaOH), parte dos íons hipoclorito, $C\ell O^{1-}(aq)$, sofre hidrólise, reconstituindo o ácido hipocloroso.

$$NaC\ell O(aq) + H_2O(\ell) \rightleftharpoons Na^{1+}(aq) + OH^{1-}(aq) + HC\ell O(aq)$$

Questões

5. (FEI-SP) Quando se fazem reagir quantidades estequiométricas de ácido clorídrico, HCℓ(aq), e hidróxido de amônio, $NH_4OH(aq)$, em solução aquosa, a solução resultante será neutra, alcalina ou ácida? Explique mediante equações químicas.

6. (Fuvest-SP) O esmalte dos dentes é principalmente hidroxiapatita, que, sob certas condições, sofre dissolução (desmineralização), o que provoca a cárie.

$$Ca_{10}(PO_4)_6(OH)_2(s) \underset{\text{mineralização}}{\overset{\text{desmineralização}}{\rightleftharpoons}} 10\ Ca^{2+}(aq) + 6\ PO_4^{3-}(aq) + 2\ OH^{1-}(aq)$$

Provoca desmineralização bochechar com:

I. solução aquosa de hipoclorito de sódio (pH = 9);
II. solução aquosa de cloreto de sódio (soro fisiológico);
III. vinagre diluído em água.

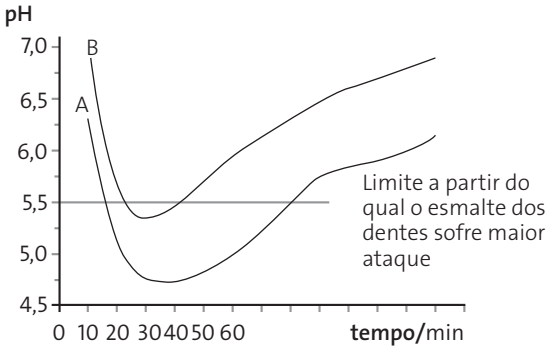
Dessas afirmações, é (são) correta(s) apenas:

a) I. b) II. X c) III. d) I e II. e) II e III.

7. (UGF-RJ) A variação do pH na superfície de um lago pode ser explicada, nas regiões de maior incidência de luz, pela maior atividade fotossintética do fitoplâncton. Nessas regiões, a atividade fotossintética do fitoplâncton acarreta:

a) liberação de CO_2 e diminuição do pH.
b) consumo de CO_2 e diminuição do pH.
c) liberação de CO_2 e aumento do pH.
X d) consumo de CO_2 e aumento do pH.
e) liberação de CO_2 e manutenção do pH.

8. (Unicamp-SP) [...] O creme dental que usam contém Na_2CO_3. Essa escolha deve-se ao fato de eles terem visto, numa revista especializada, um artigo que tratava de cáries dentárias. Ali constava um gráfico, abaixo reproduzido, mostrando o pH bucal, logo após uma refeição, para dois grupos de pessoas que não escovaram os dentes. O casal identificou-se com um dos grupos.



a) Considerando o creme dental escolhido, com qual dos grupos o casal se identificou? Justifique.
b) Que outra substância poderia ser usada no creme dental, em lugar de carbonato de sódio? Escreva a fórmula e o nome.

3 Efeito do íon comum

Sabemos que o equilíbrio químico só se mantém em sistemas fechados (que não trocam matéria com o meio ambiente). Mas, trabalhando em um curto intervalo de tempo, podemos considerar o equilíbrio iônico que se desenvolve em um sistema aberto e observar seu comportamento, por exemplo, quando adicionamos um íon comum (já existente) a esse equilíbrio ou quando alteramos a temperatura.

Vamos fazer um experimento?

EXPERIMENTO

Efeito do íon comum no equilíbrio

Utilizando produtos de uso caseiro, é possível observar como o equilíbrio químico se comporta diante de uma perturbação.

Material necessário

- Água
- Solução amoniacal para limpeza, $NH_3(aq)$, encontrada em supermercado
- Bicarbonato de amônio, NH_4HCO_3, encontrado em farmácia (é utilizado como fermento culinário)
- Copo de vidro transparente de 300 mL
- Colher de café
- Conta-gotas
- Fenolftaleína (encontrada em lojas de material para laboratório). Em 7/5/2002 a Agência de Vigilância Sanitária (Anvisa) proibiu a venda de laxantes contendo fenolftaleína. Você pode substituir a fenolftaleína por um outro indicador, como extrato de repolho roxo, por exemplo.

CUIDADO! Responsabilidade é tudo!

Dica de segurança

O amoníaco é um líquido incolor, de odor forte e penetrante, obtido pela dissolução de até 30% de gás amônia em água. É altamente tóxico e irritante aos olhos. Evite o contato com a pele, as mucosas e os olhos. Caso isso ocorra, lave o local em água corrente por pelo menos 15 minutos e procure um médico.

Como fazer

Passo 1: Coloque cerca de 200 mL de água no copo. Adicione 10 gotas de solução amoniacal para limpeza e algumas gotas de fenolftaleína, quantidade suficiente para que a solução adquira a cor rosa por causa do meio alcalino.

Passo 2: Coloque agora a ponta de uma colher de café (uma pitada) de bicarbonato de amônio na solução e agite. O que você observa?

Investigue

1. Equacione o equilíbrio que ocorre na solução amoniacal de limpeza dissolvida em água e também a equação de dissociação do sal bicarbonato de amônio em água.

2. Qual o íon comum ao equilíbrio da solução fornecido pelo sal?

3. O que ocorre quando o íon comum é adicionado? Por quê?

4. Pegue duas jarras ou tigelas onde seja possível acomodar o copo utilizado no experimento. Coloque água aquecida em uma das jarras e água com gelo na outra. Repita o passo 1. Coloque o copo com a solução na água aquecida. O que você observa? Retire o copo da água aquecida e coloque-o no banho de gelo. E agora? O que acontece?

5. Pelo resultado deste experimento é possível concluir se o equilíbrio que ocorre na solução amoniacal dissolvida em água é endotérmico ou exotérmico? Justifique.

Segundo o princípio de Le Chatelier, se um sistema em equilíbrio iônico sofrer a adição de um íon já existente no equilíbrio, ele vai se deslocar no sentido que tende a consumir o íon em excesso.

A adição de um íon que seja comum a um sistema em equilíbrio sempre vai deslocar esse equilíbrio no sentido de diminuir a concentração em quantidade de matéria do íon em questão.

Esse efeito tem a função de diminuir o grau de ionização α de um ácido ou de dissociação de uma base.

Ácido fraco e sal solúvel do mesmo ânion

Considere uma solução aquosa de um ácido genérico HA(aq) em equilíbrio:

$$HA(aq) + H_2O(\ell) \rightleftharpoons H_3O^{1+}(aq) + A^{1-}(aq)$$

e cujo K_a pode ser expresso por:

$$K_a = \frac{[H_3O^{1+}] \cdot [A^{1-}]}{[HA]}$$

Adicionando à solução aquosa desse ácido um sal CA(s) que possua em comum com o ácido HA(aq) o mesmo ânion $A^{1-}(aq)$, vai ocorrer, segundo o princípio de Le Chatelier, um deslocamento do equilíbrio no sentido de diminuir a ionização do ácido HA(aq).

Adição de $A^{1-}(aq)$ ao equilíbrio: $CA(s) \xrightleftharpoons{H_2O(\ell)} C^{1+}(aq) + A^{1-}(aq)$

Aumenta $[A^{1-}]$: $HA(aq) + H_2O(\ell) \rightleftharpoons H_3O^{1+}(aq) + A^{1-}(aq)$

O equilíbrio de ionização do ácido se desloca no sentido inverso.

Desse modo, o valor de K_a permanece constante, desde que a temperatura também permaneça constante, pois, à medida que a concentração de ânions $A^{1-}(aq)$ aumenta pela adição do sal CA(aq), a concentração de moléculas HA(aq) aumenta pelo deslocamento do equilíbrio.

(permanece constante) $K_a = \frac{[H_3O^{1+}] \cdot [A^{1-}]}{[HA]}$ (produto aumenta) (aumenta)

Base fraca e sal solúvel do mesmo cátion

Considere uma solução aquosa de uma base genérica COH(s), em equilíbrio:

$$COH(s) \xrightleftharpoons{H_2O(\ell)} C^{1+}(aq) + OH^{1-}(aq)$$

e cujo K_b pode ser expresso por:

$$K_b = \frac{[C^{1+}] \cdot [OH^{1-}]}{[COH]}$$

Adicionando à solução aquosa dessa base um sal CA(s) que possua em comum com a base COH(aq) o mesmo cátion $C^{1+}(aq)$, vai ocorrer um deslocamento do equilíbrio no sentido de diminuir a dissociação da base COH(aq).

Adição de $C^{1+}(aq)$ ao equilíbrio: $CA(s) \xrightleftharpoons{H_2O(\ell)} C^{1+}(aq) + A^{1-}(aq)$

Aumenta $[C^{1+}]$: $COH(s) \xrightleftharpoons{H_2O(\ell)} C^{1+}(aq) + OH^{1-}(aq)$

O equilíbrio de dissociação da base se desloca no sentido inverso.

Desse modo, o valor de K_b permanece constante, desde que a temperatura também permaneça constante, pois, à medida que a concentração de cátions $C^{1+}(aq)$ aumenta pela adição do sal CA(aq), a concentração de moléculas COH(aq) aumenta pelo deslocamento do equilíbrio.

(permanece constante) $K_b = \dfrac{[C^{1+}] \cdot [OH^{1-}]}{[COH]}$ (produto aumenta) (aumenta)

Solução-tampão

Denomina-se solução-tampão a solução que praticamente não sofre variação considerável (efeito tampão) de pH ou de pOH pela adição de pequenas quantidades de ácidos fortes ou de bases fortes.

Há dois tipos de solução-tampão mais comuns: as constituídas por um ácido fraco e um sal solúvel de mesmo ânion que esse ácido, e as constituídas por uma base fraca e um sal solúvel de mesmo cátion que essa base.

Ácido fraco e sal de mesmo ânion

Considere, por exemplo, uma solução-tampão constituída de ácido acético (ácido fraco) e acetato de sódio (sal solúvel contendo o ânion acetato, presente no ácido):

ácido acético	e	acetato de sódio	ânion comum: acetato
$H_3CCOOH(aq)$	e	$H_3CCOONa(s)$	$H_3CCOO^{1-}(aq)$

Na solução-tampão formam-se dois equilíbrios:

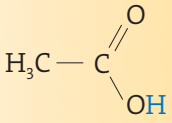
1º equilíbrio: ionização do ácido fraco, pouco intensa:

$H_3CCOOH(\ell) + H_2O(\ell) \rightleftharpoons H_3O^{1+}(aq) + \mathbf{H_3CCOO^{1-}(aq)}$

2º equilíbrio: dissociação do sal, muito intensa:

$H_3CCOONa(\ell) \xrightarrow{H_2O(\ell)} Na^{1+}(aq) + \mathbf{H_3CCOO^{1-}(aq)}$

O ânion acetato, $H_3CCOO^{1-}(aq)$, do sal (ânion comum) faz com que o 1º equilíbrio se torne ainda mais deslocado no sentido de diminuir a ionização do ácido acético.



ácido etanoico ou ácido acético
H = hidrogênio ionizável

- **Adição de uma base forte à solução-tampão**

Por exemplo, a adição de KOH(aq) a uma solução-tampão.

Dissociação da base forte, muito intensa:

$$KOH(s) \xrightleftharpoons{H_2O(\ell)} K^{1+}(aq) + OH^{1-}(aq)$$

Os íons $OH^{1-}(aq)$ da base são neutralizados pelos íons $H_3O^{1+}(aq)$ do 1º equilíbrio.

$$OH^{1-}(aq) + H_3O^{1+}(aq) \rightleftharpoons 2\,H_2O(\ell)$$

Diminuindo a concentração de íons $H_3O^{1+}(aq)$ no equilíbrio, haverá um deslocamento no sentido de aumentar a ionização do ácido e, desse modo, a variação de pH da solução (se houver) será muito pequena, pois a concentração de íons $H_3O^{1+}(aq)$ em solução permanece praticamente constante.

Note, porém, que a adição sucessiva de pequenas quantidades de base forte vai deslocar o 1º equilíbrio continuamente no sentido da ionização do ácido fraco e, em determinado instante, todo o ácido terá sido ionizado. Nesse momento cessa o chamado efeito tampão.

- **Adição de um ácido forte à solução-tampão**

Por exemplo, a adição de HCℓ(aq) a uma solução-tampão.

Ionização do ácido forte (grande):

$$HC\ell(aq) + H_2O(\ell) \rightleftharpoons H_3O^{1+}(aq) + C\ell^{1-}(aq)$$

Como o ácido acético é um ácido fraco, concluímos que o ânion acetato possui grande afinidade pelo próton, H^{1+}, do íon hidrônio, $H_3O^{1+}(aq)$. Na solução, há grande quantidade de ânions acetato liberados pelo sal, acetato de sódio, no 2º equilíbrio. Desse modo, ocorrerá a seguinte reação:

$$\mathbf{H_3CCOO^{1-}(aq)} + H_3O^{1+}(aq) \rightleftharpoons H_3CCOOH(aq) + H_2O(\ell)$$

Isso significa que o aumento de íons $H_3O^{1+}(aq)$ em solução provoca um aumento proporcional de moléculas de ácido acético, e a variação de pH (se houver) será muito pequena.

A adição sucessiva de pequenas quantidades de ácido forte acabará em certo instante consumindo todo o ânion acetato fornecido pela dissociação do sal no 2º equilíbrio. Nesse momento, cessa o efeito tampão da solução.



Ververidis Vasilis/Shutterstock/Glow Images

O sangue é uma solução-tampão cujo pH se mantém praticamente constante e igual a 7,4.

Base fraca e sal de mesmo cátion

Considere, agora, por exemplo, uma solução-tampão constituída de hidróxido de magnésio (base fraca) e de cloreto de magnésio (sal solúvel contendo o cátion magnésio presente na base):

hidróxido de magnésio	e	cloreto de magnésio	cátion comum: magnésio
$Mg(OH)_2(aq)$		$MgC\ell_2(s)$	Mg^{2+}

O efeito tampão de uma solução desse tipo é análogo ao da solução do item anterior.

Observe que o chamado ácido carbônico, H_2CO_3, nunca foi isolado como tal e é considerado por muitos pesquisadores como uma solução aquosa de gás carbônico, $CO_2(aq)$.



Jakub Cejpek/Shutterstock/Glow Images

Os alpinistas estão sujeitos a alcalose (aumento do pH do sangue) em razão da altitude. Nesse caso, a baixa pressão parcial do gás oxigênio na atmosfera provoca o aumento da ventilação pulmonar e a perda excessiva de $CO_2(g)$, originando um quadro de alcalose respiratória branda.

1º equilíbrio: dissociação da base fraca (pouco intensa):

$$Mg(OH)_2(s) \overset{H_2O(\ell)}{\rightleftharpoons} \mathbf{Mg^{2+}(aq)} + 2\,OH^{1-}(aq)$$

2º equilíbrio: dissociação do sal (muito intensa):

$$MgC\ell_2(s) \overset{H_2O(\ell)}{\rightleftharpoons} \mathbf{Mg^{2+}(aq)} + 2\,C\ell^{1-}(aq)$$

- **Adição de uma base forte à solução-tampão**

Por exemplo, a adição de KOH(aq) a uma solução-tampão.

Dissociação da base forte (muito intensa):

$$KOH(s) \overset{H_2O(\ell)}{\rightleftharpoons} K^{1+}(aq) + OH^{1-}(aq)$$

Como o hidróxido de magnésio é uma base fraca, concluímos que o cátion magnésio possui grande afinidade pelo íon $OH^{1-}(aq)$. Na solução, há grande quantidade de cátions magnésio liberados pelo sal, cloreto de magnésio, no 2º equilíbrio.

Desse modo, ocorrerá a seguinte reação:

$$\mathbf{Mg^{2+}(aq)} + OH^{1-}(aq) \rightleftharpoons Mg(OH)_2(aq)$$

Isso significa que o aumento de íons $OH^{1-}(aq)$, por causa da adição da base forte, provoca um aumento proporcional de $Mg(OH)_2(aq)$, e a variação de pH (se houver) será muito pequena.

O efeito tampão da solução vai cessar no momento em que todos os cátions magnésio, liberados pelo sal, tiverem sido consumidos.

- **Adição de um ácido forte à solução-tampão**

Por exemplo, a adição de HI(aq) a uma solução-tampão.

Ionização do ácido forte (muito intensa):

$$HI(g) + H_2O(\ell) \rightleftharpoons H_3O^{1+}(aq) + I^{1-}(aq)$$

Os íons $H_3O^{1+}(aq)$ do ácido são neutralizados pelos íons $OH^{1-}(aq)$ do 1º equilíbrio.

$$H_3O^{1+}(aq) + OH^{1-}(aq) \rightleftharpoons 2\,H_2O(\ell)$$

Isso faz com que o 1º. equilíbrio se desloque no sentido de aumentar a dissociação da base fraca.

A variação de pH (se houver) será muito pequena, pois a concentração de íons $OH^{1-}(aq)$ em solução permanece praticamente constante.

O efeito tampão da solução vai cessar no momento em que toda a base fraca tiver se dissociado.



Friedrich Stark/Alamy/Other Images

Exercícios físicos prolongados podem levar o organismo ao limiar anaeróbico: ponto limite de divisão entre o metabolismo aeróbio (com participação de oxigênio) e o metabolismo anaeróbio (sem participação de oxigênio). Sempre que o metabolismo anaeróbio entra em ação por mais de 10 segundos, ocorre a formação de ácido láctico.

Para combater o excesso de ácido lático, o organismo utiliza os sistemas de tamponagem e, quando esses não são suficientes, é ativada a estimulação do centro respiratório, modificando-se a taxa de ventilação pulmonar. É isso que mede o teste ao lado.

Química e Saúde

Alcalose e acidose

Todos os fluidos do corpo humano possuem íons hidrônio, $H_3O^{1+}(aq)$. O controle da concentração desses íons é um fator fisiológico muito importante, pois mesmo as menores mudanças de pH podem causar profundas alterações nos processos metabólicos, podendo até levar à morte.

Em condições normais, o pH dos líquidos extracelulares fica entre 7,35 e 7,45, mantendo-se aproximadamente em 7,4.

O pH normal do sangue arterial é 7,4; o do sangue venoso e dos líquidos intersticiais é de 7,35. A diferença é por causa da maior concentração de dióxido de carbono, $CO_2(aq)$, existente nos líquidos intersticiais. Sempre que o pH do sangue arterial estiver abaixo de 7,4, configura-se um quadro de acidose, e acima desse valor, um quadro de alcalose. O limite inferior de pH do sangue arterial que uma pessoa pode apresentar sobrevivendo por tempo reduzido é 7,0; o limite superior é de aproximadamente 7,8.

O organismo humano possui diversos sistemas de controle para evitar modificações do pH. O primeiro é que todos os líquidos orgânicos possuem sistemas de tampões, que se combinam imediatamente com qualquer ácido ou qualquer base, evitando alterações acentuadas na concentração de íons $H_3O^{1+}(aq)$.

O processo de tamponagem mais comum envolve o equilíbrio entre o íon bicarbonato, $HCO_3^{1-}(aq)$, e o gás carbônico dissolvido em água ou ácido carbônico, $H_2CO_3(aq)$:

$$H_3O^{1+}(aq) + HCO_3^{1-}(aq) \rightleftharpoons 2\,H_2O(\ell) + CO_2(aq)$$

$$OH^{1-}(aq) + H_2CO_3(aq) \rightleftharpoons H_2O(\ell) + HCO_3^{1-}(aq)$$

Desse modo, é possível manter o pH do sangue praticamente constante.

Caso o equilíbrio ácido-básico do organismo seja alterado acentuadamente é ativada a estimulação do centro respiratório, modificando-se a taxa de ventilação pulmonar. Dessa forma, altera-se a taxa de desenvolvimento de remoção do gás carbônico do organismo até que seja restabelecido o equilíbrio orgânico.

O terceiro sistema para normalização da taxa de íons $H_3O^{1+}(aq)$ é feito pelos rins, que podem excretar urina ácida ou básica, conforme o caso.

Esses sistemas agem com taxas de desenvolvimento diferentes: os tampões entram em ação simultaneamente à ocorrência do desequilíbrio; os pulmões reagem em alguns minutos, e os rins respondem ao desequilíbrio em algumas horas. Embora a resposta dos rins seja mais lenta, é a mais eficaz quantitativamente.

Há diversos fatores que podem causar o desequilíbrio ácido-básico do organimo como a acidose respiratória, desencadeada por lesão no sistema respiratório, obstrução das vias aéreas, pneumonia ou qualquer outro fator que reduza a transferência do $CO_2(g)$ sanguíneo para o exterior.

Outro fator são as anormalidades metabólicas. A acidose metabólica pode ocorrer pelo aumento na formação de ácidos metabólicos, pela adição desses ácidos por via gastrointestinal ou por sua administração intravenosa. Pode ocorrer também por perda excessiva de álcalis. As condições que provocam esse tipo de acidose são a diarreia intensa, o vômito frequente, as doenças renais graves e o diabetes.

Na diarreia – como a que ocorre em casos de desidratação – há uma grande perda de bicarbonato, $HCO_3^{1-}(aq)$, presente nas secreções gastrointestinais. O efeito é tão grave que chega a ser uma das causas mais comuns de morte em crianças pequenas.

Na acidose urêmica das doenças renais, há uma incapacidade de excretar mesmo as quantidades normais de ácido formadas pelos processos metabólicos, daí a necessidade de os pacientes se submeterem à hemodiálise.

No diabetes, a acidose ocorre porque a insuficiência de insulina impede a utilização de glicose pelo metabolismo.

As gorduras armazenadas são então metabolizadas, substituindo a glicose como fonte de energia, o que provoca um aumento na concentração do ácido acetoacético, CH_3COCH_2COOH, nos líquidos extracelulares, ainda que certa quantidade seja excretada pela urina.

CURIOSIDADE

Efeito tampão nos oceanos

Nos oceanos, há uma quantidade imensa de seres marinhos que produzem carbonato de cálcio, tanto na forma de conchas, carapaças, esqueletos quanto de coralitos (estruturas que fixam os corais).

A grande quantidade de $CaCO_3(s)$ existente nos oceanos dá origem ao equilíbrio:

$$CaCO_3(s) \rightleftharpoons Ca^{2+}(aq) + CO_3^{2-}(aq)$$

Por causa desse equilíbrio, a água do mar saturada por gás carbônico dissolvido apresenta pH igual a 8,3 ± 0,3.

O caráter alcalino da água do mar deve-se ao fato de o íon carbonato, $CO_3^{2-}(aq)$, fornecido pelo equilíbrio de dissolução do $CaCO_3(s)$, ser uma base fraca conjugada do íon bicarbonato, $HCO_3^{1-}(aq)$, e, por isso, sofrer hidrólise, produzindo íons hidróxido, $OH^{1-}(aq)$.

$$CO_3^{2-}(aq) + H_2O(\ell) \rightleftharpoons HCO_3^{1-}(aq) + OH^{1-}(aq)$$

$$K_b = 2{,}1 \cdot 10^{-4}\ mol/L$$

A função principal do equilíbrio acima é o tamponamento do pH da água do mar.

A adição de ácidos pela atividade vulcânica submarina, que libera ácido sulfídrico, $H_2S(aq)$, entre outros, é neutralizada pelo íon bicarbonato que libera $CO_2(g)$ para a atmosfera:

$$HCO_3^{1-}(aq) + H_3O^{1+}(aq) \rightleftharpoons 2\,H_2O(\ell) + CO_2(g)$$

e também pela reação do íon carbonato, formando bicarbonato:

$$CO_3^{2-}(aq) + H_3O^{1+}(aq) \rightleftharpoons HCO_3^{1-}(aq) + H_2O(\ell)$$

Já o aumento da concentração de íon hidróxido é neutralizado pela reação:

$$HCO_3^{1-}(aq) + OH^{1-}(aq) \rightleftharpoons H_2O(\ell) + CO_3^{2-}(aq)$$

Essa reação provoca um aumento da concentração de íons carbonato, $CO_3^{2-}(aq)$. Se a água do mar estiver acima do limite de saturação do carbonato de cálcio, haverá precipitação de $CaCO_3(ppt)$.

Acredita-se que o excesso de $CaCO_3(ppt)$ nas águas profundas explique, de certa forma, como a elevada ação sorvedora de gás carbônico pelas águas dos oceanos não provoca diminuição do pH das águas.

Questões

9. O sistema tampão de fosfato representa cerca de 10% de todos os tampões existentes no sangue e é constituído pelo di-hidrogenofosfato de sódio, NaH_2PO_4, e pelo mono-hidrogenofosfato de sódio ($NaHPO_4$) que estabelecem os equilíbrios:

$$H_2PO_4^{1-}(aq) + OH^{1-}(aq) \rightleftharpoons HPO_4^{2-}(aq) + H_2O(\ell)$$

$$HPO_4^{2-}(aq) + H_3O^{1+}(aq) \rightleftharpoons H_2PO_4^{1-}(aq) + H_2O(\ell)$$

Explique, por meio de reações, como atua esse sistema de tamponamento ao entrar em contato com uma pequena quantidade de ácido clorídrico, $HC\ell(aq)$, e de hidróxido de sódio, NaOH(aq).

10. (UFMG) Considere duas soluções aquosas diluídas, I e II, ambas de pH = 5,0. A solução I é tampão e a solução II não. Um béquer contém 100 mL da solução I e um segundo béquer contém 100 mL da solução II. A cada uma dessas soluções, adicionam-se 10 mL de NaOH aquoso concentrado. Assinale a alternativa que apresenta corretamente as variações de pH das soluções I e II, após a adição de NaOH(aq).

a) O pH de ambas irá diminuir e o pH de I será maior do que o de II.
b) O pH de ambas irá aumentar e o pH de I será igual ao de II.
c) O pH de ambas irá diminuir e o pH de I será igual ao de II.
X d) O pH de ambas irá aumentar e o pH de I será menor do que o de II.

11. (Ufscar-SP) A acidose metabólica é causada pela liberação excessiva, na corrente sanguínea, de ácido láctico e de outras substâncias ácidas resultantes do metabolismo. Considere a equação envolvida no equilíbrio ácido-base do sangue e responda:

$$2\,CO_2(g) + 2\,H_2O(\ell) \rightleftharpoons 2\,H_2CO_3(aq) \rightleftharpoons H_3O^{1+}(aq) + HCO_3^{1-}(aq)$$

a) Explique de que forma o aumento da taxa de respiração, quando se praticam exercícios físicos, contribui para a redução da acidez metabólica.
b) O uso de diuréticos em excesso pode elevar o pH do sangue, causando uma alcalose metabólica. Explique de que forma um diurético perturba o equilíbrio ácido-base do sangue.

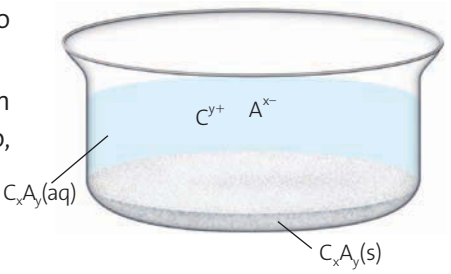
4 Produto de solubilidade

- *O que são cálculos renais? Como eles se formam?*
- *É verdade que o consumo frequente de refrigerantes aumenta o risco de osteoporose (enfraquecimento dos ossos)?*
- *Por que a suspensão de sulfato de bário pode ser ingerida (como contraste de radiografia do intestino) e a ingestão de carbonato de bário pode ser fatal?*

As respostas para essas perguntas podem ser encontradas no estudo do produto de solubilidade das substâncias. Vamos ver do que se trata?

Observe a figura ao lado de uma solução aquosa saturada, com presença de corpo de fundo, de um eletrólito (sal, ácido, base) genérico, C_xA_y, pouco solúvel em água.

A ilustração está fora de escala. Cores fantasia.



Luis Moura/Arquivo da editora

Representação esquemática de uma solução aquosa saturada do eletrólito genérico C_xA_y.

Equilíbrios de dissolução

Entre o sal dissociado na solução $C_xA_y(aq)$ e o sal sólido, presente no corpo de fundo, $C_xA_y(s)$, estabelece-se um equilíbrio de dissolução, em que a taxa de desenvolvimento de precipitação do sal em solução (Td_1) é igual à taxa de desenvolvimento de dissolução do sal no precipitado (Td_2).

$$C_xA_y(aq) \quad C_xA_y(s) \underset{Td_2 \text{ de dissolução}}{\overset{Td_1 \text{ de precipitação}}{\rightleftharpoons}}$$

Como estamos trabalhando com o conceito de atividade (veja página 199), e a atividade de um sólido é igual à unidade: $a_{sólido} = 1$, seu valor não interfere no valor da constante de equilíbrio K_C.

Desse modo, temos: $K_C = \dfrac{1}{[C_xA_y(aq)]}$

Como o valor de K_C é constante a cada temperatura, concluímos que a quantidade de sal $C_xA_y(aq)$ em solução também será constante a dada temperatura.

Equilíbrios de ionização

Para o sal em solução $C_xA_y(aq)$, há ainda a formação de um 2º equilíbrio:

$$C_xA_y(aq) \rightleftharpoons x\,C^{y+}(aq) + y\,A^{x-}(aq)$$

Expressando K_C para esse 2º equilíbrio, temos:

$$K_C = \frac{[C^{y+}]^x \cdot [A^{x-}]^y}{[C_xA_y(aq)]}$$

Como $[C_xA_y(aq)]$* em solução é constante a dada temperatura, incluímos esse valor no de K_C.

$$K_C \cdot [C_xA_y(aq)] = [C^{y+}]^x \cdot [A^{x-}]^y$$

Se chamarmos $K_C \cdot [C_xA_y(aq)] = K_{PS}$, em que K_{PS} é denominado constante do produto de solubilidade, teremos:

$$K_{PS} = [C^{y+}]^x \cdot [A^{x-}]^y \,(mol/L)^{(x+y)}$$

sendo K_{PS} uma constante cujo valor depende apenas da temperatura.

* Lembre-se de que o símbolo [ ] indica concentração em quantidade de matéria (mol/L). Logo, $[C_xA_y(aq)]$ significa concentração em quantidade de matéria do sal na solução.

Tudo o que foi deduzido a respeito do produto de solubilidade só é válido para soluções de eletrólitos pouco solúveis, em que a concentração de íons em solução é pequena e a interação entre eles, na solução, é desprezível.
Soluções de eletrólitos muito solúveis possuem alta concentração de íons em solução. A interação entre esses íons não pode ser desprezada, e o produto de solubilidade previsto na teoria apresenta grande discrepância com os resultados experimentais.

Observações:

- Quanto menor o valor de K_{PS} de um eletrólito, menos solúvel será esse eletrólito, e vice-versa.
- Se a solução do eletrólito C_xA_y estiver saturada sem corpo de fundo,
  $C_xA_y(aq) \rightleftharpoons x\,C^{y+}(aq) + y\,A^{x-}(aq)$,
  a adição de íons C^{y+} ou A^{x-} vai deslocar o equilíbrio no sentido de diminuir a dissociação ou a ionização do eletrólito, de modo que a concentração de íons em solução permaneça constante.
  Sendo assim, haverá formação de precipitado.
  $C_xA_y(aq) \rightleftharpoons C_xA_y(ppt)$
- Na presença de precipitado, a adição de íons $C^{y+}(aq)$ ou $A^{x-}(aq)$ desloca o equilíbrio no sentido de formação do eletrólito sólido, pois a concentração de íons em solução é constante a cada temperatura.
- Um aumento de eletrólito sólido não altera o equilíbrio de dissociação nem a concentração de íons em solução. Portanto, não altera o K_{PS}.
- Podemos estabelecer para um eletrólito genérico C_xA_y:
- se $[C^{y+}]^x \cdot [A^{x-}]^y = K_{PS}$, a solução é saturada;
- se $[C^{y+}]^x \cdot [A^{x-}]^y < K_{PS}$, a solução é insaturada;
- se $[C^{y+}]^x \cdot [A^{x-}]^y > K_{PS}$, haverá precipitação do sal, até que o produto $[C^{y+}]^x \cdot [A^{x-}]^y$ se torne igual ao K_{PS}.

As ilustrações estão fora de escala. Cores fantasia.



Luis Moura/Arquivo da editora

Constante do produto de solubilidade

Dado o coeficiente de solubilidade, S ou CS, de um eletrólito em mol/L, é possível encontrar o valor de seu K_{PS}.

Considere, por exemplo, o seguinte problema:

O coeficiente de solubilidade do hidróxido de ferro III ou hidróxido férrico, $Fe(OH)_3$, em água, a 25 °C, é igual a $2{,}17 \cdot 10^{-10}$ mol/L.

Qual o valor do K_{PS}* dessa base nessa temperatura?

* Note que os valores de K_{PS} dos eletrólitos são experimentais (verificados a 25 °C) e fornecidos sempre que necessário.

Resolução:

Dissociação da base:

$1\,Fe(OH)_3(s) \rightleftharpoons 1\,Fe^{3+}(aq) + 3\,OH^{1-}(aq)$

1 mol de base ——— 1 mol ——— 3 mol

x mol ——— x mol ——— 3 x mol

$2{,}17 \cdot 10^{-10}$ ——— $2{,}17 \cdot 10^{-10}$ ——— $3 \cdot 2{,}17 \cdot 10^{-10}$

$K_{PS} = [Fe^{3+}] \cdot [OH^{1-}]^3$

$K_{PS} = (2{,}17 \cdot 10^{-10}) \cdot (3 \cdot 2{,}17 \cdot 10^{-10})^3 \Rightarrow K_{PS} \simeq 6{,}0 \cdot 10^{-38}$

O K_{PS} do hidróxido de ferro III a 25 °C é igual a $6{,}0 \cdot 10^{-38}$ $(mol/L)^4$.

Como ocorre o "sequestro" de carbono do oceano?

As atividades industriais e os veículos de transporte têm liberado nos últimos anos uma quantidade colossal de $CO_2(g)$ na atmosfera, gerando grande preocupação com um possível aquecimento global (efeito estufa). Verificou-se, porém, que quando a pressão parcial do gás carbônico na atmosfera aumenta, cresce paralelamente a solubilidade do $CO_2(g)$ nas águas dos oceanos.

Estima-se que o mar tenha absorvido até 60% do aumento de $CO_2(g)$ ocorrido nos últimos tempos originado da poluição. A absorção de $CO_2(g)$ nas águas dos oceanos dá origem ao íon bicarbonato,

$$CO_2(g) + H_2O(\ell) \rightleftharpoons HCO_3^{1-}(aq) + H_3O^{1+}(aq)$$

o que eleva a concentração de íons hidrônio, $H_3O^{1+}(aq)$ no mar.

Esse fenômeno pode ser controlado de duas formas: ou pelo deslocamento do equilíbrio acima no sentido inverso de modo a consumir o íon hidrônio, $H_3O^{1+}(aq)$, em excesso (taponamento, como vimos na página 254) ou pela mistura natural que ocorre entre as águas superficiais dos oceanos, contendo $CO_2(g)$ dissolvido, com as águas profundas, que contêm $CaCO_3(ppt)$ em excesso, por meio da seguinte reação:

$$H_3O^{1+}(aq) + CaCO_3(s) \rightleftharpoons HCO_3^{1-}(aq) + Ca^{2+}(aq) + H_2O(\ell)$$

O problema, nesse caso, é que a mistura completa das águas oceânicas ocorre a cada 1000 anos aproximadamente, ou seja, tudo indica que estamos emitindo gás carbônico na natureza numa velocidade bem maior do que ela é capaz de absorver.



Peter Bowater/Alamy/Other Images

A queima de combustíveis fósseis libera enormes quantidades de $CO_2(g)$ na atmosfera.



Ozerov Alexander/Shutterstock/Glow Images

O sequestro de carbono é um processo de remoção de gás carbônico da atmosfera terrestre. Tal processo ocorre principalmente em oceanos.

Questões

12. (Fuvest-SP) Quatro tubos contêm 20 mL de água cada um. Coloca-se nesses tubos dicromato de potássio, $K_2Cr_2O_7$, nas seguintes quantidades:

	Tubo A	Tubo B	Tubo C	Tubo D
Massa em g de $K_2Cr_2O_7$	1,0	3,0	5,0	7,0

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

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

13. (Unifesp) Há 19 séculos, os romanos saturavam o vinho com sulfato de cálcio para clarificá-lo. Se o vinho tiver chumbo dissolvido (tóxico ao organismo humano), o sulfato de cálcio pode reduzir o teor de chumbo, pois forma-se o $PbSO_4$, menos solúvel do que o $CaSO_4$.
Dados os K_{PS}, a 25 °C, $CaSO_4 = 1{,}0 \cdot 10^{-4}$ e $PbSO_4 = 1{,}0 \cdot 10^{-8}$, qual a concentração, em mol/L, do Pb^{2+} que permanece no vinho saturado com $CaSO_4$?

a) $1{,}0 \cdot 10^{-1}$.
c) $1{,}0 \cdot 10^{-2}$.
e) $1{,}0 \cdot 10^{-4}$.
X b) $1{,}0 \cdot 10^{-6}$.
d) $1{,}0 \cdot 10^{-8}$.

14. (UnB-DF) Os cálculos renais, popularmente conhecidos como "pedras nos rins", são agregados cristalinos formados por alguns sais, dentre eles o fosfato de cálcio, que se forma pela reação entre os íons cálcio e fosfato presentes no sangue, segundo a equação:

$$3\ Ca^{2+}(aq) + 2\ PO_4^{3-}(aq) \rightleftharpoons 1\ Ca_3(PO_4)_2(ppt)$$

Alimentos ricos em cálcio devem ser evitados, pois estimulam a formação do fosfato de cálcio. Com base nessas informações, julgue os itens a seguir e justifique sua resposta.

F 0. Um aumento de pressão no equilíbrio vai favorecer a formação das "pedras nos rins".
F 1. Um aumento da concentração em quantidade de matéria de íons fosfato, $PO_4^{3-}(aq)$, auxilia no tratamento das "pedras nos rins".
F 2. Alimentos como o leite devem ser indicados para diminuir as "pedras nos rins".

Cálculo do coeficiente de solubilidade

A partir do produto de solubilidade, K_{PS}, de um eletrólito, é possível encontrar o valor do coeficiente de solubilidade, CS ou S, desse eletrólito, em mol do eletrólito por litro de solução.

Considere, por exemplo, o seguinte problema:

O fosfato de cálcio é matéria-prima na fabricação de superfosfatos, como o mono-hidrogeno fosfato de cálcio, $CaHPO_4$, e o di-hidrogeno fosfato de cálcio, $Ca(H_2PO_4)_2$, que, por serem mais solúveis, são fertilizantes mais eficientes, que fornecem às plantas o fósforo necessário.

Na temperatura de 25 °C, o produto de solubilidade do fosfato de cálcio, $Ca_3(PO_4)_2$, é $1{,}3 \cdot 10^{-32}$. Qual o coeficiente de solubilidade desse sal nessa temperatura?

Resolução:

Dissociação do sal: $1\ Ca_3(PO_4)_2(s) \rightleftharpoons 3\ Ca^{2+}(aq) + 2\ PO_4^{3-}(aq)$

1 mol de sal ——— 3 mol ——— 2 mol

1 L de solução: x mol ——— $3x$ mol ——— $2x$ mol

$K_{PS} = [Ca^{2+}]^3 \cdot [PO_4^{3-}]^2 \Rightarrow K_{PS} = (3x)^3 \cdot (2x)^2 \Rightarrow$

$\Rightarrow K_{PS} = 27 \cdot x^3 \cdot 4 \cdot x^2 \Rightarrow K_{PS} = 108 \cdot x^5 \Rightarrow$

$\Rightarrow x^5 = \dfrac{1{,}3 \cdot 10^{-32}}{108} \Rightarrow x = \sqrt{\dfrac{1{,}3 \cdot 10^{-32}}{108}} \Rightarrow$

$\Rightarrow x = \sqrt[5]{\dfrac{1300}{108}} \cdot (10^{-35})^{1/5} \Rightarrow x \simeq \sqrt[5]{12{,}0} \cdot 10^{-7} \Rightarrow$

$\Rightarrow x \simeq 1{,}64 \cdot 10^{-7}$ mol/L

O CS do fosfato de cálcio em água, a 25 °C, é igual a $1{,}64 \cdot 10^{-7}$ mol/L.

Questões

15. (Vunesp-SP) A dose letal de íons $Ba^{2+}(aq)$ para o ser humano é de $2 \cdot 10^{-3}$ mol de íon Ba^{2+} por litro de sangue. Para se submeter a um exame de raios X, um paciente ingeriu 200 mL de uma suspensão de $BaSO_4(aq)$. Supondo-se que os íons $Ba^{2+}(aq)$ solubilizados na suspensão foram integralmente absorvidos pelo organismo e dissolvidos em 5 litros de sangue, discuta se essa dose coloca em risco a vida do paciente. Dado: K_{PS} do $BaSO_4(aq) = 1 \cdot 10^{-10}$.

16. A dispersão em água do hidróxido de magnésio, $Mg(OH)_2(ppt)$, constitui um dos antiácidos mais populares, conhecido como leite de magnésia. Calcule a solubilidade do hidróxido de magnésio em água em mol/L. Dados: K_{PS} do $Mg(OH)_2(aq) = 5{,}0 \cdot 10^{-12}$ e $\sqrt[3]{10^{-1}} = 0{,}464$.

17. (PUCC-SP) Não devem ser lançadas, em cursos de água naturais, soluções aquosas contendo altas concentrações de íons $Hg^{2+}(aq)$. Uma recomendação para "remover" tais íons, altamente poluidores e tóxicos, é precipitá-los sob forma de sulfeto de mercúrio (II), HgS. O produto de solubilidade desse sal em água é da ordem de 10^{-54}.
Sendo assim, a "remoção" é tal que, estatisticamente, para se dissolver um único íon Hg^{2+} contido no HgS, seria necessário um volume de água, em litros, da ordem de:
Dado: constante de Avogadro aproximada $= 10^{24}$ mol^{-1}
a) dez mil. X b) mil. c) cem. d) dez. e) um.

18. (UFF-RJ) A barita (sulfato de bário) é um mineral comum. Sua constante de produto de solubilidade é $K_{PS} = 1{,}0 \cdot 10^{-10}$. A solubilidade em mol/L desse composto é:
a) 10^{-2} X b) 10^{-5} c) 10^{-8} d) 10^{-10} e) 10^{-20}

19. (FEI-SP) Os sulfetos metálicos são encontrados em grande quantidade na natureza. Sabendo-se que a 25 °C o produto de solubilidade do sulfeto de zinco, ZnS, vale $1{,}3 \cdot 10^{-23}$, determine sua solubilidade, em mol/L, nessa temperatura.
X a) $3{,}6 \cdot 10^{-12}$ c) $3{,}49 \cdot 10^{2}$ e) $3{,}49 \cdot 10^{5}$
b) $3{,}6 \cdot 10^{-8}$ d) $360 \cdot 10^{1}$

Exercícios de revisão

15.1 (Unicamp-SP) A metilamina, $H_3C - NH_2$, proveniente da decomposição de certas proteínas, responsáveis pelo desagradável cheiro de peixe, é uma substância gasosa, solúvel em água. Em soluções aquosas de metilamina ocorre o equilíbrio:

$$H_3C-NH_2(g) + H_2O(\ell) \rightleftharpoons H_3C-NH_3^{1+}(aq) + OH^{1-}(aq)$$

a) O pH de uma solução aquosa de metilamina será maior, menor ou igual a 7? Explique.
b) Por que o limão ou o vinagre (soluções ácidas) diminuem o cheiro de peixe?

15.2 (UFPI) Além da destruição direta da vegetação, a chuva ácida causa danos, também, por tornar solúveis algumas substâncias. Nesse processo, o hidróxido de alumínio do solo reage produzindo $A\ell^{3+}$, que penetra nas raízes provocando efeito tóxico, conforme representação abaixo:

$$A\ell(OH)_3(s) + 3\,H_3O^{1+}(aq) \rightarrow A\ell^{3+}(aq) + 6\,H_2O(\ell)$$

Considerando que a chuva ácida em regiões industrializadas tem em média pH = 4, indique a quantidade de $A\ell^{3+}$ produzida pela precipitação de 600,0 mL dessa chuva.
a) 0,3 mg X b) 0,5 mg c) 0,9 mg d) 1,2 mg e) 1,6 mg

15.3 (Vunesp-SP) Mediu-se o pH de soluções aquosas de cloreto de sódio, $NaC\ell(aq)$, cloreto de amônio, $NH_4C\ell(aq)$, e benzoato de sódio, $C_6H_5COONa(aq)$. Os resultados obtidos indicaram que a solução de $NaC\ell(aq)$ é neutra, a de $NH_4C\ell(aq)$ é ácida e a de $C_6H_5COONa(aq)$ é básica.
a) Explique por que as soluções apresentam essas características.
b) Escreva a equação química correspondente à dissolução de cada substância em água, nos casos onde ocorre hidrólise. Escreva a expressão da constante de equilíbrio em cada um desses casos.

15.4 O vírus da febre aftosa não pode sobreviver em pH < 6 ou pH > 9, pois nessas condições ocorre a hidrólise das ligações peptídicas de sua camada proteica. Para evitar a proliferação dessa febre, pessoas que deixam zonas infectadas mergulham, por instantes, as solas de seus sapatos em uma solução aquosa de desinfetante, que pode ser o carbonato de sódio, $Na_2CO_3(aq)$. Sabendo que a taxa de desenvolvimento da reação de hidrólise aumenta com o aumento da concentração de íons hidroxila, $OH^{1-}(aq)$, indique a solução que contém a concentração em mol/L de íons $[H_3O^{1+}]$ mais eficiente para combater o vírus.
a) 10^{-6} b) 10^{-7} c) 10^{-8} d) 10^{-9} X e) 10^{-10}

15.5 (UFU-MG) Numa solução aquosa de ácido acético, H_3CCOOH, representada por HOAc, de 1,00 mol · L^{-1}, ocorre o equilíbrio:

$$HOAc(\ell) + H_2O(\ell) \rightleftharpoons H_3O^{1+}(aq) + OAc^{1-}(aq)$$

Esse equilíbrio apresenta a constante de ionização $K_a = 1{,}85 \cdot 10^{-5}$ mol · L^{-1}. Se a essa solução adicionarmos alguns cristais de acetato de sódio (NaOAc) sólido, é correto afirmar que haverá:
a) uma diminuição do valor de K_a na razão direta da adição dos cristais.
b) um aumento do valor de K_a na razão direta da adição dos cristais.
c) um deslocamento do equilíbrio, aumentando a concentração dos íons $H_3O^{1+}(aq)$.
X d) um deslocamento do equilíbrio, diminuindo a concentração dos íons $H_3O^{1+}(aq)$.
e) a manutenção da concentração dos íons $H_3O^{1+}(aq)$.

15.6 (Vunesp-SP) Os oceanos funcionam como uma esponja que absorve o CO_2 emitido em excesso na atmosfera. A absorção do CO_2 reduz o pH da água dos oceanos, tornando-a mais ácida. A principal alteração no ecossistema provocada por essa acidificação envolve a remoção do carbonato de cálcio das conchas e de certos animais marinhos. Explique a diminuição do pH da água pela absorção do CO_2, a consequente remoção do carbonato de cálcio das conchas e escreva as equações químicas para as reações envolvidas em cada um desses dois processos.

15.7 (PUCC-SP) Água e ar contaminados por substâncias compostas por chumbo podem provocar alterações cerebrais gravíssimas, se ingeridos em altas concentrações ou por tempo prolongado. Suponha que se queira eliminar, por precipitação, os íons Pb^{2+}, existentes em uma solução. Das seguintes soluções de sais de sódio, de concentração 0,01 mol/L:

I. carbonato, III. oxalato, V. sulfato,
II. cromato, IV. sulfeto,

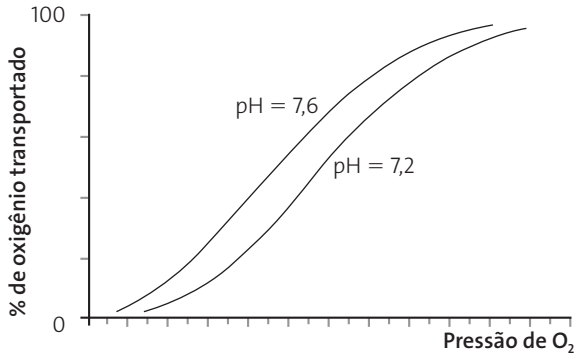
qual irá reter maior quantidade de íons Pb^{2+}, na forma do sal insolúvel:

Substância	K_{PS}
PbS	$7{,}0 \cdot 10^{-29}$
$PbCrO_4$	$1{,}8 \cdot 10^{-14}$
$PbCO_3$	$1{,}5 \cdot 10^{-19}$
PbC_2O_4	$8{,}3 \cdot 10^{-12}$
$PbSO_4$	$1{,}3 \cdot 10^{-9}$

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

15.8 (Unicamp-SP) Alcalose e acidose são dois distúrbios fisiológicos caracterizados por alterações do pH no sangue: a alcalose corresponde a um aumento, enquanto a acidose corresponde a uma diminuição do pH. Essas alterações de pH afetam a eficiência do transporte de oxigênio pelo

organismo humano. O gráfico esquematizado a seguir mostra a percentagem de oxigênio transportado pela hemoglobina em dois pH diferentes em função da pressão do $O_2(g)$:



a) Em qual dos dois pH há maior eficiência no transporte de oxigênio pelo organismo? Justifique.
b) Em casos clínicos extremos pode-se ministrar solução aquosa de $NH_4C\ell$ para controlar o pH do sangue. Em qual desses distúrbios (alcalose ou acidose) pode ser aplicado esse recurso? Explique.

15.9 (UEL-PR) Em junho de 2003 foi amplamente divulgado pela mídia um erro da indústria fabricante do Celobar, que causou a intoxicação de centenas de pessoas e a morte de várias outras. O Celobar, contraste utilizado para destacar órgãos em exames radiológicos, deveria conter apenas sulfato de bário e ser ingerido em forma de suspensão, numa solução de sulfato de potássio, para evitar a intoxicação do paciente. Porém, as análises realizadas em amostras desse medicamento pela Fundação Osvaldo Cruz (Fiocruz) acusaram a presença de 14% de carbonato de bário. Sendo dados os produtos de solubilidade (K_{PS}) para o $BaCO_3 = 2{,}0 \cdot 10^{-9}$ e para o $BaSO_4 = 1{,}4 \cdot 10^{-10}$, analise as afirmativas a seguir.

I. A adição de uma gota de ácido nítrico a uma pequena porção do medicamento indicaria a sua contaminação.
II. O suco gástrico desencadeou o processo de intoxicação dessas pessoas.
III. A maior toxicidade do sulfato de bário em relação ao carbonato de bário deve-se a sua maior solubilidade.
IV. A solubilidade do sulfato de bário é aumentada quando o Celobar é ingerido em forma de suspensão em meio a uma solução de sulfato de potássio.
V. O Celobar deve ser ingerido em forma de suspensão porque é desse modo que o sulfato de bário encontra-se menos solubilizado.

Estão corretas apenas as afirmativas:

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

15.10 (UFJF-MG) A solubilidade de $CaCO_3$ em água, a 20 °C, é igual a 13 mg/L. Qual o valor da constante de solubilidade, K_{PS}, nessa temperatura, sabendo-se que a mesma é dada em mol/L?
Dado: massa molar do $CaCO_3 = 100$ g/mol.

a) $1{,}69 \cdot 10^{-4}$
c) $1{,}30 \cdot 10^{-4}$
e) $1{,}69 \cdot 10^{-2}$
X b) $1{,}69 \cdot 10^{-8}$
d) $1{,}30 \cdot 10^{-8}$

15.11 (Unicamp-SP) Nos Jogos Olímpicos de Beijing houve uma preocupação em se evitar a ocorrência de chuvas durante a cerimônia de abertura. Utilizou-se o iodeto de prata no bombardeamento de nuvens nas vizinhanças da cidade para provocar chuva nesses locais e, assim, evitá-la no Estádio Olímpico. O iodeto de prata tem uma estrutura cristalina similar à do gelo, o que induz a formação de gelo e chuva sob condições específicas.

a) Sobre a estratégia utilizada em Beijing, veiculou-se na imprensa que "o método não altera a composição da água da chuva". Responda se essa afirmação é correta ou não e justifique.
b) Escreva a expressão da constante do produto de solubilidade do iodeto de prata e calcule sua concentração em $mol \cdot L^{-1}$ numa solução aquosa saturada a 25 °C.

Dado: A constante do produto de solubilidade do iodeto de prata é $8{,}3 \cdot 10^{-17}$ a 25 °C.

15.12 (Vunesp-SP) Fosfato de cálcio, $Ca_3(PO_4)_2(s)$, é um dos principais constituintes dos cálculos renais ("pedras nos rins"). Esse composto precipita e se acumula nos rins. A concentração média de íons $Ca^{2+}(aq)$ excretados na urina é igual a $2 \cdot 10^{-3}$ mol/L. Calcule a concentração de íons $PO_4^{3-}(aq)$ que deve estar presente na urina, acima da qual começa a precipitar fosfato de cálcio.

$Ca_3(PO_4)_2(s)$: $K_{PS} = 1 \cdot 10^{-25}$ e $\sqrt{0{,}125} = 0{,}354$.

15.13 (UFRJ) O leite de magnésia, usado como antiácido, é uma suspensão de $Mg(OH)_2$ em água. A 25 °C, a constante do produto de solubilidade do $Mg(OH)_2$ é $3{,}2 \cdot 10^{-11}$.

a) Determine a concentração, em mol/L, da solução saturada de hidróxido de magnésio.
b) Justifique, através da determinação do pH, a ação antiácida do leite de magnésia, sabendo que $\log 2 = 0{,}3$.

15.14 (Unifesp) Em princípio, a fluorita, CaF_2, poderia ser usada na fluoretação da água, pois sua solução saturada apresenta uma concentração de íons fluoreto superior a 1 mg/L (1 ppm), que é a concentração recomendada na água de consumo. A fluorita não é usada para a fluoretação, pois a sua solubilização é lenta e difícil de ser conseguida. No entanto sua solubilidade aumenta quando se adicionam sais de alumínio à água.

a) Mostre que a concentração de F^{1-} numa solução saturada de CaF_2 é superior a 1 ppm.
Dados K_{PS} do CaF_2 a 25 °C $= 3{,}2 \cdot 10^{-11}$.
b) Explique, usando apenas equações químicas representativas, por que a solubilidade aumenta com a adição de sais de alumínio, sabendo que o $A\ell^{3+}$ hidrolisa e que o HF é um ácido fraco.

O tema central desta unidade foram os “corais”. Vimos que a sobrevivência desse grupo de animais, que abriga uma variedade imensa de outros seres, depende da manutenção de um equilíbrio delicado entre temperatura, luminosidade e ausência de nutrientes, condições cada vez mais raras nos dias de hoje.

Segundo a União Internacional para a Conservação da Natureza (IUCN, na sigla em inglês), a principal causa da degradação dos recifes de corais é a alteração no equilíbrio dos ambientes marinhos em razão da pesca excessiva, da poluição, da agricultura, da devastação de florestas litorâneas e das mudanças climáticas do planeta.

No Brasil, a situação é preocupante. No Nordeste brasileiro, por exemplo, praticamente não há mais recifes de corais por causa de um processo paulatino de destruição que começou no século XVIII com a extração direta de blocos de recifes para a construção civil, depois para a fabricação de cal e atualmente em razão do crescimento da população nas áreas costeiras, que gerou um aumento na poluição dos mares pelo despejo de esgoto, resíduos industriais e agrícolas. Além disso, o desmatamento faz com que mais sedimentos sejam carregados pelos rios e levados aos mares, bloqueando a entrada da luz do Sol, o que dificulta a fotossíntese das algas que vivem em simbiose com os corais.

Outro fator que exige cuidados é a introdução de espécies exóticas trazidas na água de lastro, usada nos cascos dos navios para dar estabilidade. Não é difícil que essa água traga larvas de espécies estrangeiras que competem com as nativas, muitas vezes levando-as à extinção. Um exemplo é o coral sol, originário da Ásia, que tomou conta de 20 quilômetros do canal da Ilha Grande, no litoral fluminense, e agora chegou a Ilhabela, em São Paulo. Segundo especialistas, sua beleza esconde um predador perigoso capaz de eliminar todos os corais nativos.

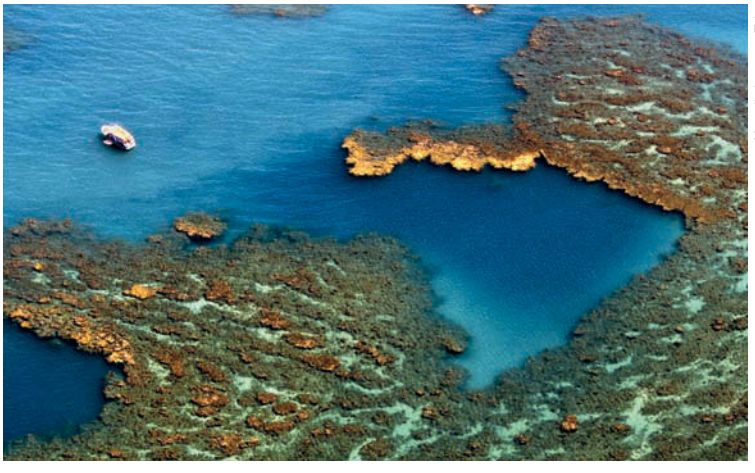
A degradação dos recifes iniciou um trabalho de monitoramento da saúde dos corais em todos os oceanos. Por causa de sua sensibilidade a pequenas alterações, os corais são bons indicadores da qualidade e saúde do ambiente marinho.

O Projeto Coral Vivo pesquisa formas de recuperar populações de corais de áreas degradadas. Entre os estudos que realiza, destacam-se técnicas de fertilização *in vitro* e a produção de recrutas (filhotes de corais) em cativeiro.

Tendo em vista o desconhecimento sobre o assunto em recifes brasileiros, o Projeto Coral Vivo implantou experimentos para acompanhar taxas de crescimento e sobrevivência de recrutas no mar, que foram comparadas com as observadas em cativeiro.

Apesar dos avanços nas pesquisas, a taxa de deposição de carbonato de cálcio nos recifes de coral é de cerca de 10 kg/m^2/ano, o que significa que os corais crescem em média de 3 mm a 8 mm por ano, ou seja, a velocidade de recuperação nunca vai atingir a de degradação se não tomarmos alguma providência urgente para frear a poluição que estamos causando e para preservar os recifes de corais saudáveis que ainda temos, como os do sul da Bahia.

Na próxima unidade, vamos estudar os problemas relacionados a um tipo específico de lixo, o lixo eletrônico, que muitas vezes também atinge o meio hídrico, pois, como já dissemos antes, a água é um solvente universal, e todo poluente — sólido, líquido ou gasoso — acaba cedo ou tarde disperso nesse meio.



Marcello Lourenço/Tyba

Recife de coral no entorno do Parque Nacional Marinho dos Abrolhos, Bahia, 2008.

UNIDADE

5 Lixo eletrônico

CONTEÚDO DIGITAL



Como isso nos afeta?

O lixo eletrônico está se tornando um dos problemas ambientais e sociais mais graves da atualidade. Por trás dos aparelhos de alta tecnologia, como celulares, computadores, *tablets* e máquinas fotográficas, que divertem e facilitam a vida de uma pequena parte da população mundial, há o custo voraz da degradação do meio ambiente, da água, do solo, do ar, além da perda de saúde de uma grande parte da população, justamente aquela que, por ironia, não tem acesso a esses aparelhos.

Tomar consciência do problema, discutir alternativas de descarte e reciclagem e principalmente frear a febre consumista que acompanha o ciclo intermitente de aquisição e descarte desses produtos pode ser o primeiro passo para chegar a uma solução definitiva para o problema.



Bernhard Classen/Alamy/Other Images

CAPÍTULO 16

Pilhas e baterias

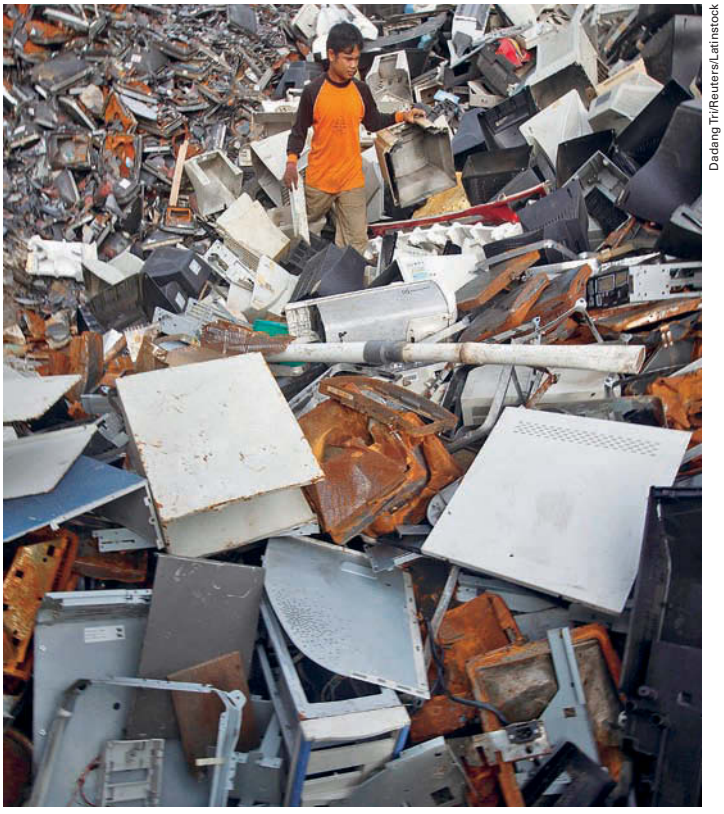
Saiu na Mídia!

Ambiente: lixo eletrônico à deriva

"[...] você já pensou que seu velho televisor pode estar envenenando uma criança na China ou que seu antigo computador esteja contaminando um rio na Nigéria? Sem uma lei que proíba a exportação de lixo eletrônico tóxico nos Estados Unidos não há maneira de saber se os antigos celulares, computadores ou televisores originados nesse país não acabaram em alguma aldeia pobre do mundo em desenvolvimento. **Ali, moradores desesperados desmontam esses aparelhos à mão para recuperar parte dos valiosos metais que os compõem.** [...]

Estima-se que os Estados Unidos produzem três milhões de toneladas anuais de lixo eletrônico, como celulares e computadores. Seus habitantes compraram cerca de 30 milhões de aparelhos de TV desde janeiro. Essa quantidade será maior no próximo ano, quando todas as redes de televisão do país passarem ao sistema digital, a partir do dia 17 de fevereiro (2009). Assim, para onde irão os televisores velhos e indesejados? Segundo ativistas, um destino é Hong Kong. 'Vi, há pouco, contêineres carregados nos Estados Unidos quando foram abertos no porto de Hong Kong. Estavam cheios de lixo eletrônico, como televisores e monitores de computadores', contou Jim Puckett, coordenador da organização não governamental Basel Action Network (Rede de Ação da Basileia). [...]"

LEAHY, Stephen. Ambiente: lixo eletrônico à deriva. Disponível em: <www.agsolve.com.br/noticia.php?cod=1557>. Acesso em: 19 fev. 2013.



Dadang Tri/Reuters/Latinstock

Homem separando partes de computador para serem enviadas para reciclagem. Tangerang, Indonésia (2011).

Você sabe explicar?

- **Que metais valiosos são encontrados no lixo eletrônico?**

A Eletroquímica é o ramo da Química que estuda a aplicação do fenômeno de transferência de elétrons (que estudamos no volume 1), com o objetivo de converter energia química em energia elétrica e vice-versa.

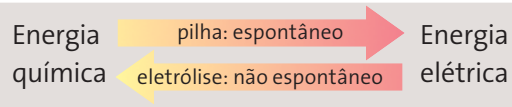
- **Conversão de energia química em energia elétrica**

Trata-se de um **processo espontâneo**, denominado pilha ou célula galvânica utilizado em diversos tipos de **pilhas e baterias** (acumuladores) para as mais diferentes finalidades.

- **Conversão de energia elétrica em energia química**

Trata-se de um processo não espontâneo, denominado eletrólise. Esse processo é utilizado na fabricação de diversas substâncias que constituem matérias-primas fundamentais para a indústria, como alumínio, cloro, hidróxido de sódio. Também é utilizado na purificação do cobre destinado à fabricação de fios elétricos e no revestimento metálico de peças (eletrodeposição). Para ocorrer, requer fornecimento de energia do sistema.

Dividiremos o nosso estudo de Eletroquímica em duas partes, cada uma correspondendo a um desses processos.

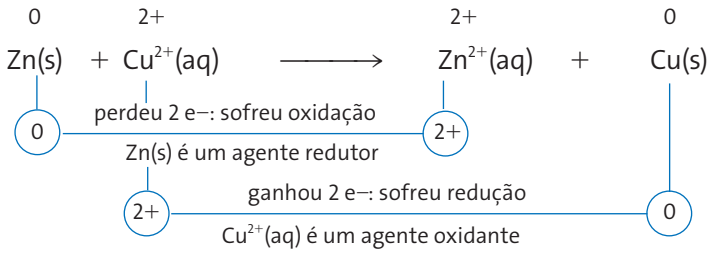


Antes de começar, **vamos rever os principais conceitos envolvidos no fenômeno de transferência de elétrons**.

1 Oxidação e redução

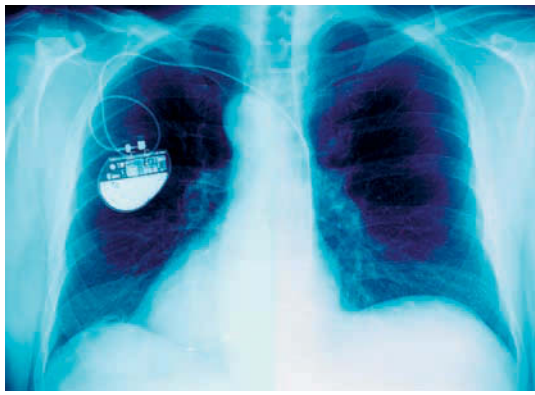
Toda reação de oxirredução está relacionada a uma transferência de elétrons entre os átomos e/ou íons das substâncias reagentes.

Considere o seguinte exemplo: reação entre zinco metálico e solução aquosa com cátion cobre II.



Os termos que usamos para denominar os átomos ou íons que participam diretamente de um processo de oxirredução são:

- Átomo ou íon que **doa elétrons**, portanto **sofre oxidação**: é denominado **redutor** (ou agente redutor) porque provoca o ganho de elétrons (redução) de outro átomo ou íon.
- Átomo ou íon que **recebe elétrons**, portanto **sofre redução**: é denominado **oxidante** (ou agente oxidante) porque provoca a perda de elétrons (oxidação) de outro átomo ou íon.


Charles O'Rear/Corbis/Latinstock

Marca-passo: pilhas que salvam vidas.


Ryan McVay/Getty Images

Segundo o Banco Mundial, em 2012, três em cada quatro pessoas no mundo tinha celular.

Observe que em qualquer reação balanceada de oxirredução o número de elétrons ganhos pelo oxidante é igual ao número de elétrons perdidos pelo redutor. Esquematizando:

O átomo ou íon que perde elétrons sofre oxidação;
a substância que contém esse átomo ou íon é um redutor.

O NOX aumenta

..., −6, −5, −4, −3, −2, −1, 0, +1, +2, +3, +4, +5, +6, ...

O NOX diminui

O átomo ou íon que ganha elétrons sofre redução;
a substância que contém esse átomo ou íon é um oxidante.

Reatividade dos metais

Diminui a eletropositividade e a reatividade

Diminui a capacidade de perder elétrons e formar cátions

	Metal	Cátion
Metais não nobres	Li	Li^{1+}
	Rb	Rb^{1+}
	K	K^{1+}
	Cs	Cs^{1+}
	Ba	Ba^{2+}
	Sr	Sr^{2+}
	Ca	Ca^{2+}
	Na	Na^{1+}
	Mg	Mg^{2+}
	Aℓ	$A\ell^{3+}$
	Zn	Zn^{2+}
	Cr	Cr^{3+}
	Fe	Fe^{2+}
	Cd	Cd^{2+}
	Co	Co^{2+}
	Ni	Ni^{2+}
	Sn	Sn^{2+}
	Pb	Pb^{2+}
	Fe	Fe^{3+}
	$H_2 + 2\,H_2O \longrightarrow 2\,H_3O^{1+} + 2\,e^-$	
Metais nobres	Cu	Cu^{2+}
	2 Hg	Hg_2^{2+}
	Ag	Ag^{1+}
	Pd	Pd^{2+}
	Hg	Hg^{2+}
	Pt	Pt^{2+}
	Au	Au^{1+}

Ordem de reatividade dos metais

Em geral os metais são elementos que possuem alta eletropositividade e na presença de ametais apresentam forte tendência a doar elétrons formando cátions. Eles sofrem oxidação, são agentes redutores.

Um metal é mais reativo que outro quando
apresenta maior tendência a doar elétrons, ou seja,
maior eletropositividade.

Se colocarmos em contato um metal **X**, mais reativo, na forma de substância simples (NOX de X = 0), com outro metal **Y**, menos reativo, na forma de cátion (NOX de Y > 0), constituindo uma substância iônica, vai ocorrer uma transferência espontânea de elétrons do metal **X** para o cátion do metal **Y**. É exatamente o que ocorre na reação entre o átomo de Zn(s) e o cátion $Cu^{2+}(aq)$ no exemplo da página anterior. O inverso, ou seja, a transferência de elétrons de um átomo de metal menos reativo para o cátion de um metal mais reativo, não é espontâneo.

$Cu(s) + Zn^{2+}(aq) \longrightarrow$ não ocorre reação espontânea

Isso significa que, se quisermos realizar a reação acima, teremos de fornecer energia ao sistema.

A tabela na lateral fornece a ordem de reatividade dos metais e os respectivos cátions que esses metais formam ao doar elétrons.

O hidrogênio, apesar de não ser metal, aparece na escala de reatividade porque pode formar o cátion hidrônio, H_3O^{1+}, e esse cátion, por sua vez, pode receber elétrons, formando gás hidrogênio e água:

$2\,H_3O^{1+}(aq) + 2\,e^- \longrightarrow H_2(g) + 2\,H_2O(\ell)$

Que metais valiosos são encontrados no lixo eletrônico?

Os metais são utilizados na montagem de circuitos eletrônicos porque possuem propriedades, como ductibilidade e condutibilidade, ideais para esse fim. Para que um aparelho funcione adequadamente, essas propriedades devem se manter inalteradas por muito tempo, por isso os metais nobres são os mais valiosos.

Os metais mais utilizados em aparelhos eletrônicos são o ouro, a prata e o cobre.

O texto a seguir esclarece por que alguns países em desenvolvimento compram ou aceitam lixo eletrônico dos países ricos, mesmo que essa prática possa envenenar o meio ambiente.

Mineração urbana: fenômeno e possibilidades

Navios que saem principalmente da América do Norte e da Europa cruzam mares e oceanos transportando toneladas e mais toneladas de lixo eletrônico, resíduo precioso e perigoso, para países como Quênia, Índia e China, para extração de metais preciosos do lixo. Surge assim um fenômeno típico da era digital: a mineração urbana.

Segundo um estudo da Comissão Europeia para o Meio Ambiente, cabos, celulares, monitores, torradeiras, toca-fitas, relógios são comprados às toneladas por pequenos negociantes (ou fábricas de fundo de quintal [...]*). Desmonta-se, separa-se, queima-se esse material todo com o objetivo de separar metais preciosos, como ouro, prata, cobre, platina e paládio.*

Entretanto não são só metais preciosos que compõem o material eletroeletrônico: há ainda os metais pesados e os plásticos, que aumentam potencialmente sua toxicidade quando queimados. A precariedade das instalações, o processo artesanal de reciclagem e a falta de preparo técnico e conhecimento são fatores apontados pelo estudo como fortes agravantes das contaminações diversas no ambiente e nos seres humanos dessas regiões.

Além dos três países citados, há ainda o Japão, onde a mineração urbana já possui empresa especializada, mercado, logística... Para que se tenha ideia, a empresa de reciclagem de metais Yokohama Metal Co. Ltd. realizou um estudo e chegou a dados impressionantes:

– De uma tonelada de telefones celulares se extraem de 150 a 200 gramas de ouro, de 3 a 4 quilos de prata, de 100 a 120 quilos de cobre, entre outros. Para efeito de comparação e dimensão, outro estudo aponta que uma tonelada de solo de uma mina de ouro produz somente de 5 a 7 gramas do metal dourado.

Segundo dados da empresa japonesa, a tonelada dos gadgets* *sai em torno de US$ 8 400 e somente o ouro extraído desse monte vale US$ 10 mil* [...]. *Ou seja, um negócio bem rentável.* [...]

Adaptado de: ANDUEZA, Felipe. Mineração urbana: fenômeno e possibilidades. Disponível em: <http://lixoeletronico.org/blog/minera%C3%A7%C3%A3o-urbana-fen%C3%B4meno-e-possibilidades>. Acesso em: 16 nov. 2012.

Vamos agora fazer um experimento para observar o fenômeno de transferência de elétrons usando materiais caseiros.



Sunshine Pics/Alamy/Other Images

O mercado brasileiro de celular chegou à marca de 27,3 milhões de unidades vendidas durante os seis primeiros meses de 2012, revela estudo divulgado pela consultoria IDC.

Os aterros sanitários do Brasil vão receber 4 770 toneladas de celulares, incluindo baterias e carregadores, descartados em 2012, revela estudo realizado pela Fundação Santo André. Em 2013, o montante deve chegar a 7 500 toneladas.

Disponível em: <http://convergenciadigital.uol.com br/cgi/cgilua.exe/sys/start.htm?infoid=28862&sid=16>. Acesso em: 16 nov. 2012.

* *Gadgets* é uma gíria tecnológica que significa 'engenhocas eletrônicas'. É usada em referência a qualquer equipamento eletrônico portátil de uso cotidiano, como celulares, *smartphones*, tocadores de mp3, etc.

EXPERIMENTO

Pilhas caseiras

Há vários tipos de pilhas que podemos construir em casa para observar o fenômeno da transferência de elétrons. Vamos ver agora como montar duas delas.

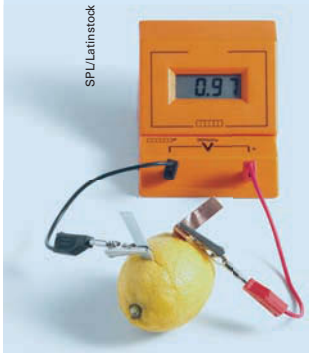
Parte 1: Pilha de limão

Material necessário

- 1 voltímetro encontrado em loja de material eletrônico, capaz de ler baixas voltagens (≃ 1 volt) e baixas correntes (≃ 5 a 10 miliampères)
- 1 limão grande
- 1 placa de cobre (1 cm × 5 cm) ou uma moeda de cobre
- 1 pequena placa de zinco (1 cm × 5 cm) ou 1 prego de zinco (usados para pregar telhas)
- 2 fios elétricos de ≃ 30 cm cada um, com garras jacaré nas extremidades (foto abaixo)

Como fazer

Faça dois pequenos cortes na casca do limão, próximos às extremidades da fruta.


SPL/Latinstock

Com a ajuda de uma palha de aço limpe bem os metais que vai utilizar (placas, moeda, prego) para remover qualquer ponto de oxidação ou impureza depositada em sua superfície.

Espete a placa ou moeda de cobre em uma das extremidades e a placa ou prego de zinco na outra. Tome cuidado para que os metais não se toquem no interior do limão e também para que não toquem na outra extremidade da casca (os metais devem estar imersos na solução de ácido cítrico – suco do limão).

Conecte o fio vermelho ligado ao voltímetro à placa ou moeda de cobre utilizando a garra jacaré e conecte o fio preto ligado ao voltímetro à placa ou prego de zinco.

O que você observa na tela do voltímetro?

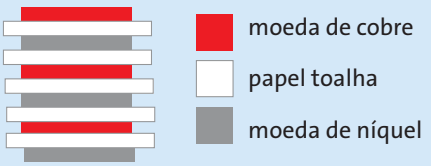
Parte 2: Pilha voltaica

Material necessário

- Papel toalha
- Solução saturada de água e sal de cozinha
- Moedas de cobre
- Moedas de níquel

Como fazer

Ensope o papel toalha na solução saturada de água e sal. Faça então uma pilha alternando uma moeda de cobre, um pedaço de papel toalha molhado na solução, uma moeda de níquel, um pedaço de papel toalha molhado na solução, até terminarem as moedas (consiga pelo menos três moedas de cada metal). Encoste o fio vermelho ligado ao voltímetro na moeda de cobre de uma das extremidades e o fio preto ligado ao voltímetro na moeda de níquel da outra extremidade.



O que você observa na tela do voltímetro?

Investigue

1. Que outros materiais você pode utilizar para substituir o limão no experimento? Faça algumas tentativas com batata crua, banana, maçã, laranja e caqui. A voltagem se modifica conforme o material usado? Por quê?

2. Por que o fio vermelho ligado ao voltímetro foi conectado à placa ou moeda de cobre e o fio preto foi conectado à placa ou prego de zinco? O que ocorreria se invertêssemos a posição dos fios?

3. Tente utilizar outros tipos de material, como moedas de prata, papel-alumínio ou plaquinhas de aço, para montar a pilha voltaica, sempre alternando metais diferentes com pedaços de papel toalha. O que ocorre na leitura do voltímetro em cada caso? Por quê?

2 A pilha de Daniell

- *Por que os elétrons migram de um metal para o outro?*
- *Como descobrir ou comprovar que os elétrons estão se deslocando?*

Em 1836, o químico e meteorologista inglês John Frederic Daniell (1790-1845) construiu uma pilha diferente, substituindo as soluções ácidas utilizadas por Alessandro Volta (que produziam gases tóxicos) por soluções de sais, tornando as experiências com pilha menos arriscadas.

A pilha de Daniell funcionava com dois eletrodos interligados. Cada eletrodo era um sistema constituído por um metal imerso em uma solução aquosa de um sal formado pelos cátions desse metal. Em um sistema desse tipo é estabelecido um equilíbrio dinâmico entre o elemento metálico e seu respectivo cátion.

Observe os exemplos a seguir:

A palavra **eletrodo** significa 'caminho para a eletricidade'. A eletricidade "caminha" do eletrodo ou polo negativo da pilha onde ocorre oxidação para o eletrodo ou polo positivo onde ocorre redução.

Solução eletrolítica é uma solução que apresenta íons dissolvidos e por isso é capaz de conduzir corrente elétrica.

Eletrodo de zinco

O eletrodo de zinco é um sistema constituído por uma placa de zinco metálico, imersa em uma solução eletrolítica que contém cátions zinco, $Zn^{2+}(aq)$, obtida pela dissolução de um sal solúvel, como o sulfato de zinco, $ZnSO_4(s)$, em água. Nesse eletrodo ocorrem os seguintes fenômenos:

- o zinco metálico da placa, Zn(s), doa 2 elétrons para o cátion zinco da solução, Zn^{2+}, e se transforma em $Zn^{2+}(aq)$.

$$\underbrace{Zn(s)}_{\text{placa}} \xrightarrow{\text{oxidação}} 2\,e^- + Zn^{2+}(aq)$$

- o cátion zinco na solução, $Zn^{2+}(aq)$, recebe os 2 elétrons doados pelo zinco metálico e se transforma em Zn(s).

$$\underbrace{Zn^{2+}(aq)}_{\text{solução}} + 2\,e^- \xrightarrow{\text{redução}} Zn(s)$$

Como se trata de um processo contínuo e ininterrupto, escrevemos a equação global simbolizada pelo equilíbrio dinâmico:

$$Zn(s) \underset{\text{redução}}{\overset{\text{oxidação}}{\rightleftharpoons}} 2\,e^- + Zn^{2+}(aq)$$

Eletrodo de cobre

Considere agora um eletrodo de cobre, análogo ao de zinco, ou seja, constituído por uma placa de cobre metálico, imersa em uma solução aquosa de sulfato de cobre, $CuSO_4(aq)$, e que, portanto, contém cátions cobre, $Cu^{2+}(aq)$. Nesse eletrodo ocorrem os seguintes fenômenos:

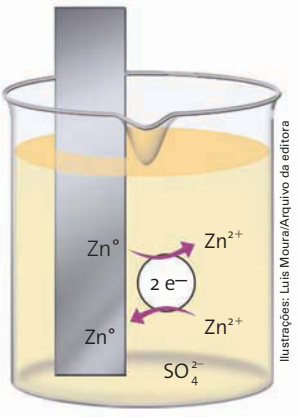
- o cobre metálico da placa, Cu(s), doa 2 elétrons para o cátion cobre da solução, Cu^{2+}, e se transforma em $Cu^{2+}(aq)$.

$$\underbrace{Cu(s)}_{\text{placa}} \xrightarrow{\text{oxidação}} 2\,e^- + Cu^{2+}(aq)$$

- o cátion cobre na solução, $Cu^{2+}(aq)$ recebe os 2 elétrons doados pelo cobre metálico e se transforma em Cu(s).

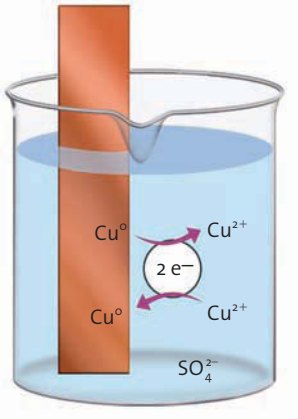
$$\underbrace{Cu^{2+}(aq)}_{\text{solução}} + 2\,e^- \xrightarrow{\text{redução}} Cu(s)$$

As ilustrações estão fora de escala. Cores fantasia.



Ilustrações: Luis Moura/Arquivo da editora

Eletrodo de zinco



Eletrodo de cobre

Como se trata de um processo contínuo e ininterrupto, escrevemos a equação global simbolizada pelo equilíbrio dinâmico:

$$Cu(s) \underset{\text{redução}}{\overset{\text{oxidação}}{\rightleftharpoons}} Cu^{2+}(aq) + 2\,e^-$$

Daniell percebeu que se fizesse uma interligação entre dois eletrodos desse tipo, feitos de metais diferentes, o metal mais reativo ia transferir seus elétrons para o cátion do metal menos reativo em vez de transferi-los para os seus próprios cátions em solução.

metal mais reativo $\xrightarrow{\text{elétrons}}$ cátion do metal menos reativo

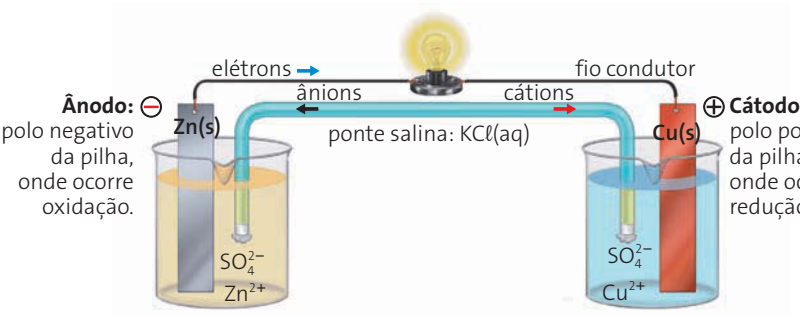
Como o zinco é mais reativo que o cobre, se os eletrodos de zinco e de cobre forem interligados através de um fio condutor, o zinco metálico vai transferir seus elétrons para o cátion cobre, $Cu^{2+}(aq)$, em vez de transferi-los para o cátion zinco, $Zn^{2+}(aq)$.

Cria-se uma passagem de corrente elétrica pelo fio condutor. Para constatar a ocorrência desse fenômeno, basta adaptar um aparelho (como uma lâmpada) adequado ao fio condutor no caminho da passagem de elétrons.

Eletrodos da pilha: ânodo e cátodo

Observe abaixo o esquema de uma pilha feita interligando-se dois eletrodos, um de zinco e um de cobre.

A ilustração está fora de escala. Cores fantasia.



Luis Moura/Arquivo da editora

Ânodo ou polo negativo da pilha

É o eletrodo de onde saem os elétrons, no qual ocorre **oxidação**. No esquema, o zinco metálico da placa doa 2 elétrons que seguem pelo fio condutor em direção ao eletrodo de cobre. O Zn(s) se transforma em cátion zinco, $Zn^{2+}(aq)$, que passa a fazer parte da solução.

$$Zn(s) \xrightarrow{\text{oxidação}} 2\,e^- + Zn^{2+}(aq)$$

Observe que os fenômenos que ocorrem em uma pilha de Daniell se desenvolvem de forma microscópica; logo, a maioria deles não é perceptível a olho nu em um pequeno intervalo de tempo.

Cátodo ou polo positivo da pilha

É o eletrodo para onde vão os elétrons, no qual ocorre **redução**. No esquema, o cátion cobre, $Cu^{2+}(aq)$, que estava em solução, recebe os 2 elétrons doados pelo zinco que vieram pelo fio condutor até a placa de cobre e se transforma em Cu(s), que passa a fazer parte da placa.

$$Cu^{2+}(aq) + 2\,e^- \xrightarrow{\text{redução}} Cu(s)$$

A reação global da pilha é a soma das reações parciais que ocorrem nos eletrodos:

$$Zn(s) \longrightarrow \cancel{2\,e^-} + Zn^{2+}(aq)$$
$$Cu^{2+}(aq) + \cancel{2\,e^-} \longrightarrow Cu(s)$$

reação global de oxirredução: $Zn(s) + Cu^{2+}(aq) \longrightarrow Zn^{2+}(aq) + Cu(s)$

Ponte salina

Por causa dos fenômenos descritos na pilha de Daniell, temos:

- no **ânodo**: a placa de zinco diminui de massa ao mesmo tempo que a concentração de cátions zinco em solução aumenta;
- no **cátodo**: a placa de cobre aumenta de massa ao mesmo tempo que a concentração de cátions cobre em solução diminui.

As soluções de ambos os eletrodos perderiam a neutralidade elétrica e interromperiam precocemente o funcionamento da pilha se não fosse adaptada ao sistema uma ponte salina.

A ponte salina pode ser constituída, por exemplo, de um tubo de vidro em U contendo uma solução aquosa concentrada de um sal bastante solúvel, geralmente cloreto de potássio, $KC\ell(aq)$, ou nitrato de amônio, $NH_4NO_3(aq)$. As extremidades do tubo são fechadas com um material poroso, como algodão ou ágar-ágar, por exemplo.

A função da ponte salina é permitir a migração de íons de uma solução para a outra, de modo que o número de íons positivos e negativos na solução de cada eletrodo permaneça em equilíbrio.

Na pilha de zinco e cobre, com $KC\ell(aq)$ na ponte salina, temos:

- migração de íons negativos, $C\ell^{1-}(aq)$, para o eletrodo de zinco, por causa do aumento de íons $Zn^{2+}(aq)$ em solução;
- migração de íons positivos, $K^{1+}(aq)$, para o eletrodo de cobre, por causa da diminuição de íons $Cu^{2+}(aq)$ em solução.

A pilha terá, então, seu funcionamento prolongado por mais tempo.

A notação química da pilha de Daniell e dos demais tipos de pilha é feita, por definição, pela representação:



Studio Adna/StockFood/Latinstock

O ágar-ágar é uma substância gelatinosa extraída de algas vermelhas. Pode ser utilizado no preparo de alimentos e em laboratórios bacteriológicos como meio de cultura.

substância metálica que sofre oxidação	/	cátion que se forma	//	cátion que sofre redução	/	substância metálica que se forma

Portanto, a notação química da pilha formada pela interligação entre eletrodos de zinco e de cobre será:

$Zn / Zn^{2+} // Cu^{2+} / Cu$

Por convenção, denominamos o fio condutor por onde "caminham" os elétrons de circuito externo.

> No circuito externo, os elétrons partem do ânodo em direção ao cátodo.

Analogamente denominamos a ponte salina da pilha por onde "caminham" os íons de circuito interno, no caso, $K^{1+}(aq)$ e $C\ell^{1-}(aq)$.

Dessa forma, os sinais dos polos dos circuitos externo e interno da pilha são os mesmos.

As pilhas feitas em solução aquosa só apresentam aplicação para pesquisa, como para determinar a espontaneidade de uma reação de oxirredução, para determinar o pH de uma solução ou para determinar o K_{PS} de uma substância. Essas pilhas, porém, não podem ser usadas no dia a dia, pois não apresentam praticidade de uso e nem podem fornecer uma corrente elétrica satisfatória por um tempo prolongado.

Questões

ATENÇÃO! Não escreva no seu livro!

1. (Fuvest-SP) Objetos de prata escurecidos (devido principalmente à formação de Ag_2S) podem ser limpos eletroquimicamente, sem perda da prata, mergulhando-os em um recipiente de alumínio contendo solução quente de bicarbonato de sódio. Nesse processo, a prata em contato com o Ag_2S atua como cátodo e o alumínio como ânodo de uma pilha. A semirreação que ocorre no cátodo pode ser representada por:

a) $Ag_2S \longrightarrow 2\,Ag^{1+} + S^{2-}$

X b) $Ag_2S + 2\,e^- \longrightarrow 2\,Ag + S^{2-}$

c) $Ag_2S \longrightarrow 2\,Ag + S$

e) $Ag_2S \longrightarrow 2\,Ag + S^{2-} + 2\,e^-$

d) $Ag_2S + 2\,e^- \longrightarrow 2\,Ag + S$

2. (Vunesp-SP) Mergulha-se uma placa limpa de zinco em solução azul de sulfato de cobre. Observa-se que a placa fica recoberta por um depósito escuro e que, passado algum tempo, a solução se torna mais clara. Removido o depósito, constata-se que a placa está corroída. Explique o que ocorreu:

a) na placa de zinco. b) na solução.

3. (UFMG) Um fio de ferro e um fio de prata foram imersos em um mesmo recipiente contendo uma solução de sulfato de cobre II, de cor azul. Após algum tempo, observou-se que o fio de ferro ficou coberto por uma camada de cobre metálico, o de prata permaneceu inalterado, e a solução adquiriu uma coloração amarelada.

Com relação a essas observações, é correto afirmar que:

X a) a oxidação do ferro metálico é mais fácil que a do cobre metálico.

b) a solução ficou amarelada devido à presença de íon Cu^{2+}.

c) a substituição do sulfato de cobre II pelo cloreto de cobre II não levaria às mesmas observações.

d) o cobre metálico se depositou sobre o ferro por este ser menos reativo que a prata.

4. (Ucpel-RS) A primeira pilha foi construída em 1800 por Alexandro Volta que intercalou discos de cobre e zinco com pedaços de pano embebidos em uma solução salina. Sabendo-se que os potenciais-padrão de redução para o cobre e o zinco em solução aquosa são, respectivamente, 0,34 V e 0,76 V, é correto afirmar que

a) ocorre oxidação dos discos de cobre.

X b) ocorre diminuição da massa dos discos de zinco com o passar do tempo.

c) os discos de zinco são os cátodos.

d) os elétrons movem-se dos discos de cobre para os de zinco.

e) os discos de cobre sofrem corrosão com o passar do tempo.

5. (Fuvest-SP) Para recuperar prata de soluções aquosas contendo íons Ag^{1+}, costuma-se adicionar zinco metálico às soluções, pois a transformação:

$2\,Ag^{1+} + Zn \longrightarrow 2\,Ag + Zn^{2+}$

é espontânea. Pode-se concluir então que:

X a) o potencial de redução do Ag^{1+}/Ag é maior do que o do Zn^{2+}/Zn.

b) ocorre transferência de elétrons do Ag^{1+} para o Zn.

c) o Zn atua como oxidante e o Ag^{1+} como redutor.

d) Zn é menos redutor do que Ag.

e) ocorre a eletrólise do Ag^{1+} e do Zn.

3 Medida do potencial-padrão de um eletrodo

Se, em vez de adaptarmos uma lâmpada ao circuito externo de uma pilha de Daniell, adaptarmos um voltímetro, vamos medir indiretamente a intensidade de corrente elétrica produzida pela pilha ou a sua força eletromotriz, que pode ser expressa em termos de potencial de redução ou potencial de oxidação, em que, para o equilíbrio:

$$\text{metal} \rightleftharpoons \text{cátion} + \text{elétron}$$

o potencial de redução do metal é numericamente igual ao potencial de oxidação do cátion, com o sinal trocado.

- Quanto menor o potencial-padrão de redução, maior a capacidade que o metal possui em doar elétrons, e vice-versa.
- Quanto menor o potencial-padrão de oxidação, maior a capacidade que o cátion possui em receber elétrons, e vice-versa.

Fatores que interferem na força eletromotriz de uma pilha

Quanto maior a diferença de potencial (ddp) dos eletrodos de uma pilha, maior será a intensidade de corrente elétrica produzida, portanto maior a força eletromotriz.

A força eletromotriz de uma pilha é diretamente proporcional à intensidade de corrente elétrica produzida por essa pilha.

Além dos metais que constituem os eletrodos, as concentrações das soluções utilizadas e a temperatura também influenciam na diferença de potencial de uma pilha.

Concentração da solução

Teoricamente uma pilha deveria funcionar até que um dos reagentes fosse totalmente consumido.

No caso da pilha de zinco e cobre, por exemplo, ela funcionaria até que a placa de zinco fosse totalmente dissolvida ou os cátions cobre na solução fossem todos transformados em cobre metálico.

Na prática isso não acontece porque a reação de oxirredução é reversível e tende a entrar em equilíbrio químico.

$$Zn(s) + Cu^{2+}(aq) + SO_4^{2-}(aq) \rightleftharpoons Cu(s) + Zn^{2+}(aq) + SO_4^{2-}(aq)$$

Quando a pilha começa a funcionar, a ddp da pilha é máxima porque a concentração de cátions cobre na solução é máxima, e isso faz com que a tendência de os átomos de zinco metálico cederem elétrons também seja máxima. Passado algum tempo, verifica-se que a ddp da pilha diminui porque a concentração de cátions cobre na solução diminuiu, assim como a tendência de os átomos de zinco metálico cederem elétrons.

Em determinado instante, a concentração de íons cobre na solução é tal que a capacidade de doar elétrons do zinco metálico passa a equivaler à capacidade de o cobre metálico doar elétrons para o cátion cobre. Nesse instante é estabelecido o equilíbrio, e a ddp da pilha é zero.

Quanto mais concentrada for a solução de sulfato de cobre e quanto mais diluída for a solução de sulfato de zinco, maior será o potencial da pilha, pois a reação vai se deslocar no sentido direto.

Temperatura

A variação da temperatura* altera a taxa de desenvolvimento de reações em equilíbrio. Por isso, a variação de temperatura provoca variação na ddp da pilha, aumentando ou diminuindo a força eletromotriz, conforme os eletrodos envolvidos.



Realimage/Alamy/Other Images

Atualmente medimos o potencial de um eletrodo ou ddp de uma pilha diretamente em um voltímetro.

O valor numérico medido em um voltímetro é lido em volt, V, unidade cujo nome homenageia Alessandro Volta.

*O aumento de temperatura aumenta a taxa de desenvolvimento das reações direta e inversa, mas favorece as reações endotérmicas, portanto, a diminuição de temperatura favorece de certa forma, as reações exotérmicas.

Medida do potencial-padrão de um eletrodo

Para quantificar a força eletromotriz de uma pilha, convencionou-se medir o potencial de cada eletrodo em relação a um eletrodo-padrão nas seguintes condições-padrão:

- eletrodo formado por um metal mergulhado em solução de concentração 1 mol/L de íons desse metal;
- temperatura de 25 °C ou 298 K;
- pressão de 1 atm.

O eletrodo escolhido como referência para servir de padrão de comparação para os demais foi o eletrodo de hidrogênio adsorvido em platina, em meio a uma solução de ácido sulfúrico que forneça uma concentração exata de íons $H_3O^{1+}(aq)$ igual a 1 mol/L. Nesse eletrodo ocorre o equilíbrio:

$$\underset{\text{adsorvido pela Pt}}{H_2(g)} + 2\,H_2O(\ell) \rightleftharpoons \underset{\text{em solução}}{2\,H_3O^{1+}(aq)} + \underset{\text{na Pt}}{2\,e^-}$$

Por convenção, o potencial normal do hidrogênio, medido nas condições-padrão, tem valor zero.

Assim, se interligarmos a um eletrodo de hidrogênio outro eletrodo de um metal **M** qualquer, poderemos medir seu potencial.

A medida do potencial de um eletrodo é feita por um voltímetro, aparelho que acusa a tensão elétrica ou a diferença de potencial entre dois eletrodos, assim como o sentido da corrente elétrica. Como o eletrodo de hidrogênio tem, por convenção, potencial igual a zero, a diferença de potencial acusada no voltímetro será o próprio potencial do eletrodo do metal **M**.

Cálculo da força eletromotriz

De posse desses valores experimentais, podemos calcular a força eletromotriz ou diferença de potencial (ddp) da pilha, no caso, por exemplo, constituída de zinco e cobre, observe:

$\Delta E = E_{\text{redução do Cu}} - E_{\text{redução do Zn}}$

$\Delta E = 0{,}337 - (-0{,}76)$

$\Delta E = +1{,}097$

$\Delta E \simeq 1{,}1$ volt

$\Delta E = E_{\text{oxidação do Zn}} - E_{\text{oxidação do Cu}}$

$\Delta E = +0{,}76 - (-0{,}337)$

$\Delta E = +1{,}097$

$\Delta E \simeq 1{,}1$ volt

Como uma pilha só se forma a partir de reações espontâneas, isto é, reações em que o sentido do fluxo de elétrons é do eletrodo mais reativo (menor potencial de redução e maior potencial de oxidação) para o menos reativo (maior potencial de redução e menor potencial de oxidação), a força eletromotriz será sempre um **número positivo**.

Caso o cálculo da força eletromotriz entre determinados eletrodos resulte em um número negativo, devemos concluir que a reação não é espontânea e não se forma pilha entre esses eletrodos.

A tabela a seguir fornece os valores de potencial-padrão de redução dos metais e de oxidação dos cátions formados por esses metais (em volts, a 1 atm e 25 °C) obtidos experimentalmente. Também fornece os valores de potencial-padrão de oxidação de alguns não metais (S, I, Cℓ, Br e F) e os valores de potencial-padrão de redução dos ânions formados por esses ametais.

Potenciais-padrão de redução e de oxidação

Potenciais de redução		Potenciais e oxidação
−3,045	$Li \rightleftharpoons Li^{1+} + 1e^-$	+3,045
−2,925	$Rb \rightleftharpoons Rb^{1+} + 1e^-$	+2,925
−2,924	$K \rightleftharpoons K^{1+} + 1e^-$	+2,924
−2,923	$Cs \rightleftharpoons Cs^{1+} + 1e^-$	+2,923
−2,92	$Ra \rightleftharpoons Ra^{2+} + 2e^-$	+2,92
−2,90	$Ba \rightleftharpoons Ba^{2+} + 2e^-$	+2,90
−2,89	$Sr \rightleftharpoons Sr^{2+} + 2e^-$	+2,89
−2,87	$Ca \rightleftharpoons Ca^{2+} + 2e^-$	+2,87
−2,71	$Na \rightleftharpoons Na^{1+} + 1e^-$	+2,71
−2,375	$Mg \rightleftharpoons Mg^{2+} + 2e^-$	+2,375
−1,87	$Be \rightleftharpoons Be^{2+} + 2e^-$	+1,87
−1,66	$A\ell \rightleftharpoons A\ell^{3+} + 3e^-$	+1,66
−1,18	$Mn \rightleftharpoons Mn^{2+} + 2e^-$	+1,18
−0,76	$Zn \rightleftharpoons Zn^{2+} + 2e^-$	+0,76
−0,74	$Cr \rightleftharpoons Cr^{3+} + 3e^-$	+0,74
−0,48	$S^{2-} \rightleftharpoons S + 2e^-$	+0,48
−0,44	$Fe \rightleftharpoons Fe^{2+} + 2e^-$	+0,44
−0,403	$Cd \rightleftharpoons Cd^{2+} + 2e^-$	+0,403
−0,28	$Co \rightleftharpoons Co^{2+} + 2e^-$	+0,28
−0,24	$Ni \rightleftharpoons Ni^{2+} + 2e^-$	+0,24
−0,14	$Sn \rightleftharpoons Sn^{2+} + 2e^-$	+0,14
−0,13	$Pb \rightleftharpoons Pb^{2+} + 2e^-$	+0,13
−0,036	$Fe \rightleftharpoons Fe^{3+} + 3e^-$	+0,036
0,000	$\mathbf{H_2(g) + 2\,H_2O(\ell) \rightleftharpoons 2H_3O^{1+}(aq) + 2e^-}$	**0,000**
+0,15	$Cu \rightleftharpoons Cu^{1+} + 1e^-$	−0,15
+0,15	$Sn^{2+} \rightleftharpoons Sn^{4+} + 2e^-$	−0,15
+0,337	$Cu \rightleftharpoons Cu^{2+} + 2e^-$	−0,337
+0,40	$2\,OH^{1-} \rightleftharpoons 1/2\,O_2 + H_2O + 2e^-$	−0,40
+0,54	$2I^{1-} \rightleftharpoons I_2 + 2e^-$	−0,54
+0,77	$Fe^{2+} \rightleftharpoons Fe^{3+} + 1e^-$	−0,77
+0,80	$Ag \rightleftharpoons Ag^{1+} + 1e^-$	−0,80
+0,85	$Hg \rightleftharpoons Hg^{2+} + 2e^-$	−0,85
+0,88	$2OH^{1-} \rightleftharpoons H_2O_2 + 2e^-$	−0,88
+1,07	$2Br^{1-} \rightleftharpoons Br_2 + 2e^-$	−1,07
+1,36	$2C\ell^{1-} \rightleftharpoons C\ell_2 + 2e^-$	−1,36
+1,41	$Au^{1+} \rightleftharpoons Au^{3+} + 2e^-$	−1,41
+1,50	$Au \rightleftharpoons Au^{3+} + 3e^-$	−1,50
+1,84	$Co^{2+} \rightleftharpoons Co^{3+} + 1e^-$	−1,84
+2,87	$2F^{1-} \rightleftharpoons F_2 + 2e^-$	−2,87

aumenta o potencial de receber elétrons

força oxidante crescente

força redutora crescente

aumenta o potencial de doar elétrons

Fonte: SPENCER, James N.; BODNER, George M.; RICKARD Lyman H. *Química:* estrutura e dinâmica. Rio de Janeiro: LTC, 2007.

Questões

6. (Ufscar-SP) Filtros de piscinas, construídos em ferro, são muito afetados pela corrosão. No processo de corrosão ocorre a dissolução lenta do metal, com a formação de íons Fe^{2+} em solução aquosa. Para a proteção dos filtros são utilizados "eletrodos de sacrifício". Esses eletrodos são barras de metais convenientemente escolhidos que, colocados em contato com o filtro, sofrem corrosão no lugar do ferro. Com base nos dados a seguir:

Semirreação				E^0 (volt)
$Mg^{2+}(aq)$	+ 2 e−	⇌	Mg(s)	$E^0 = -2{,}37$
$Fe^{2+}(aq)$	+ 2 e−	⇌	Fe(s)	$E^0 = -0{,}44$
$Ni^{2+}(aq)$	+ 2 e−	⇌	Ni(s)	$E^0 = -0{,}26$
$Cu^{2+}(aq)$	+ 2 e−	⇌	Cu(s)	$E^0 = +0{,}34$

pode-se prever que são "eletrodos de sacrifício" adequados, barras de:

X a) magnésio, apenas.
b) cobre, apenas.
c) níquel, apenas.
d) cobre e níquel, apenas.
e) cobre, níquel e magnésio.

7. (FGV-SP) Para que uma lata de ferro não sofra corrosão, esta pode ser recoberta por uma camada de um metal, que forma uma cobertura protetora, evitando a formação de ferrugem. Considerando somente os valores dos potenciais-padrão de redução dos metais

$Ag^{1+}(aq)$	+ e−	⇌	Ag(s)	$E^0 = +0{,}80$ V
$Cu^{2+}(aq)$	+ 2 e−	⇌	Cu(s)	$E^0 = +0{,}34$ V
$Zn^{2+}(aq)$	+ 2 e−	⇌	Zn(s)	$E^0 = -0{,}76$ V
$Mg^{2+}(aq)$	+ 2 e−	⇌	Mg(s)	$E^0 = -2{,}37$ V
$Fe^{2+}(aq)$	+ 2 e−	⇌	Fe(s)	$E^0 = -0{,}44$ V

quais desses poderiam ser utilizados para prevenir a corrosão do ferro?

X a) Ag e Cu, apenas.
b) Ag e Zn, apenas.
c) Cu e Zn, apenas.
d) Cu e Mg, apenas.
e) Zn e Mg, apenas.

8. (Cesgranrio-RJ) Uma indústria que necessita estocar solução de nitrato de níquel II (Ni^{2+}/Ni: −0,25V) dispõe dos tanques I, II, III e IV relacionados em seguida:

- tanque I: construído de ferro (Fe^{2+}/Fe: −0,44 V)
- tanque II: construído de chumbo (Pb^{2+}/Pb: −0,13 V)
- tanque III: revestido de zinco (Zn^{2+}/Zn: −0,76 V)
- tanque IV: revestido de estanho (Sn^{2+}/Sn: −0,14 V)

Quais tanques poderão ser usados para que a solução a ser estocada não se contamine (não reaja com o recipiente)?

a) I e IV
X c) II e IV
e) I e III
b) II e III
d) III e IV

4 Pilha seca ácida – Leclanché

A pilha seca começou a ser desenvolvida pelo engenheiro francês Georges Leclanché (1839-1882) na década de 1860. Além de prática, fornece uma corrente elétrica satisfatória por um longo período de tempo.

A reação química numa pilha seca é considerada irreversível, ou seja, uma vez que todos os reagentes forem transformados em produtos, a pilha para de funcionar. A produção de corrente elétrica é pequena (as pilhas possuem voltagem de 1,5 V), mas pode ser melhorada com o uso descontínuo, alternado com períodos de repouso.

Apresenta a seguinte constituição:

Ânodo – polo negativo – ocorre oxidação

Geralmente é a chapa que constitui a caixa externa da pilha. É formada por uma liga de Zn(s) contendo pequenas quantidades de Pb(s) e Cd(s) para que se possa obter as propriedades mecânicas necessárias para trabalhar com a liga. Segundo a resolução nº 257* do Conselho Nacional do Meio Ambiente (Conama), desde janeiro de 2001, cada pilha pode conter no máximo 0,200% de chumbo, 0,015 de mercúrio e 0,015% de cádmio.**

* As pilhas usadas que atenderem aos limites impostos pelo Conama podem ser descartadas com o lixo doméstico. As que não atenderem a esses limites devem ser devolvidas aos estabelecimentos que as comercializam.

** Essas informações deverão estar presentes nas embalagens das pilhas.

As reações que ocorrem nessa pilha são complexas, mas de modo geral podemos considerar que no ânodo ocorre a seguinte reação:

$$\overset{0}{Zn}(s) \xrightarrow{\text{oxidação}} 2\,e^- + \overset{2+}{Zn^{2+}}(aq)$$

O ânodo é separado do cátodo por **papel poroso**.

Cátodo – polo positivo – ocorre redução

É constituído por um bastão de grafita, geralmente cilíndrico, rodeado por uma mistura em pó de dióxido de manganês, $MnO_2(s)$, e grafita e pelo eletrólito.

O **eletrólito** é uma pasta úmida formada pela mistura de cloreto de amônio, $NH_4C\ell(aq)$, e cloreto de zinco, $ZnC\ell_2(aq)$, ambos sais de caráter ácido (daí a pilha de Leclanché ser classificada como pilha ácida).

Podemos considerar que no cátodo ocorre a seguinte reação:

$$2\,\overset{+4}{Mn}O_2(aq) + 2\,NH_4^{1+}(aq) + 2\,e^- \xrightarrow{\text{redução}} 1\,\overset{+3}{Mn}_2O_3(s) + 2\,NH_3(g) + 1\,H_2O(\ell)$$

Os elétrons transferidos do zinco para o manganês são conduzidos por meio da barra de grafita, que, por isso, é considerada o polo positivo do circuito externo na condução dos elétrons.

Somando-se as reações anódica e catódica, temos a reação global:

$$\text{Ânodo: } Zn(s) \longrightarrow \cancel{2\,e^-} + Zn^{2+}(aq)$$

$$\text{Cátodo: } MnO_2(aq) + 2\,NH_4^{1+}(aq) + \cancel{2\,e^-} \longrightarrow 1\,Mn_2O_3(s) + 2\,NH_3(g) + 1\,H_2O(\ell)$$

$$\text{Pilha: } Zn(s) + MnO_2(aq) + 2\,NH_4^{1+}(aq) \longrightarrow Zn^{2+}(aq) + 1\,Mn_2O_3(s) + 2\,NH_3(g) + 1\,H_2O(\ell)$$

Por que as pilhas vazam?

Durante o armazenamento da pilha (antes do uso) e nos períodos de repouso (quando o aparelho permanece desligado) ocorre uma série de reações paralelas (denominadas reações de prateleira). No caso da pilha comum (ácida), pode ocorrer a corrosão do zinco metálico em meio ácido, formando gás hidrogênio:

$$Zn(s) + 2\,H_3O^{1+}(aq) \longrightarrow Zn^{2+}(aq) + H_2(g) + 2\,H_2O(\ell)$$

A formação desse gás aumenta a pressão interna da pilha provocando o vazamento de seu conteúdo.

Para minimizar esse problema os fabricantes adicionam uma pequena quantidade de **sais de mercúrio solúveis ao eletrólito da pilha**, que agem como inibidores de reação, além de outros aditivos químicos como agentes tensoativos e quelantes, cromatos e dicromatos (usados por alguns fabricantes).


Sciencephotos/Alamy/Other Images

Pilha ácida cujo conteúdo sofreu vazamento.

Se uma pilha ficar na geladeira, ela volta a funcionar?

Durante o funcionamento da pilha ocorre a formação de amônia gasosa, $NH_3(g)$, no cátodo (veja reação acima), que acaba envolvendo a barra de grafita dificultando o fluxo de elétrons.

A amônia, $NH_3(g)$, formada na reação de redução do dióxido de manganês, envolve a barra de grafita dificultando a passagem de elétrons, o que faz com que a pilha pare de funcionar antes mesmo que toda a sua carga tenha sido esgotada.

Se você pretende armazenar suas pilhas sob baixa temperatura, é importante saber que não se deve colocar as pilhas na geladeira enquanto estiverem quentes (logo após o uso). Mesmo que externamente não pareça que uma pilha recém-usada esteja quente, internamente ela estará. Espere até que as pilhas cheguem à temperatura ambiente antes de colocá-las na geladeira. Também não utilize as pilhas imediatamente após retirá-las da geladeira. Espere até que elas cheguem à temperatura ambiente antes de utilizá-las.



Sérgio Dotta/Arquivo da editora

Pilhas guardadas em geladeira.

Quando colocamos uma pilha nessas condições na geladeira, o que ocorre é que a temperatura baixa favorece a solubilidade da amônia na pasta interna, liberando a barra de grafita e permitindo novamente o fluxo de elétrons. Com isso, a pilha volta a funcionar.

Porém, quando todo o dióxido de manganês da pasta interna for convertido em trióxido de manganês, a pilha para de funcionar definitivamente e colocá-la na geladeira será inútil.

Também é importante considerar que, mesmo quando uma pilha é nova e não está em uso, ela está perdendo carga porque seus componentes químicos internos estão reagindo e dissipando a carga armazenada.

Sob baixa temperatura, essa reação química é reduzida. Por isso, armazenar pilhas na geladeira pode fazê-las durar mais.

Note que o que ocorre é apenas a manutenção da carga. Não é possível "carregar" uma pilha apenas colocando-a na geladeira.

A pilha seca é utilizada em diversos aparelhos elétricos, como rádios portáteis, gravadores, lanternas, *flashes* e brinquedos.

CONTEÚDO DIGITAL

5 Pilha seca alcalina

A pilha seca alcalina foi desenvolvida na década de 1880.

Esse tipo de pilha difere da pilha ácida basicamente pelo eletrólito, pois no cátodo e no ânodo as reações são semelhantes:

Nesse tipo de pilha o ânodo é um "prego" de aço revestido de zinco metálico em contato com uma solução alcalina de hidróxido de potássio (pH ≃ 14). O cátodo é constituído de anéis de $MnO_2(s)$ compactados e envoltos por uma capa de aço niquelado e um isolante de náilon. O ânodo e o cátodo são separados por papel poroso.

Ânodo – polo negativo

Ocorre a oxidação do zinco metálico em meio básico.

$$\overset{0}{Zn(s)} + 2\,OH^{1-}(aq) \xrightarrow{\text{oxidação}} 2\,e^- + \overset{2+}{Zn(OH)_2}(aq)$$



Sérgio Dotta/Arquivo da editora

Pilha alcalina desmontada.

Cátodo – polo positivo

Ocorre a redução do íon Mn^{4+} (no dióxido de manganês) para Mn^{3+} (no trióxido de manganês).

$$\overset{4+}{2\,MnO_2}(aq) + 1\,H_2O(\ell) + 2\,e^- \xrightarrow{\text{redução}} \overset{3+}{1\,Mn_2O_3}(s) + 2\,OH^{1-}(aq)$$

O **eletrólito** da pilha alcalina é uma solução aquosa de hidróxido de potássio, KOH(aq), concentrada (≃ 30% em massa) contendo certa quantidade de óxido de zinco, ZnO(s).

Somando-se as reações anódica e catódica, temos a reação global:

Ânodo (–): $Zn(s) + \cancel{2\,OH^{1-}(aq)} \longrightarrow \cancel{2\,e^-} + Zn(OH)_2(aq)$

Cátodo (+): $2\,MnO_2(aq) + 1\,H_2O(\ell) + \cancel{2\,e^-} \longrightarrow 1\,Mn_2O_3(s) + \cancel{2\,OH^{1-}(aq)}$

Pilha: $Zn(s) + 2\,MnO_2(aq) + 1\,H_2O(\ell) \longrightarrow Zn(OH)_2(aq) + 1\,Mn_2O_3(s)$

A pilha alcalina também recebe a adição de alguns metais, como mercúrio, Hg(ℓ), (até 0,01%, para evitar a corrosão do zinco), além de chumbo, Pb(s), cádmio, Cd (s), e índio, In (s), para aumentar a performance da pilha. O recipiente externo da pilha é confeccionado em chapa de aço para garantir melhor vedação e prevenir, portanto, o risco de vazamento de eletrólito, que é altamente cáustico.

As pilhas alcalinas são indicadas para equipamentos que exigem descargas de energia rápidas e fortes, como tocadores de MP3, lanternas, brinquedos e câmeras fotográficas digitais.



Sciencephotos/Alamy/Other Imagens

Pilha alcalina cujo conteúdo sofreu vazamento.
É recomendável sempre retirar a pilha de aparelhos eletrônicos que não estão sendo utilizados.

Pilha alcalina vaza?

Embora seja mais difícil ocorrer vazamento em uma pilha alcalina (devido ao revestimento de aço), se a pilha for mantida em condições adversas ou se houver algum defeito de fabricação, pode acontecer.

No caso da pilha alcalina, a corrosão (oxidação) do zinco metálico ocorre em meio básico, formando gás hidrogênio:

$$Zn(s) + 2\,KOH(aq) \longrightarrow K_2ZnO_2(aq) + H_2(g)$$

A formação desse gás aumenta a pressão interna da pilha provocando o vazamento de seu conteúdo.

E se uma pilha alcalina gasta ficar na geladeira ela volta a funcionar?

Uma pilha gasta não volta a funcionar em nenhuma condição, mas sua vida útil pode aumentar se ela for armazenada em locais frios e secos. Uma maneira de diminuir a taxa de desenvolvimento de uma reação é diminuir a temperatura.

Lembre-se de que mesmo quando a pilha não está em uso, ela está perdendo carga por causa das reações paralelas que ocorrem em seu interior. Se conseguirmos diminuir a taxa de desenvolvimento dessas reações paralelas, estaremos prolongando a vida útil da pilha.

6 Outros tipos de pilha

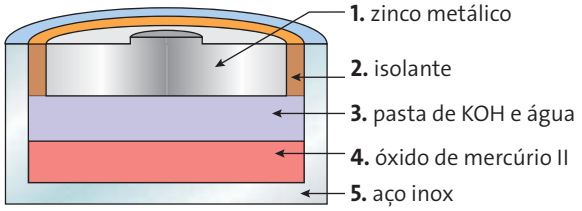
Há vários tipos de pilha, semelhantes às pilhas ácidas ou alcalinas, que se baseiam em diferentes reações de transferência de elétrons, algumas muito mais duráveis e eficientes (com uma força eletromotriz ou diferença de potencial maior, como a pilha de lítio-iodo).

A tabela a seguir fornece dois exemplos.

Pilha	Mercúrio-Zinco	Lítio-Iodo
Ânodo	$Zn(s) + 2\,OH^{1-}(aq) \rightarrow ZnO(s) + H_2O(\ell) + 2\,e^-$	$2\,Li(s) \longrightarrow 2\,Li^{1+}(aq) + 2\,e^-$
Cátodo	$HgO(s) + H_2O(\ell) + 2\,e^- \rightarrow Hg(\ell) + 2\,OH^{1-}(aq)$	$1\,I_2(s) + 2\,e^- \longrightarrow 2\,I^{1-}(aq)$
Equação global	$HgO(s) + Zn(s) \longrightarrow ZnO(s) + Hg(\ell)$	$2\,Li(s) + 1\,I_2(s) \longrightarrow 2\,LiI(s)$
Características	Voltagem de 1,35 V. São mais duráveis.	Voltagem de 2,8 V. Podem funcionar continuamente por até dez anos. Não formam gases e podem ser fechadas hermeticamente.
Aplicações	Relógios digitais, relógios de pulso, máquinas fotográficas, calculadoras, agendas eletrônicas e outros aparelhos elétricos dos quais se exige um trabalho mais eficiente e duradouro.	Aparelhos de marca-passo cardíaco. Controla as batidas do coração por meio de impulsos elétricos.

Questões

9. (UnB-DF) A figura abaixo representa uma pilha usada em relógios e cronômetros.



As reações que ocorrem nessa pilha são:

$$Zn(s) \longrightarrow Zn^{2+} + 2\,e^-$$
$$HgO + H_2O + 2\,e^- \longrightarrow Hg + 2\,OH^{1-}$$

Julgue os itens a seguir:

V 0. Os elétrons partem do eletrodo de zinco, também chamado ânodo.

F 1. Com o funcionamento da pilha, a quantidade de HgO aumenta.

V 2. O eletrodo de zinco sofre oxidação.

F 3. O mercúrio, Hg, nessa pilha é o redutor.

10. (PUC-RJ) Numa pilha, utilizada como fonte de energia para relógios eletrônicos e calculadoras, constituída de zinco e óxido de prata, ocorrem as seguintes reações:

$$Ag_2O + H_2O + 2\,e^- \rightleftharpoons 2\,Ag + 2\,OH^1 - E^0 = +0{,}344\ V$$
$$Zn(OH)_2 + 2\,e^- \rightleftharpoons Zn + 2\,OH^1 - E^0 = -1{,}25\ V$$

A respeito desta pilha, assinale a afirmativa falsa.

a) O eletrodo de zinco cede elétrons.

b) A fem da pilha é de, aproximadamente, 1,60 V.

c) Nesta pilha, o cátodo é o óxido de prata.

X d) A reação espontânea da pilha é:

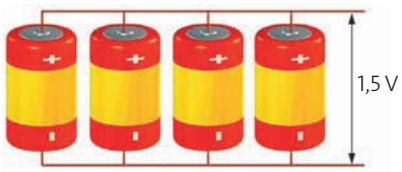
$$2\,Ag + Zn(OH)_2 \longrightarrow Ag_2O + Zn + H_2O$$

e) O eletrodo de menor potencial-padrão de redução cede elétrons, sofrendo oxidação.

7 Acumuladores ou baterias

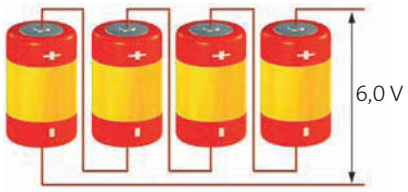
Quando interligamos um conjunto de pilhas em paralelo ou em série, temos uma bateria ou um acumulador capaz de acionar aparelhos eletrônicos com maior eficiência.

As ilustrações estão fora de escala. Cores fantasia.



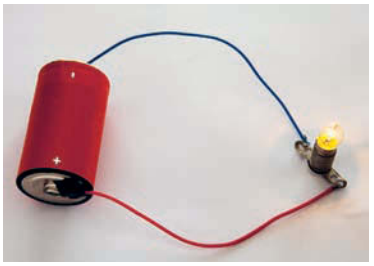
Luis Moura/Arquivo da editora

Bateria de pilhas ligadas em paralelo: quatro pilhas de 1,5 V cada, ligadas em paralelo, fornecem um potencial final de 1,5 V, mas uma corrente elétrica quatro vezes maior que a gerada por uma única pilha.

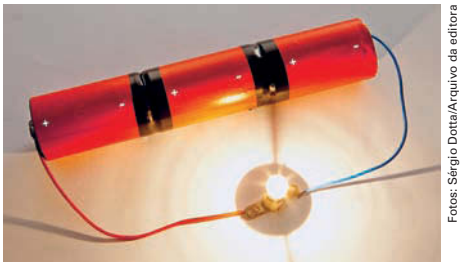


Luis Moura/Arquivo da editora

Bateria de pilhas ligadas em série: quatro pilhas de 1,5 V cada uma, ligadas em série, fornecem um potencial final quatro vezes maior que o gerado por uma única pilha, 6,0 V, mas a corrente elétrica é a mesma que a produzida por uma única pilha.



Pilha ligada a uma lâmpada.



Fotos: Sérgio Dotta/Arquivo da editora

Bateria de pilhas ligadas em série a uma lâmpada.

Bateria de automóvel

Uma bateria de automóvel é planejada para fornecer uma grande quantidade de corrente elétrica por um curto período de tempo de modo a acionar a partida do carro e os sistemas de iluminação e rádio.

É composta de um conjunto de 6 células (ou pilhas).

Em geral, cada célula contém 11 eletrodos – 6 ânodos e 5 cátodos – arranjados de forma alternada, começando e terminando por um ânodo e conectados entre si em paralelo de modo que cada célula forneça um potencial de cerca de 2 V.

As seis células então são conectadas umas às outras em série para aumentar o potencial elétrico, fornecendo 12 V no total.

As reações que ocorrem durante a descarga da bateria, ou seja, durante a transformação química, produzindo energia, são as seguintes:

Ânodo – polo negativo – ocorre oxidação

Ocorre a oxidação do chumbo metálico em cátion chumbo II.

$$Pb(s) + HSO_4^{1-}(aq) + H_2O(\ell) \rightleftharpoons PbSO_4(s) + H_3O^{1+}(aq) + 2\,e^-$$

Cátodo – polo positivo – ocorre redução

Ocorre a redução do cátion chumbo IV em chumbo II.

$$PbO_2(s) + HSO_4^{1-}(aq) + 3\,H_3O^{1+}(aq) + 2\,e^- \rightleftharpoons PbSO_4(s) + 5\,H_2O(\ell)$$

A equação global é fornecida pela soma das equações parciais:

$$\begin{array}{rcl} Pb(s) + HSO_4^{1-}(aq) + \cancel{H_2O(\ell)} & \rightleftharpoons & PbSO_4(s) + \cancel{H_3O^{1+}(aq)} + \cancel{2\,e^-} \\ PbO_2(s) + HSO_4^{1-}(aq) + \cancel{3\,H_3O^{1+}(aq)} + \cancel{2\,e^-} & \rightleftharpoons & PbSO_4(s) + \cancel{5\,H_2O(\ell)} \\ \hline Pb(s) + PbO_2(s) + 2\,HSO_4^{1-}(aq) + 2\,H_3O^{1+}(aq) & \rightleftharpoons & 2\,PbSO_4(s) + 4\,H_2O(\ell) \end{array}$$

Essas reações de descarga da bateria de automóvel são **reversíveis**. As reações inversas não ocorrem espontaneamente, mas com uma passagem de corrente elétrica fornecida por um gerador de corrente contínua (alternador ou dínamo) as reações passam a ocorrer em sentido contrário, e a bateria é recarregada.

Isso prolonga a vida útil da bateria de automóvel.

Observe na equação global que, à medida que o processo se desenvolve, o ácido sulfúrico vai sendo consumido, o que provoca uma diminuição na densidade da solução da bateria.

Logo, é possível testar se a bateria se encontra ou não descarregada medindo-se a densidade da solução com um densímetro. A densidade da solução ácida quando a bateria está carregada é igual a 1,28 g/cm^3, mas esse valor vai diminuindo com o tempo conforme o uso. Se o teste com o densímetro acusar uma densidade inferior a 1,20 g/cm^3, a bateria está descarregada e, para usá-la novamente (recarregá-la), será preciso fornecer energia para inverter as reações.

Nas baterias automotivas (foto abaixo), as placas de chumbo revestidas de $PbO_2(s)$ (marrom) são ligadas ao conector positivo, e as placas de chumbo metálico (cinza), ao conector negativo. As placas são montadas de maneira alternada e separadas por papelão ou plástico.
O conjunto é inserido nos compartimentos e preenchido com solução aquosa de ácido sulfúrico. A colocação do conjunto de placas em cada compartimento é invertida, de modo que o conector positivo fique ligado ao negativo, resultando uma montagem em série das pilhas, em que os conectores das extremidades têm capacidade de fornecer uma diferença de potencial de 12 V.

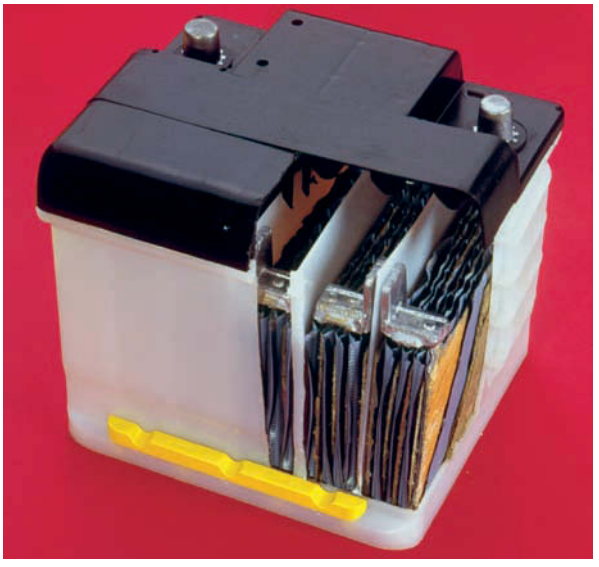
Classificação de sistemas eletroquímicos

As **pilhas** que **não podem ser recarregadas** são classificadas como sistemas eletroquímicos primários ou **baterias primárias**.

As **baterias** que **podem ser recarregadas**, e que suportam pelo menos 300 ciclos completos de carga e descarga com 80% da sua capacidade são classificadas como sistemas eletroquímicos secundários ou **baterias secundárias**.

Algumas baterias especialmente projetadas podem suportar até milhares de ciclos de carga e descarga.

A tabela a seguir fornece alguns exemplos de baterias secundárias com as quais convivemos diariamente.



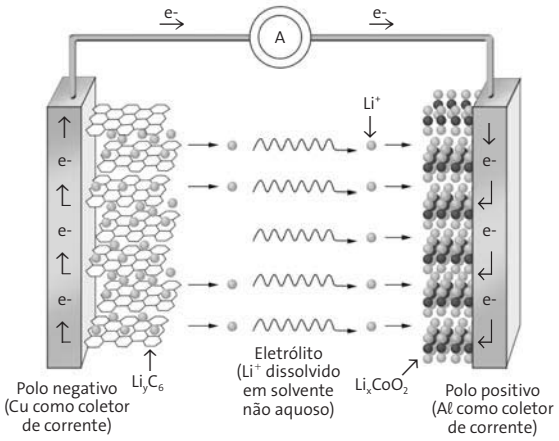
Sérgio Dotta Jr./The Next

Bateria automotiva com corte, deixando as placas de chumbo à mostra.

Bateria	Características físicas e/ou químicas	Aplicações
Nobreak (Pb/H_3O)  Reprodução/Arquivo da editora	É projetada para oferecer uma quantidade constante de corrente por um longo período de tempo. Também pode ser descarregada completamente várias vezes (algo que arruinaria uma bateria de carro comum em pouco tempo). Para conseguir isso, utiliza placas de chumbo mais espessas. Por outro lado, sua vida útil diminui toda vez que é submetida a uma alta corrente (como ocorre numa partida de carro).	Fornece energia ininterrupta aos equipamentos, mesmo na ausência total de energia proveniente da rede elétrica. *Nobreaks* de baixa potência fornecem autonomia de cerca de 15 minutos, suficiente para permitir ao usuário fechar todos os arquivos com segurança. *Nobreaks* de alta potencia fornecem autonomia de várias horas.
Ni-Cd  Charles D. Winters/Photoresearchers/Latinstock	Apresenta uma voltagem constante de 1,4 V, longa duração e pode ser recarregada até 4 000 vezes). $1\,Cd(s) + 2\,OH^-(aq) \longrightarrow 1\,Cd(OH)_2(s) + 2\,e^-$ $2\,NiO(OH)(s) + 2\,H_2O(\ell) + 2\,e^- \longrightarrow 2\,Ni(OH)_2(s) + 2\,OH^-(aq)$ $1\,Cd(s) + 2\,NiO(OH)(s) + 2\,H_2O(\ell) \longrightarrow 1\,Cd(OH)_2(s) + 2\,Ni(OH)_2(s)$	Aparelhos sem fio, como telefones, barbeadores, ferramentas, câmeras de vídeo e brinquedos.
Ni-hidreto metálico  Reprodução/Arquivo da editora	Semelhante às baterias de Ni-Cd, mas utiliza hidrogênio na forma de hidreto metálico em vez de cádmio (metal tóxico) em seu eletrodo negativo. Equação global: $*MH(s) + NiOOH(aq) \rightleftharpoons M(s) + Ni(OH)_2(aq)$ Observação : *M é um composto intermetálico de fórmula AB_5, em que A é uma mistura de terras raras (La, Ce, Nd, Pr) e B um metal como Ni, Co, Mn e/ou Aℓ.	Aparelhos eletrônicos portáteis em substituição às baterias de níquel-cádmio. Podem armazenar até 20 mA de carga por grama da liga.
Li-íon  Kristoferb/Wikipedia/ Wikimedia Commons	Ânodo: íons lítio intercalados na estrutura em forma de lâminas do óxido $LiCoO_2$.Cátodo: íons lítio intercalados entre as estruturas hexagonais da grafita, LiC_6. O eletrólito é constituído de sais de lítio, $LiC\ell O_4$, dissolvidos em solventes orgânicos.	Aparelhos eletrônicos de alta tecnologia como, *notebook*, celular, *smartphones*, câmeras digitais, veículos elétricos. Pode sofrer danos permanentes (ou explodir) quando exposta a altas temperaturas.
Combustível  Reprodução/Arquivo da editora	A eletricidade é obtida, com grande eficiência, da energia liberada em reações de combustão: $H_2(g) + 2\,OH^-(aq) \longrightarrow 2\,H_2O(\ell) + 2\,e^-$ $1/2\,O_2(g) + 1\,H_2O(\ell) + 2\,e^- \longrightarrow 2\,OH^-(aq)$ $H_2(g) + 1/2\,O_2(g) \longrightarrow H_2O(\ell) \qquad \Delta E = 0{,}9\ V$ Não geram poluentes, apenas água.	Utilizada principalmente na indústria e também como fonte de energia em algumas espaçonaves tripuladas – como a Gemini e a Apollo.

Questões

11. (UEL-PR) Baterias de íon-lítio empregam o lítio na forma iônica, que está presente no eletrólito pela dissolução de sais de lítio em solventes não aquosos. Durante o processo de descarga da bateria, os íons lítio deslocam-se do interior da estrutura que compõe o anodo (grafite) até a estrutura que compõe o catodo, CoO_2, enquanto os elétrons se movem através do circuito externo (figura abaixo).



Neste processo, o cobalto sofre uma alteração representada pela equação a seguir.

$CoO_2(s) + 1\,Li^{1+}(solv.) + 1\,e^- \longrightarrow LiCoO_2(s)$

Com base no enunciado, assinale a alternativa correta.

a) Durante a descarga, o número de oxidação do cobalto aumenta.

b) O cobalto recebe elétrons, para haver a recarga da bateria.

X c) No catodo, o cobalto é reduzido durante a descarga.

d) O íon de lítio se desloca para o catodo, durante a descarga, devido à atração magnética.

e) O solvente utilizado entre os polos deve ser um líquido orgânico apolar.

12. (UFRGS) Aparelhos eletrônicos, como telefones sem fio e calculadoras, podem utilizar baterias recarregáveis de níquel-cádmio. As reações que ocorrem nessa bateria podem ser representadas por:

A. $Cd \longrightarrow Cd^{2+} + 2\,e^-$

B. $Cd^{2+} + 2\,OH^{1-} \longrightarrow Cd(OH)_2$

C. $NiO_2 + 2\,H_2O + 2\,e^- \longrightarrow Ni(OH)_2 + 2\,OH^{1-}$

Sobre essas reações são feitas as afirmações:

I. A reação A ocorre no ânodo da bateria.

II. A reação C ocorre no cátodo da bateria.

III. O cádmio é o agente oxidante e o óxido de níquel é o agente redutor.

São corretas apenas as afirmações:

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

As ilustrações estão fora de escala. Cores fantasia.

8 Descarte de pilhas e baterias

Qual o caminho percorrido pela pilha ou bateria que descartamos no lixo doméstico? Acompanhe:

Os caminhões da prefeitura coletam o lixo doméstico da cidade e o levam para uma estação de transbordo, ou seja, um ponto intermediário entre a coleta e a destinação final.

Da estação de transbordo, o lixo pode ir para um vazadouro, um aterro controlado ou, o que seria ideal, um aterro sanitário.



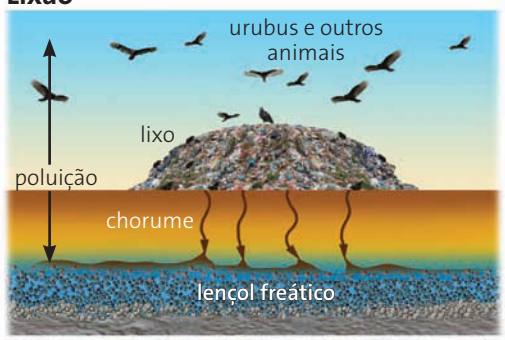
Alexandre Tokitaka/Pulsar Imagens

Estação de transbordo de lixo no bairro do Bom Retiro, São Paulo, SP (2011).

Lixão – vazadouro

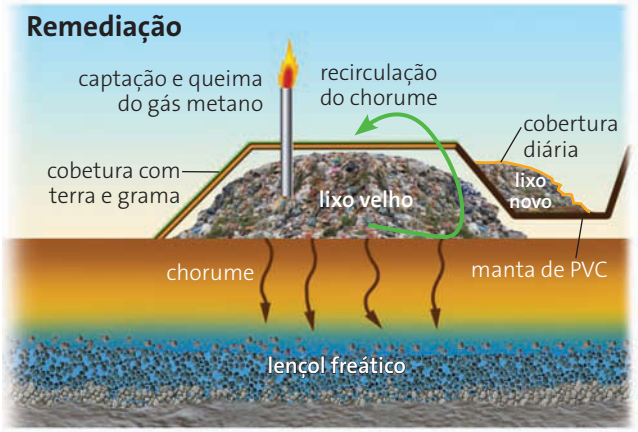
- Não há nenhuma preparação prévia do solo para receber o lixo.
- O chorume (líquido preto que escorre do lixo) penetra na terra e pode atingir o lençol freático levando substâncias contaminantes.
- O lixo fica a céu aberto e o gás metano formado na decomposição de restos orgânicos polui o ar.
- Mau cheiro intenso.
- Presença de catadores, adultos e crianças.
- Presença de aves, ratos, baratas, moscas e até criações para abate, como porcos e galinhas.

Lixão

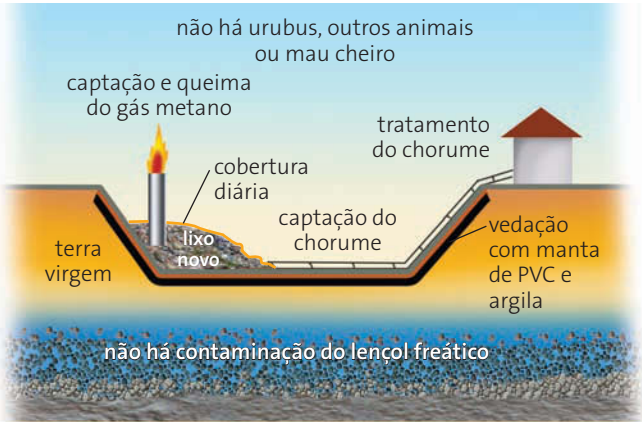


Luis Moura/Arquivo da editora

Ilustrações: Luis Moura/Arquivo da editora



Aterro controlado



Aterro sanitário

Aterro controlado

- Remediação do lixão.
- Em geral, recebe uma cobertura de argila e grama e uma manta de PVC na área adjacente.
- Instalação de dutos para captação do gás metano.
- Recirculação do chorume que é coletado e levado para cima da pilha de lixo.
- O lixo passa a receber uma cobertura de terra.

Aterro sanitário

- O solo é nivelado e impermeabilizado (com manta de PVC e argila), o que o torna preparado para receber o lixo.
- O chorume é coletado e enviado para uma estação de tratamento antes de ser lançado ao meio ambiente.
- O gás metano é captado e queimado no local.
- O lixo nunca fica exposto, recebendo uma cobertura diária de terra.
- Não há mau cheiro.
- Não há catadores.
- Não há proliferação de animais e insetos.

CONTEÚDO DIGITAL

As ilustrações estão fora de escala. Cores fantasia.

Segundo a Associação Brasileira da Indústria Elétrica e Eletrônica (Abinee), são comercializados por ano no Brasil 1,2 bilhão de pilhas e 400 milhões de baterias de celular. Assim como essa quantidade imensa chega às mãos do consumidor, uma quantidade igualmente enorme acaba no lixo comum todos os anos.

A princípio isso não seria problema já que, desde 2001, uma nova legislação regulamenta a quantidade máxima de material tóxico permitida em pilhas e baterias, como chumbo e cádmio. Dessa forma, alguns tipos de pilha – como as alcalinas –, cujos níveis de resíduos tóxicos ficaram abaixo do limite estabelecido no artigo 6º dessa lei, agora podem ser descartados diretamente no lixo doméstico para serem encaminhados, segundo consta no artigo, a "aterros sanitários licenciados".

O problema é que apenas 10% dos aterros brasileiros, segundo estimativa do Instituto Brasileiro do Meio Ambiente e dos Recursos Naturais Renováveis (Ibama), atendem esse quesito.

Também é preciso considerar que nem todas as pilhas que compramos estão de acordo com o padrão. Segundo o Conselho Nacional do Meio Ambiente (Conama) cerca de 33% das pilhas e baterias existentes no país são provenientes de contrabando ou de outras origens, ou seja, temos em circulação cerca de 400 milhões de pilhas e baterias que podem estar fora do padrão de segurança.

E ainda que a quantidade de substâncias tóxicas seja mínima em cada pilha vendida e esteja de acordo com a lei, são milhões de pilhas descartadas que, juntas, somam uma quantidade considerável dessas substâncias.

A tabela a seguir mostra a situação da coleta e do destino do lixo (resíduos sólidos urbanos ou RSU) em alguns estados do Brasil.

Estado	RSU gerado (t/dia)	RSU coletado (t/dia)	Destinação final adequada (%)	Lixo coletado (kg/hab/dia)
AC	516	415	3	0,73
AP	501	485	38,8	0,808
AM	3701	3186	53,8	1,156
PA	5625	4579	26,9	0,881
RO	1181	880	6,6	0,770
RR	328	274	10,2	0,794
TO	1068	804	31,6	0,737
AL	2891	2180	3,1	0,948
BA	13565	10375	28,3	1,027
CE	8735	6794	44,2	1,071
MA	5733	3805	31,2	0,918
PB	3215	2601	29,7	0,916
PE	8314	6779	42,8	0,962
PI	3335	1903	48,1	0,928
RN	2644	2290	27,3	0,929
SE	1613	1391	45,1	0,915
DF	4039	3951	33,3	1,596
GO	6162	5 540	28,6	1,022
MT	2989	2381	24,5	0,958
MS	2349	2095	25,8	0,999
ES	2891	2507	63,1	0,856
MG	17036	14986	63,1	0,897
RJ	20465	20024	67,1	1,295
SP	55742	54650	76,2	1,382
PR	8206	7450	69,1	0,831
RS	7960	7302	69,5	0,802
SC	4285	3956	71,3	0,754

Disponível em: <http://g1.globo.com/brasil/noticia/2011/04/sobe-68-producao-de-lixo-no-pais-mas-so-57-tem-destino-adequado.html>. Acesso em 17 nov. 2012.

Analise a tabela ao lado e considere um estado qualquer, o Acre, por exemplo.
Ali são geradas 516 toneladas de lixo por dia, dessas só 415 toneladas são coletadas e 101 deixam de ser coletadas diariamente e se acumulam no ambiente.
Das 415 toneladas de lixo coletadas apenas 3% tem uma destinação final adequada; 97%, ou seja, 402,55 toneladas de lixo por dia vão parar em vazadouros e permanecem ali contaminando o solo, o lençol freático e a saúde de animais e pessoas.
Analise agora a situação do seu estado.
Você consegue diminuir a sua cota diária de lixo?

Química e Saúde

Doenças causadas por metais pesados

Metal pesado é um nome genérico utilizado para designar todo metal com densidade acima de 6 g/cm^3. É um termo aplicado aos metais de transição comuns, como cobre, zinco, chumbo, mercúrio, cádmio e manganês que são bioacumulativos (acumulam-se progressivamente na cadeia alimentar) e/ou geram problemas de poluição ambiental. Alguns cientistas incluem o arsênio nesse grupo.

A seguir, relacionamos os principais metais pesados encontrados em pilhas e baterias e os problemas de saúde que podem causar.

- **Mercúrio**

É muito tóxico mesmo em pequenas quantidades. Pode provocar efeitos danosos na pele e mucosas, náuseas violentas, vômito, dor abdominal, diarreia com sangue, danos aos rins e morte. É teratogênico (causa dano ao feto durante a gravidez) e bioacumulativo, e a contaminação ocorre por absorção cutânea, inalação e ingestão.

- **Chumbo**

É muito tóxico mesmo em pequenas quantidades. É prejudicial ao cérebro e ao sistema nervoso, pode afetar o sistema circulatório (eleva a pressão arterial), pode causar anemia, disfunção renal, perturbações nos sistemas digestório (cólicas saturninas) e genital. É agente cancerígeno podendo acarretar mutação genética. É bioacumulativo e a contaminação ocorre por inalação e absorção cutânea.

- **Cádmio**

É altamente tóxico mesmo em pequenas quantidades. Provoca disfunção renal e problemas pulmonares. É agente cancerígeno, provoca mutações genéticas nas células alterando sua função e pode causar danos ao sistema genital. É bioacumulativo, e a contaminação ocorre por absorção cutânea e inalação.

- **Manganês**

É perigoso mesmo em pequenas quantidades. O excesso de manganês ingerido impede a atuação do ferro na produção de hemoglobina, causando irritabilidade, dores de cabeça, insônia e fraqueza nas pernas. O manganês afeta o sistema neurológico, provoca gagueira irreversível e insônia. É absorvido por inalação.

É **importante** que você perceba que os sintomas descritos podem ser desencadeados por uma série de fatores e não necessariamente pela contaminação por esses metais. Somente um médico é capaz de fazer um diagnóstico preciso.

Existe apenas uma empresa em operação no Brasil, que recicla cerca de 6 milhões de pilhas e baterias por ano, menos de 1% do total comercializado. Empresas de baterias de celulares recolhem o material e o enviam para recicladoras fora do Brasil .

Reciclagem do lixo eletrônico

A reciclagem ou reaproveitamento das pilhas e baterias realizadas no Brasil é muito pequena.

No caso específico de baterias automotivas, a reciclagem no Brasil é feita em larga escala atingindo índices de 99,5%. Isso obedece a razões econômicas. Para as empresas, a reciclagem é lucrativa porque o chumbo precisa ser importado.

Já a reciclagem responsável de pilhas e baterias é mais díficil. Assim como existe uma grande variedade de tipos e tamanhos de pilhas e baterias, também existem vários processos diferentes para reciclagem.

As imagens da página seguinte, cedidas pela única empresa do país que realiza esse tipo de atividade, mostram resumidamente o procedimento geral utilizado na reciclagem de baterias simples utilizadas em calculadoras. Acompanhe:

Na página seguinte está apresentada a foto de um forno de calcinação. A calcinação é um processo de decomposição de substâncias sem oxidação.

Fotos: Reprodução/Suzaquim Indústrias Químicas



1. Descarregamento, seleção e separação. Produtos semelhantes são separados para serem enviados ao processo adequado.



2. Triagem de pilhas para corte posterior. A carcaça de plástico é separada do restante. O plástico é enviado para ser reciclado por outras empresas.



3. Moagem. É onde ocorre a separação de alguns metais, como o aço, do chamado pó químico (resíduo da pilha gasta).



4. Reator químico. O pó químico passa por reações de precipitação formando diferentes compostos químicos.



5. Filtragem e prensagem. Com filtros e prensa, é feita uma nova separação entre líquidos e sólidos.



6. Calcinador. Forno em que os sólidos são calcinados.



7. Nova moagem. Os sólidos calcinados passam por outra moagem.



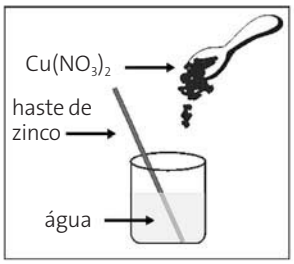
8. Produto final. São obtidos sais e óxidos metálicos usados por indústrias de tintas, cerâmicas e outras.



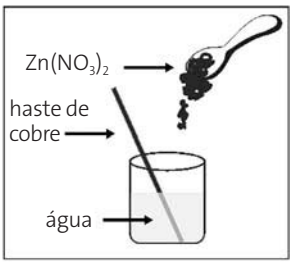
9. Lavador de gases: controla as emissões para não poluírem o meio ambiente.

Exercícios de revisão

16.1 (UFMG) João e Maria estavam fazendo experiências no laboratório de Química.
Nestas figuras estão representados, esquematicamente, os materiais então utilizados por eles:



Experimento do João

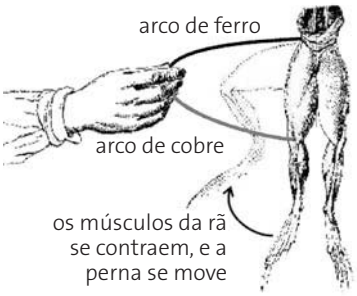


Experimento da Maria

Para facilitar a dissolução de nitrato de cobre em água, João usou uma haste de zinco. No final do experimento, a haste estava corroída e formou-se uma solução incolor e um sólido, que, após algum tempo, se depositou no fundo do recipiente. Maria, por sua vez, utilizou uma haste de cobre para dissolver nitrato de zinco em água. No final do experimento, ela obteve uma solução incolor e a haste manteve-se intacta.
Sabe-se que as soluções aquosas de nitrato de cobre (II), $Cu(NO_3)_2$, são azuis e que as de nitrato de zinco (II), $Zn(NO_3)_2$, são incolores. Considerando-se os dois experimentos descritos, é CORRETO afirmar que:

X a) João obteve uma solução aquosa de nitrato de zinco.
b) Maria obteve uma solução aquosa de nitrato de cobre.
c) o cobre metálico é oxidado na dissolução do nitrato de zinco.
d) o precipitado formado na dissolução do nitrato de cobre (II) é zinco metálico.

16.2 (Fuvest-SP) Na década de 1780, o médico italiano Luigi Galvani realizou algumas observações, utilizando rãs recentemente dissecadas. Em um dos experimentos, Galvani tocou dois pontos da musculatura de uma rã com dois arcos de metais diferentes, que estavam em contato entre si, observando uma contração dos músculos, conforme mostra a figura:



Interpretando essa observação com os conhecimentos atuais, pode-se dizer que as pernas da rã continham soluções diluídas de sais. Pode-se, também, fazer uma analogia entre o fenômeno observado e o funcionamento de uma pilha. Considerando essas informações, foram feitas as seguintes afirmações:

I. Devido à diferença de potencial entre os dois metais, que estão em contato com a solução salina da perna da rã, surge uma corrente elétrica.
II. Nos metais, a corrente elétrica consiste em um fluxo de elétrons.
III. Nos músculos da rã, há um fluxo de íons associado ao movimento de contração.

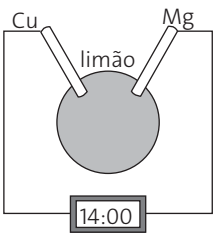
Está correto o que se afirma em:

a) I, apenas. c) I e II, apenas. X e) I, II e III.
b) III, apenas. d) II e III, apenas.

16.3 (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^{1+}, $A\ell^{3+}$ e Ag^{1+} têm, nessa ordem, tendência crescente para receber elétrons.
Assim, a reação de oxirredução, responsável pela devolução do brilho às colheres, pode ser representada por:

X a) $3\ Ag^{1+} + A\ell^{0} \longrightarrow 3\ Ag^{0} + A\ell^{3+}$
b) $A\ell^{3+} + 3\ Ag^{0} \longrightarrow A\ell^{0} + 3\ Ag^{1+}$
c) $Ag^{0} + Na^{1+} \longrightarrow Ag^{1+} + Na^{0}$
d) $A\ell^{0} + 3\ Na^{1+} \longrightarrow A\ell^{3+} + 3\ Na^{0}$
e) $3\ Na^{0} + A\ell^{3+} \longrightarrow 3\ Na^{1+} + A\ell^{0}$

16.4 (Vunesp-SP) Pode-se montar um circuito elétrico com um limão, uma fita de magnésio, um pedaço de fio de cobre e um relógio digital, como mostrado na figura.
O suco ácido do limão faz o contato entre a fita de magnésio e o fio de cobre, e a corrente elétrica produzida é capaz de acionar o relógio.



Dados: $Mg^{2+} + 2\ e^- \longrightarrow Mg(s)\ \ E^0 = -2{,}36\ V$
$2\ H^{1+} + 2\ e^- \longrightarrow H_2(g)\ \ E^0 = 0{,}00\ V$
$Cu^{2+} + 2\ e^- \longrightarrow Cu(s)\ \ E^0 = +0{,}34\ V$

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.

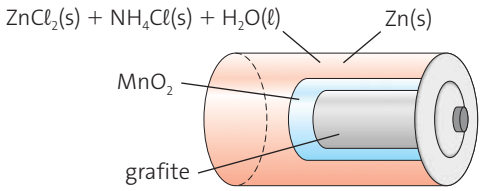
X b) no eletrodo de magnésio ocorre a semirreação:
$Mg(s) \longrightarrow Mg^{2+}(aq) + 2\,e^-$

c) no eletrodo de cobre ocorre a semirreação:
$Cu^{2+} + 2\,e^- \longrightarrow Cu(s)$

d) o fluxo de elétrons pelo circuito é proveniente do eletrodo de cobre.

e) a reação global que ocorre na pilha é:
$Cu^{2+} + Mg(s) \longrightarrow Cu(s) + Mg^{2+}$

16.5 (Unicamp-SP) O desenho abaixo representa o corte de uma pilha de manganês.



As reações que ocorrem durante o funcionamento da pilha são as seguintes:

$2\,MnO_2(s) + 2\,NH_4^{1+}(aq) + 2\,e^- \rightleftharpoons Mn_2O_3(s) + 2\,NH_3(aq) + H_2O(\ell)$

$Zn(s) \rightleftharpoons Zn^{2+}(aq) + 2\,e^-$

a) Qual é o agente oxidante nessa reação?

b) Cite uma substância cuja quantidade diminui e uma cuja quantidade aumenta quando a pilha está funcionando.

16.6 (FEI-SP) Dados os potenciais:

Cu^{2+}	+	$2\,e^-$	$\rightleftharpoons$	Cu^0	$E^0 =$	$+0{,}34$ V
$A\ell^{3+}$	+	$3\,e^-$	$\rightleftharpoons$	$A\ell^0$	$E^0 =$	$-1{,}67$ V
Zn^{2+}	+	$2\,e^-$	$\rightleftharpoons$	Zn^0	$E^0 =$	$-0{,}76$ V
Ag^{1+}	+	$1\,e^-$	$\rightleftharpoons$	Ag^0	$E^0 =$	$+0{,}80$ V
Pb^{2+}	+	$2\,e^-$	$\rightleftharpoons$	Pb^0	$E^0 =$	$-0{,}13$ V

represente a pilha que fornece a maior força eletromotriz e dê as reações de oxidação e redução que ocorrem nessa pilha.

16.7 (Fatec-SP) Marca-passo é um dispositivo de emergência para estimular o coração. A pilha utilizada nesse dispositivo é constituída por eletrodos de lítio e iodo. A partir dos valores dos potenciais de redução-padrão, afirma-se:

I. O fluxo eletrônico da pilha irá do lítio para o iodo, pois o lítio tem o menor potencial de redução.

II. A semirreação de oxidação pode ser representada pela equação: $2\,Li^{1+} + 2\,e^- \longrightarrow 2\,Li$.

III. A diferença de potencial da pilha é de $-3{,}05$ V.

IV. O iodo, por ter maior potencial de redução que o Li, sofre redução, formando o polo positivo da pilha.

$Li^{1+}(aq) + 1\,e^- \longrightarrow Li(s) \qquad E^0 = -3{,}05$ V

$I_2(s) + 2\,e^- \longrightarrow 2\,I^{1-}(aq) \qquad E^0 = -0{,}54$ V

Quanto a essas afirmações, deve-se dizer que é (são) verdadeira(s) apenas:

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

16.8 (UFRN) As baterias secundárias de ácido-chumbo, utilizadas nos automóveis, caracterizam-se por serem recarregáveis. Essas baterias consistem, fundamentalmente, de um ânodo e de um cátodo imersos em uma solução aquosa de ácido sulfúrico. Sabendo-se que as semirreações I e II que ocorrem nos eletrodos da bateria ácido-chumbo são:

I. $Pb(s) + HSO_4^{1-}(aq) + H_2O(\ell) \longrightarrow PbSO_4(s) + H_3O^{1+}(aq) + 2\,e^-$

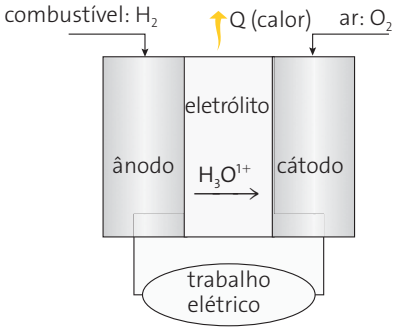
II. $PbO_2(s) + 3\,H_3O^{1+}(aq) + HSO_4^{1-}(aq) + 2\,e^- \longrightarrow PbSO_4(s) + 5\,H_2O(\ell)$

a) identificar a semirreação que ocorre, respectivamente, no ânodo e no cátodo da bateria;

b) indicar, para cada semirreação, a direção de descarga dos eletrodos;

c) escrever e balancear a reação global do processo de oxirredução.

16.9 (Ufscar-SP) A obtenção de novas fontes de energia tem sido um dos principais objetivos dos cientistas. Pesquisas com células a combustível para geração direta de energia elétrica vêm sendo realizadas, e dentre as células mais promissoras destaca-se a do tipo PEMFC (Proton Exchange Membran Fuel Cell), representada na figura.



Esse tipo de célula utiliza como eletrólito um polímero sólido, o Nafion. A célula opera de forma contínua, em que os gases oxigênio e hidrogênio reagem produzindo água, convertendo a energia química em energia elétrica e térmica

O desenvolvimento dessa tecnologia tem recebido apoio mundial, uma vez que tais células poderão ser utilizadas em veículos muito menos poluentes que os atuais, sem o uso de combustíveis fósseis.

$2\,H^{1+}(aq) + 2\,e^- \longrightarrow H_2(g) \qquad E^0 = 0{,}0$ V

$1/2\,O_2(g) + 2\,H^{1+}(aq) + 2\,e^- \longrightarrow H_2O(\ell) \qquad E^0 = +1{,}2$ V

a) Para a pilha em questão, escreva as semirreações de oxidação e redução e a reação global. Calcule a diferença de potencial da pilha.

b) Em qual compartimento se dá a formação de água?

CAPÍTULO 17

Eletrólise com eletrodos inertes

Saiu na Mídia!

O bem mineral – tântalo

"**O elemento metálico tântalo é relativamente raro na crosta terrestre. Estima-se que a abundância seja da ordem de 1,7 ppm (0,000017%), sendo mais reduzida nas águas do mar (0.002 ppb). A tantalita, principal mineral-minério, pode ser encontrada na composição dos meteoritos carbonados, com teores de 20 ppb, especulando-se uma abundância no Universo de 0.08 ppb.**

O tântalo apresenta notáveis características físico-químicas pelo elevado ponto de fusão a 2 996 °C, excedido apenas pelo tungstênio, 3 410 °C, e pelo rênio, 3 180 °C, bem como pela excepcional resistência a ataques químicos, praticamente inerte aos ácidos, exceto o sulfúrico.

[...] O tântalo foi aplicado inicialmente na fabricação de filamentos (em substituição ao carbono), usados em lâmpadas incandescentes (bulbos claros) [...] até ser substituído pelo tungstênio em 1909, o que diminuiu o ímpeto da indústria pelo metal.

Somente em 1922 a produção comercial do tântalo foi retomada [...] ampliando-se o campo de aplicação do tântalo na composição de ligas (Ta-Ni) resistentes à corrosão, na fabricação de ferramentas de usinagem, equipamentos de laboratório químico e válvulas de rádio, bem como na indústria joalheira.

[...]

Atualmente, sobressaem-se como principais mercados demandantes do uso de tântalo as indústrias de telefonia móvel/celulares (capacitores eletrolíticos), de equipamentos eletrônicos (PC [*personal computer*], *pagers*, *laptop*, videocâmaras), aeroespacial (componentes de motor a jato: ligas especiais), de vidro com índices de refração especiais (câmeras) e automobilística que sinalizam tendências de crescimento no longo prazo."

Disponível em: <http://sistemas.dnpm.gov.br/publicacao/mostra_imagem.asp?IDBancoArquivoArquivo=3998>. Acesso em: 17 nov. 2012.



Dirk Wiersma/SPL/Latinstock

Amostra do mineral tantalita

Você sabe explicar?

De onde vem o tântalo?

A eletrólise é um processo inverso ao da pilha, ou seja, utiliza a energia elétrica para forçar a ocorrência de uma reação química não espontânea pela neutralização da carga de íons e a obtenção de substâncias de interesse comercial.

Eletrólise é um processo não espontâneo de descarga de íons, no qual, à custa de energia elétrica, o cátion recebe elétrons e o ânion doa elétrons para que ambos fiquem com energia química acumulada.


Ilya Andriyanov/Shutterstock/Glow Images

Cloreto de sódio, NaCℓ(s).

CONTEÚDO DIGITAL

Para efetuar o processo de eletrólise, é necessário que haja íons livres no sistema, o que só pode ocorrer de duas maneiras:

- Pela fusão (passagem para a fase líquida) de uma substância iônica.
- Pela dissociação ou pela ionização de certas substâncias em meio aquoso.

Logo, a eletrólise é feita em uma dessas condições e permite obter uma série de substâncias que não são encontradas na natureza, como cloro, iodo, soda cáustica e outras, utilizadas como matéria-prima em vários ramos da indústria, de medicamentos a alimentos, de produtos têxteis a derivados de petróleo.

Os eletrodos (ânodo e cátodo) que compõem o sistema em uma eletrólise podem apenas conduzir corrente elétrica sem participar ativamente das reações – nesse caso são denominados **eletrodos inertes** – ou podem participar ativamente do processo – **eletrodos ativos**.

Neste capítulo veremos os casos de eletrólise que utilizam eletrodos inertes.


Charles D. Winters/Photoresearchers/Latinstock

Sódio metálico, Na(s).

1 Eletrólise ígnea

Sabemos que os íons são formados por causa de uma transferência de elétrons entre átomos de determinados elementos químicos na tentativa de adquirir estabilidade.

Considere, por exemplo, a formação do cloreto de sódio:

$$2\,\overset{0}{Na}(s) + 1\,\overset{0}{C\ell_2}(g) \longrightarrow 2\,\overset{+1\ -1}{NaC\ell}(s) \qquad \Delta H = -642{,}4\ kJ/mol$$

O NOX de cada substância na reação mostra que houve transferência de elétrons do sódio metálico para o gás cloro, formando o cristal iônico de cloreto de sódio (ou rede cristalina de íons Na^{1+} e $C\ell^{1-}$).

$$2\,Na(s) \longrightarrow 2\,e^- + 2\,Na^{1+}$$

$$1\,C\ell_2(g) + 2\,e^- \longrightarrow 2\,C\ell^{1-}$$

O ΔH da reação mostra que esse processo espontâneo libera energia. Se quisermos inverter esse processo, ou seja:

- fazer o cátion sódio receber de volta o elétron que o átomo de sódio havia doado:

$$2\,Na^{1+} + 2\,e^- \longrightarrow 2\,Na(s)$$


Charles D. Winters/Photoresearchers/Latinstock

Cloro gasoso, $C\ell_2(g)$.

- fazer o ânion cloreto doar o elétron que o átomo de cloro havia recebido:

$2\,C\ell^{1-} \longrightarrow C\ell_2(g) + 2\,e^-$

estaremos forçando a passagem de um estado de maior estabilidade, portanto menos energético (da substância iônica), para outro de menor estabilidade, portanto mais energético (da substância simples).

Para conseguir isso, teremos de fornecer energia, no caso, 642,4 kJ por mol de íons Na^{1+} e $C\ell^{1-}$ descarregados.

$2\,NaC\ell(\ell) \longrightarrow 2\,Na(s) + 1\,C\ell_2(g) \qquad \Delta H = +642{,}4\ kJ/mol$

A energia utilizada para provocar a descarga dos íons, transformando-os em substâncias simples ou metálicas, é a energia elétrica que fica armazenada nessas substâncias, na forma de energia química.

A **eletrólise ígnea** (do latim *igneus*, 'ardente, inflamado') é feita com a substância iônica na fase líquida (fundida); logo, na ausência de água.

O recipiente em que ocorre a eletrólise é denominado **célula** ou **cuba eletrolítica** e é construído para suportar temperaturas bastante elevadas, pois o ponto de fusão das substâncias iônicas geralmente é muito alto.

A essa cuba eletrolítica são adaptados dois eletrodos inertes feitos de material condutor, normalmente grafita ou platina.

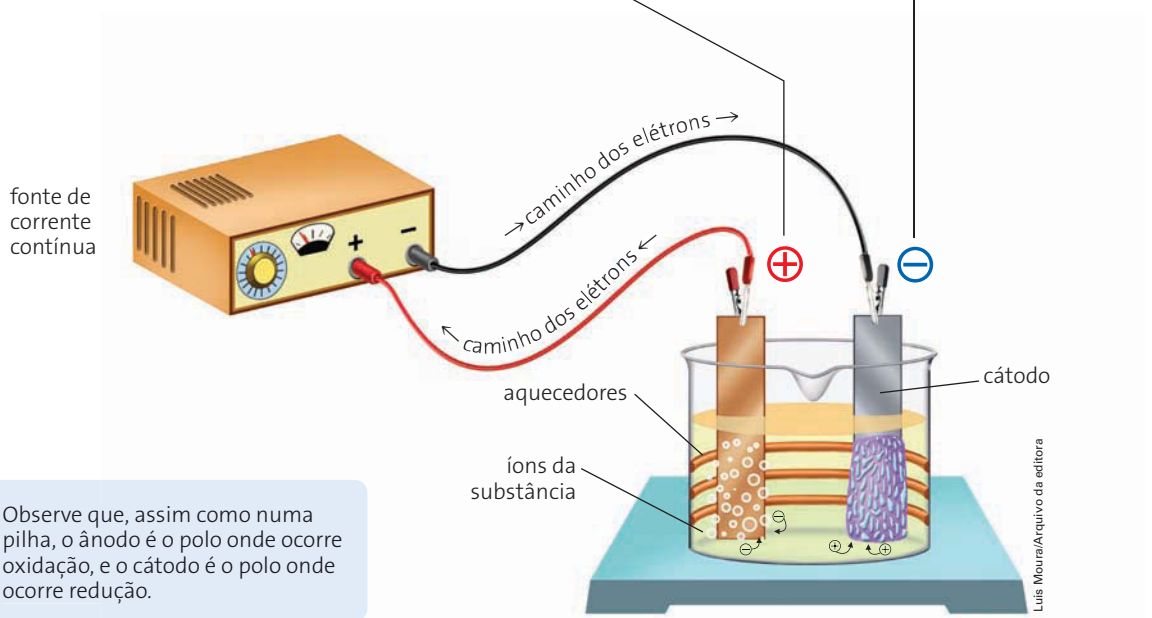
O ânodo é ligado ao polo positivo de um gerador de corrente contínua, e o cátodo é ligado ao polo negativo desse gerador que, ao ser acionado, produz uma ddp suficiente para descarregar os íons da substância iônica fundida que se encontra na cuba.

A palavra eletrólise vem de *eletro*, 'corrente elétrica', e *lise*, 'quebra'; ou seja, significa 'quebra pela corrente elétrica'.

As ilustrações estão fora de escala. Cores fantasia.

• **Ânodo**: onde ocorre oxidação.
É o eletrodo ligado ao **polo positivo** do gerador.
É do ânodo que saem os elétrons, portanto é onde os ânions se descarregam.
$A^{y-}(\ell) \longrightarrow A(\ell) + y\,e^-$ (oxidação)

• **Cátodo**: onde ocorre redução.
É o eletrodo ligado ao **polo negativo** do gerador.
É ao cátodo que chegam os elétrons, portanto é onde os cátions se descarregam.
$C^{x+}(\ell) + x\,e^- \longrightarrow C(\ell)$ (redução)



Observe que, assim como numa pilha, o ânodo é o polo onde ocorre oxidação, e o cátodo é o polo onde ocorre redução.

Ilustração esquemática de eletrólise ígnea

Obtenção de substâncias simples

A eletrólise ígnea é o método utilizado industrialmente para a obtenção de metais alcalinos (família 1), de metais alcalinoterrosos (família 2), de alumínio (família 13) e de halogênios (família 17) na forma de substâncias simples.

Por exemplo, a eletrólise ígnea do cloreto de sódio, $NaC\ell(s)$. Na temperatura de 800,4 °C, o cloreto de sódio passa para a fase líquida:

$$NaC\ell(s) \xrightarrow{\Delta} NaC\ell(\ell)$$

Na fase líquida, não existe a organização que havia no cristal de $NaC\ell(s)$. O cloreto de sódio líquido dissocia-se em íons $Na^{1+}(\ell)$ e $C\ell^{1-}(\ell)$, que adquirem certa mobilidade.

$$NaC\ell(\ell) \longrightarrow Na^{1+}(\ell) + C\ell^{1-}(\ell)$$

Quando ligamos o gerador de corrente contínua, ocorrem os seguintes fenômenos:

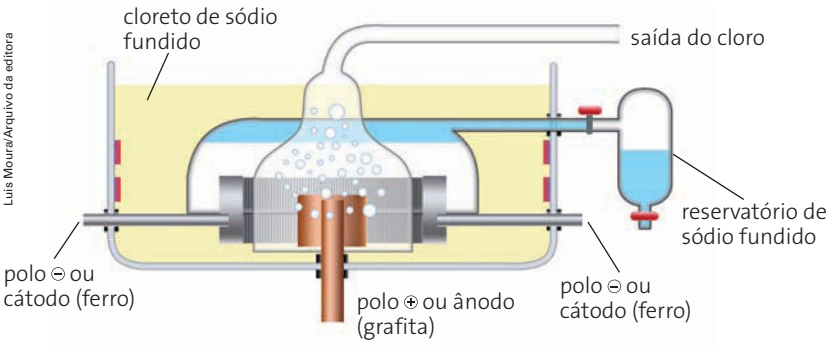
- Os cátions $Na^{1+}(\ell)$ migram para o cátodo, polo negativo, onde cada cátion recebe um elétron, sofrendo descarga e se transformando em sódio metálico, Na(s). O metal fica depositado na superfície do cátodo, podendo ser recolhido em um reservatório adaptado ao sistema.

$$1\,Na^{1+}(\ell) + 1\,e^- \longrightarrow 1\,Na(s) \qquad \text{(redução)}$$

- Os ânions $C\ell^{1-}(\ell)$ migram para o ânodo, polo positivo, onde cada ânion doa um elétron, sofrendo descarga e se transformando em átomos de cloro, que imediatamente se combinam dois a dois para formar moléculas de $C\ell_2(g)$.

$$2\,C\ell^{1-}(\ell) \longrightarrow 2\,e^- + 1\,C\ell_2(g) \qquad \text{(oxidação)}$$

O cloro é um gás e borbulha no ânodo, devendo ser recolhido por meio de um tubo de vidro adaptado ao sistema, conforme mostra a ilustração a seguir:



Luís Moura/Arquivo da editora

A equação global da eletrólise é fornecida pela soma de todas as equações parciais:

Dissociação iônica: $2\,NaC\ell(\ell) \longrightarrow \cancel{2\,Na^{1+}(\ell)} + \cancel{2\,C\ell^{1-}(\ell)}$

Redução catódica: $\cancel{2\,Na^{1+}(\ell)} + \cancel{2\,e^-} \longrightarrow 2\,Na(s)$

Oxidação anódica: $\cancel{2\,C\ell^{1-}(\ell)} \longrightarrow \cancel{2\,e^-} + C\ell_2(g)$

Reação global: $2\,NaC\ell(\ell) \longrightarrow 2\,Na(s) + C\ell_2(g)$

O sódio metálico apresenta densidade igual a 0,9712 g/cm³ a 20 °C, enquanto o cloreto de sódio apresenta densidade igual a 2,163 g/cm³ a 20 °C. Como a densidade do sódio metálico é bem menor, à medida que ele vai sendo formado, passa a ocupar a parte de cima do eletrodo, encaminhando-se ao reservatório.

O sódio metálico é um sólido brando (que cede facilmente à pressão) e pode ser cortado com uma faca comum, mas é preciso usar luvas de borracha para manuseá-lo e tomar muito cuidado. É prateado, oxida rapidamente no ar e reage violentamente com a água. À temperatura ambiente possui consistência de cera e se torna quebradiço à baixa temperatura. Deve ser armazenado imerso em óleo mineral ou querosene. Apresenta risco elevado de incêndio em contato com a água em qualquer forma. Queima espontaneamente no ar seco quando é aquecido (nesse caso, para extinguir o fogo, utiliza-se sal ou cal). Graças às suas propriedades, a obtenção e armazenagem do sódio metálico ocorre na ausência de ar.

As **pilhas** só se formam a partir de reações **espontâneas**, nas quais o sentido do fluxo de elétrons é do eletrodo mais reativo para o menos reativo, por isso a força eletromotriz de uma pilha será sempre um **número positivo**.
Já um processo de **eletrólise** é **não espontâneo**, e o sentido do fluxo de elétrons é do ânion para o cátion. Esse processo só ocorre com fornecimento de energia externa. Por isso, a força eletromotriz em um processo de eletrólise será sempre um **número negativo**.

Pelos potenciais-padrão de redução, observamos que essa reação não é espontânea:

$2\ Na^{1+}(\ell) + 2\ e^- \rightleftharpoons 2\ Na(s)\quad E_{redução} = -2{,}71\ V$

$2\ C\ell^{1-}(\ell) \rightleftharpoons 2\ e^- + C\ell_2(g)\quad E_{redução} = +1{,}36\ V$

$\Delta E = E_{redução\ do\ cátodo} - E_{redução\ do\ ânodo}$

$\Delta E = -2{,}71 - (+1{,}36) \Rightarrow \Delta E = -4{,}07$ volts

por isso o sinal da força eletromotriz é negativo.

Teoricamente a diferença de potencial que o gerador de corrente contínua deve aplicar entre os eletrodos para obter a descarga dos íons é calculada pela força eletromotriz em módulo somada às resistências elétricas existentes no circuito.

Assim, esse valor em módulo, 4,07, fornece a ddp que um gerador deve produzir (desconsiderando qualquer resistência elétrica no circuito) para efetuar a eletrólise ígnea do cloreto de sódio.

Cotidiano do Químico

Síntese do alumínio

Em 1827, aos 27 anos de idade, o químico alemão Friedrich Wöhler (1800-1882) – famoso por ter feito a primeira síntese de um composto orgânico em laboratório – desenvolveu um método que envolvia o aquecimento do cloreto de sódio com cloreto de alumínio e sódio metálico. Por meio desse método obteve alumínio metálico em quantidade mais significativa.

Mas o método de Wöhler era caro e muito complexo, de modo que o alumínio chegou a ser vendido por 220 dólares o quilograma.

Durante a década de 1880, o professor de química Frank F. Jewett comentava sempre com seus alunos que, embora o alumínio fosse muito abundante na Terra (8,1% em massa), ninguém até aquele momento havia sido capaz de extraí-lo por meio de um processo economicamente viável.

Charles Martin Hall (1863-1914), um jovem de 22 anos que era aluno de Jewett, decidiu que esse seria o tema de seu projeto de graduação: pesquisar uma forma econômica de obter alumínio.

Hall desconfiou de que poderia alcançar esse objetivo usando a eletricidade e também de que seria necessário encontrar um fundente para a bauxita (o composto mais abundante de alumínio).

Construiu uma bateria improvisada e testou várias substâncias como fundente até que chegou à criolita, $3\ NaF \cdot A\ell F_3(s)$.

Aqueceu a criolita até a fusão e, em seguida, adicionou a bauxita e percebeu que ela se dissolvia facilmente.

Hall ligou a bateria, de modo que a corrente elétrica atravessasse a mistura, e observou o alumínio metálico se acumulando ao redor do eletrodo negativo da bateria. Tão logo o metal esfriou o suficiente para poder ser segurado nas mãos, Hall correu para mostrá-lo ao professor Jewett.

Consta que, poucos meses depois, um jovem francês chamado Paul L. T. Heroult (1863-1914), também com 22 anos, desenvolveu o mesmo processo eletrolítico para a obtenção de alumínio (sem nunca ter ouvido falar do trabalho de Hall).

De qualquer forma, Hall entrou primeiro com o pedido de patente do processo e recebeu a prioridade.

Hall ficou milionário com sua descoberta e, ao morrer, deixou grande parte de sua fortuna para o Oberlin College.

No prédio de Química do Oberlin College há uma estátua de Hall, e na casa de sua família foi colocada uma placa comemorativa. Tanto a estátua como a placa foram feitas de alumínio.

Em 1889, o químico alemão Johann Friedrich Wilhelm Adolf von Bayer (1835-1917) aperfeiçoou o processo desenvolvido por Hall. É o processo de Bayer que as indústrias utilizam hoje.

De onde vem o tântalo?

O tântalo é obtido do **coltan**, um minério de fórmula geral (Fe, Mn) $(Nb, Ta)_2O_6$. Seu nome é uma associação das palavras **col**umbita e **tan**talita, de onde se extraem respectivamente os metais nióbio, $_{41}Nb$, e tântalo, $_{73}Ta$, considerados estratégicos. É graças às propriedades desses metais que acompanhamos dia a dia a progressiva miniaturização e o avanço tecnológico de aparelhos eletroeletrônicos de todos os tipos.

Segundo o *ranking* baseado na mineração legal, os maiores produtores mundiais de coltan são Austrália, Brasil e Canadá, sendo que no Brasil uma das maiores reservas do minério se encontra no Amazonas, dentro de uma reserva Ianomâmi. Mas a realidade é que 80% das reservas naturais de coltan encontram-se na África, a maior parte desta, na República Democrática do Congo.

Desde agosto de 1998 as minas de coltan do leste do Congo foram tomadas por rebeldes armados de Ruanda, Uganda e Burundi que, contrabandeando milhares de toneladas do minério para seus países e exportando para o mercado global, usam os lucros para financiar suas milícias e subjugar a população local.

É praticamente uma reprise do que ocorreu com os chamados "diamantes de sangue", com a diferença de que o comércio de diamantes obedece a regulamentações rígidas para importação e exportação e, portanto, pode ser mais facilmente controlado pela comunidade internacional. Já o comércio de coltan e de tântalo baseia-se em conexões comerciais reservadas e tortuosas.

A mineração do coltan no Congo envolve trabalho em condições de semiescravidão, violência aos direitos e à dignidade humana e trabalho infantil.

Os conflitos no Congo em torno das minas de coltan atingiram também os animais; elefantes e gorilas das montanhas (espécie em extinção) tiveram baixas significativas em sua população para servirem de alimento tanto aos rebeldes como aos mineiros.

Estima-se que, somente no período de 1998 a 2002, mais de três milhões de pessoas morreram como resultado direto ou indireto dos conflitos no Congo. A grande maioria dessas mortes, 90%, ocorreu na parte leste do país, cujas principais causas são a desnutrição ou doenças provocadas pelo deslocamento de pessoas que fugiam da violência. Mais de duzentos mil congoleses morreram diretamente nas mãos de soldados de todas as facções envolvidas no conflito, e cerca de 18 milhões ficaram sem acesso a qualquer tipo de serviço do Estado (saúde, educação, saneamento, transporte, etc.).

Lembre-se de que o custo do seu celular ou do seu computador provavelmente é muitíssimo superior ao que pagou por eles, pois custaram vidas, torturas e escravidão. Por isso, tente usá-los durante a sua vida útil não comprando já um novo só porque é moda ou tem funcionalidades extras de que na realidade não precisa. Até porque o lixo eletrônico produzido tem outros custos muito elevados.

Disponível em*: <http://sustentabilidadenaoepalavraeaccao.blogspot.com/2010/05/o-preco-do-coltan.html>. Acesso em: 17 nov. 2012.

Algumas estimativas indicam que 30% dos estudantes no nordeste do Congo abandonaram as escolas para escavar o metal.

* Assista ao filme disponível nesse endereço.

A ilustração está fora de escala. Cores fantasia.

Alumínio

O processo industrial

O alumínio metálico é obtido industrialmente pela eletrólise ígnea da bauxita, que consiste em uma mistura de óxidos de alumínio, principalmente óxido de alumínio di-hidratado, $A\ell_2O_3 \cdot 2\ H_2O(s)$, que, ao ser separado das impurezas, recebe o nome de **alumina**.

Como o ponto de fusão da alumina, $A\ell_2O_3(s)$, é muito alto, aproximadamente 2 060 °C, é necessário o uso de um fundente (substância que tem a propriedade de baixar o ponto de fusão de uma outra substância) para permitir que a eletrólise ocorra a uma temperatura mais baixa.

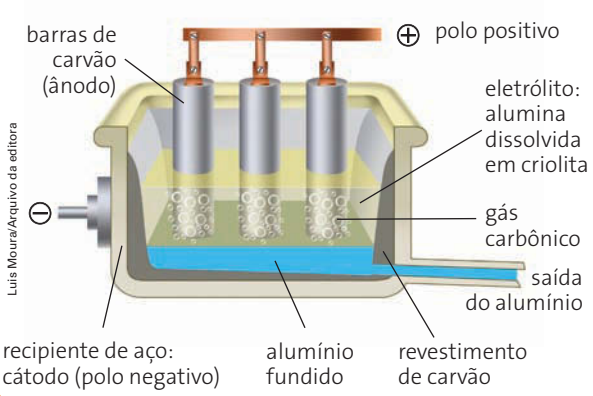
Como fundente da alumina utiliza-se o fluoreto duplo de sódio e alumínio, $3\ NaF \cdot A\ell F_3(s)$, também conhecido como criolita (do grego *kriós*, 'gelo', e *líthos*, 'pedra'). Uma característica curiosa da criolita é que essa substância possui o mesmo índice de refração da água e, assim, um cristal de criolita imerso na água fica praticamente invisível.

O único depósito natural importante de criolita é encontrado na Groenlândia. Para uso industrial, a criolita é produzida artificialmente a partir da fluorita, $CaF_2(s)$, bem mais abundante.

A mistura de alumina e criolita funde-se a cerca de 1000 °C, e os íons $A\ell^{3+}(\ell)$ e $O^{2-}(\ell)$ ficam livres da organização mantida no cristal.

$$2\ A\ell_2O_3(\ell) \longrightarrow 4\ A\ell^{3+}(\ell) + 6\ O^{2-}(\ell)$$

A eletrólise nesse caso é feita usando-se o seguinte esquema:



Luis Moura/Arquivo da editora

A mistura de alumina e criolita fundida fica contida em recipientes de aço, cujas paredes atuam como polo negativo da eletrólise – o cátodo –, onde ocorre a redução dos cátions alumínio:

$$4\ A\ell^{3+}(\ell) + 12\ e^- \longrightarrow 4\ A\ell(\ell)$$

Como o alumínio funde-se a 660,37 °C e é mais denso que a mistura de alumina e criolita, ele vai se acumulando na forma líquida, no fundo do recipiente, de onde é vazado periodicamente.

O ânodo ou polo positivo é uma série de cilindros de carvão fabricados com coque de petróleo (resíduo da refinação do petróleo).

Nesses cilindros, constituídos basicamente de carbono, ocorre a reação de oxidação:

$$6\ O^{2-}(\ell) \longrightarrow 12\ e^- + 3\ O_2(g)$$

O oxigênio aí formado reage com o carbono do eletrodo, produzindo gás carbônico:

$$3\ O_2(g) + 3\ C(s) \longrightarrow 3\ CO_2(g)$$

A equação global (5) da eletrólise é a soma das equações (1) de dissociação, (2) catódica, (3) anódica, (4) combustão da grafita:

(1): $2\ A\ell_2O_3(\ell) \longrightarrow 4\ A\ell^{3+}(\ell) + 6\ O^{2-}(\ell)$

(2): $4\ A\ell^{3+}(\ell) + 12\ e^- \longrightarrow 4\ A\ell(\ell)$

(3): $6\ O^{2-}(\ell) \longrightarrow 12\ e^- + 3\ O_2(g)$

(4): $3\ O_2(g) + 3\ C(s) \longrightarrow 3\ CO_2(g)$

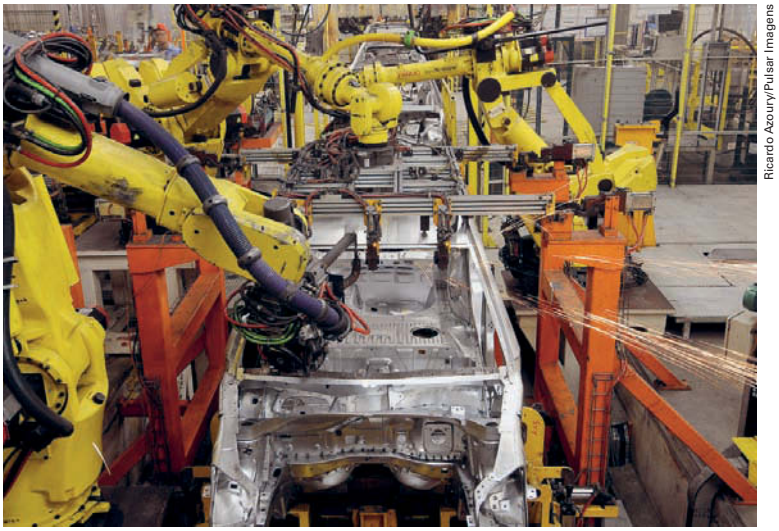
(5): $2\ A\ell_2O_3(\ell) + 3\ C(s) \longrightarrow 4\ A\ell(\ell) + 3\ CO_2(g)$

Para se obter uma tonelada de alumínio, são necessárias aproximadamente duas toneladas de alumina (extraídas de 4 a 5 toneladas de bauxita), 50 quilogramas de criolita e 0,6 tonelada de carvão para formar os eletrodos.

Um dos primeiros usos do alumínio foi nas aeronaves alemãs zepelim da Primeira Guerra Mundial. Essas aeronaves eram feitas de duralumínio (liga constituída de 95,5% de Aℓ, 3% de Cu, 1% de Mn e 0,5% de Mg), inventado em 1906, cuja densidade é cerca de um terço da densidade do aço. Atualmente, o consumo desse metal, que apresenta elevada resistência mecânica, baixa

densidade (2,698 g/cm^3) e elevada resistência à corrosão, ultrapassa 38 milhões de toneladas por ano* em aplicações diversas; como tampas de iogurte, frigideiras, carrocerias de automóveis (foto) e fuselagens de aviões.

* Dados disponíveis em: <www.mme.gov.br/sgm/galerias/arquivos/plano_duo_decenal/a_transformacao_mineral_no_brasil/P37_RT62_Perfil_do_Alumnio.pdf>. Acesso em: 17 nov. 2012.



Ricardo Azoury/Pulsar Imagens

Linha de montagem de automóveis

Trabalho em equipe

Em 2011, o Brasil reciclou 511 mil toneladas de alumínio. A relação entre esse volume e o consumo doméstico de alumínio indica um percentual de 35,2%, que é superior a média mundial de 28,3% (base 2010). Na reciclagem de latas de alumínio para bebidas, em 2011, o país reciclou 248,7 mil toneladas de sucata de lata, o que corresponde a 18,4 bilhões de unidades, ou 50,4 milhões por dia ou 2,1 milhões por hora. Pelo décimo primeiro ano consecutivo, o país lidera a reciclagem de latas de alumínio para bebidas, entre os países em que a atividade não é obrigatória por lei – como no Japão, que em 2011 reciclou 92,6% de latas; Argentina (91,1%) e Estados Unidos (65,1%) – e entre países europeus, cuja legislação sobre reciclagem de materiais é bastante rígida e apresentaram um índice médio de 66,7% (dado de 2010).

Disponível em: <www.abal.org.br/reciclagem/brasil.asp>. Acesso em: 17 nov. 2012.

É importante observar, no entanto, que, apesar do aumento anual da quantidade de material destinado à reciclagem, não houve redução na extração do minério bauxita no Brasil, uma atividade que causa um intenso impacto ambiental porque a demanda mundial por alumina e alumínio metálico destinado às mais diversas aplicações continua crescendo vertiginosamente. Em relação ao que foi exposto, pesquise:

a) Quais as vantagens da reciclagem do alumínio, além da economia na extração de matéria-prima?
b) Discuta com seu grupo por que a reciclagem do alumínio não é obrigatória por lei no Brasil como ocorre no Japão e nos Estados Unidos.
c) Por que nos países em que a reciclagem é obrigatória o índice de alumínio reciclado não chega a 100%?
d) A reciclagem de latinhas de alumínio foi muito favorecida por questões sociais no Brasil. Explique por quê.

As pesquisas podem ser feitas individualmente, e as respostas podem ser formuladas pelos grupos determinados pelo professor. Depois os grupos podem discutir suas conclusões entre si.

Questões

ATENÇÃO! Não escreva no seu livro!

1. (Vunesp-SP) O íon magnésio está presente na água do mar em quantidade apreciável. O íon $Mg^{2+}(aq)$ é precipitado da água do mar como hidróxido, que é convertido a cloreto por tratamento com ácido clorídrico. Após evaporação da água, o cloreto de magnésio é fundido e submetido à eletrólise.

a) Escreva as equações de todas as reações que ocorrem.
b) Quais os produtos da eletrólise e seus estados físicos?

2. (Uece) O sal de cozinha é usado desde tempos imemoriais para a conservação de alimentos e, dada a sua importância, já foi usado como moeda, deste fato derivando o verbete salário. Do ponto de vista da química, analise as sentenças abaixo.

I. No sal, o sódio e o cloro são eletrólitos, minerais que conduzem eletricidade em nossos fluidos e tecidos.
II. Gargarejar com água morna e salgada pode acalmar uma garganta inflamada porque através da osmose o sal remove os fluidos e reduz o inchaço.
III. O processo utilizado nas salinas, utilizando a energia solar para a obtenção de sal de cozinha, é uma destilação fracionada.
IV. A eletrólise ígnea do cloreto de sódio produz gás cloro, sódio metálico e hidróxido de sódio.
V. O sal de cozinha em excesso aumenta o volume do sangue porque é higroscópico e, consequentemente, aumenta também a pressão arterial.

São verdadeiras apenas

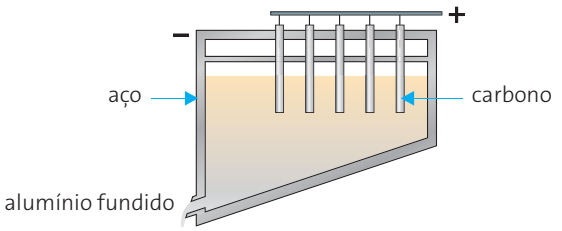
a) I e III. b) II, III e IV. X c) I, II e V. d) II, IV e V.

3. (Cefet-MG) A água do mar possui uma quantidade apreciável de íon magnésio, que pode ser extraído e precipitado como hidróxido de magnésio. Posteriormente, o hidróxido é convertido em cloreto por tratamento com ácido clorídrico. Após a evaporação da água, o cloreto de magnésio fundido é submetido à eletrólise.

Sobre essa técnica, é correto afirmar que se

a) forma gás cloro no polo negativo.
b) trata de um processo espontâneo.
X c) obtém magnésio metálico no cátodo.
d) formam massas de substâncias iguais nos eletrodos.
e) mantém constante o número de oxidação do cloreto durante o processo.

4. (UFPR) O elemento químico alumínio é o terceiro mais abundante da Terra, depois do oxigênio e do silício. A fonte comercial do alumínio é a bauxita, um minério que, por desidratação, produz a alumina, $A\ell_2O_3$. O alumínio metálico pode ser então obtido pela passagem de corrente elétrica através da alumina fundida, processo que, devido ao seu elevado ponto de fusão (2 050 °C), requer um considerável consumo de energia. Acrescenta-se ainda o alto custo envolvido na extração do alumínio de seu óxido e tem-se um processo energeticamente muito dispendioso. Somente a partir de 1886, quando Charles Hall descobriu que a mistura de alumina com criolita, $Na_3A\ell F_6$, se fundia a 950 °C, o que tornava o processo de obtenção de alumínio menos dispendioso, foi possível a utilização desse elemento em maior escala. A figura abaixo representa o dispositivo empregado para a extração do alumínio pela passagem de corrente elétrica. Soma: 29



As semirreações que ocorrem são:

I. $A\ell^{3+}(fund.) + 3\,e^- \longrightarrow A\ell(\ell)$

II. $2\,O^{2-}(fund.) + C(s) \longrightarrow CO_2(g) + 4\,e^-$

Massa molar: $A\ell = 27{,}0$ g/mol

Com base nessas informações é correto afirmar:

X 01. A fusão dos minérios é necessária para permitir o deslocamento dos íons para os respectivos eletrodos.
02. A reação II indica que o cátodo é consumido durante o processo.
X 04. A redução do alumínio ocorre no eletrodo de aço.
X 08. O processo de obtenção do alumínio metálico é uma eletrólise.
X 16. A soma dos menores coeficientes estequiométricos inteiros na reação total de obtenção do alumínio é 20.
32. A produção de uma lata de refrigerante (13,5 g de alumínio) absorve 0,500 mol de elétrons.

5. (UPM-SP) A eletrólise é uma reação química não espontânea de oxirredução provocada pela passagem de corrente elétrica através de um composto iônico fundido (eletrólise ígnea) ou em uma solução aquosa de um eletrólito (eletrólise aquosa). O processo eletroquímico ígneo é amplamente utilizado na obtenção de alumínio a partir da alumina, $A\ell_2O_3$, que é fundida em presença de criolita ($3\,NaF \cdot A\ell F_3$), para diminuir o seu ponto de fusão. A respeito do processo de eletrólise ígnea, é incorreto afirmar que:

a) a equação global do processo de obtenção do alumínio é $2\,A\ell_2O_3 \longrightarrow 4\,A\ell^0 + 3\,O_2$.
b) a semirreação $A\ell^{3+} + 3\,e^- \longrightarrow A\ell^0$ ocorre no cátodo da célula eletrolítica.
X c) no ânodo ocorre o processo de redução.
d) há um elevado consumo de energia na realização desse processo.
e) os eletrodos mais utilizados são os de grafita e platina.

2 Eletrólise em meio aquoso

O sistema usado para fazer uma eletrólise em meio aquoso é semelhante ao da eletrólise ígnea, porém menos sofisticado, uma vez que ocorre a temperaturas bem mais baixas.

Um dos fatores que precisamos levar em conta é a descarga seletiva de cátions e ânions que ocorre em meio aquoso, como veremos a seguir.

Descarga seletiva

Além dos íons fornecidos pela substância dissolvida na água, por exemplo, o cloreto de magnésio fornece os íons $Mg^{2+}(aq)$ e $C\ell^{1-}(aq)$, os íons provenientes da autoionização da água, $H_3O^{1+}(aq)$ e $OH^{1-}(aq)$ que, apesar de ocorrer em escala muito pequena, possibilita duas alternativas de cátions para se descarregarem no cátodo e duas alternativas de ânions para se descarregarem no ânodo.

- Dissociação ou ionização da substância dissolvida:

$$1\,MgC\ell_2(s) \rightleftharpoons 1\,Mg^{2+}(aq) + 2\,C\ell^{1-}(aq)$$

- Autoionização da água:

$$2\,H_2O(\ell) \rightleftharpoons 1\,H_3O^{1+}(aq) + 1\,OH^{1-}(aq)$$

Cada tipo de cátion, $Mg^{2+}(aq)$ e $H_3O^{1+}(aq)$, e cada tipo de ânion, $C\ell^{1-}(aq)$ e $OH^{1-}(aq)$, exigem uma voltagem adequada para que possam descarregar-se durante a eletrólise.

Sem levar em conta outros fatores, podemos dizer que quanto menos reativo for o íon, mais baixa será a voltagem necessária para que ele sofra descarga.

O íon menos reativo se descarrega primeiro.

Ordem de descarga de cátions

Como a eletrólise é um processo não espontâneo, a ordem de descarga dos cátions deve ser, a princípio, a ordem inversa da reatividade dos metais.

> Quanto mais reativo (eletropositivo) for o metal, maior será sua força para doar elétrons e menor sua aceitação para recebê-los de volta.

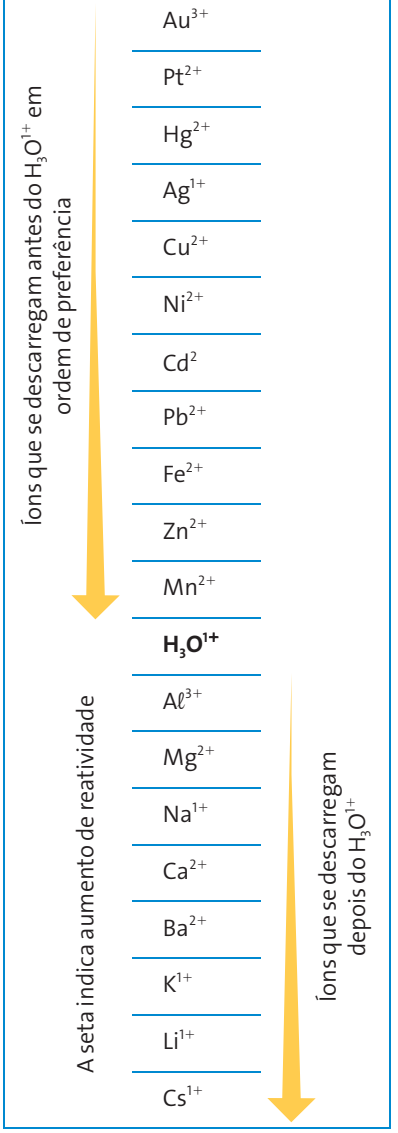
O cátion do metal menos reativo se descarrega primeiro.

A ordem decrescente de facilidade de descarga dos principais cátions encontra-se esquematizada na tabela ao lado.

Note que o cátion $H_3O^{1+}(aq)$ está numa posição diferente da que esperávamos pela simples inversão da escala de reatividade dos metais ou da tabela dos potenciais-padrão do eletrodo. Isso ocorre porque:

- Quando o $H_3O^{1+}(aq)$ se descarrega, forma-se $H_2(g)$ que fica em parte aderido ao polo negativo, dificultando a passagem da corrente elétrica, tornando necessária a aplicação de uma sobrevoltagem para que o $H_3O^{1+}(aq)$ possa continuar se descarregando.

Descarga de cátions em ordem decrescente



Elemento	E–
F	4,0
O	3,5
Cℓ	3,0
N	3,0
Br	2,8
I	2,5
S	2,5
C	2,5
H	2,1
P	2,1
B - Po semimetais	2,0 - 1,9
Au - Pt Metais nobres	1,9 - 1,8
Ir - Cs Metais comuns	1,9 - 0,8
Fr	0,8

Diminui a eletronegatividade

- As condições-padrão, que são 25 °C, 1 atm, 1 mol de íons por litro de solução, dos valores da tabela de potenciais-padrão de eletrodo, são muito difíceis de serem mantidas em um processo de eletrólise.

O cátion $H_3O^{1+}(aq)$ se descarrega antes dos cátions de metais alcalinos e alcalinoterrosos e do alumínio e depois de todos os demais cátions. Logo, o cátion $H_3O^{1+}(aq)$ se descarrega antes do cátion $Mg^{2+}(aq)$.

Ordem de descarga de ânions

Como a eletrólise é um processo não espontâneo, a ordem de descarga dos ânions deve ser, a princípio, a ordem inversa da reatividade dos ametais.

Quanto mais eletronegativo(s) for(em) o(s) elemento(s) que forma(m) o ânion, maior será a sua tendência de atrair elétrons e, portanto, menor sua capacidade de doá-los. Logo, o ânion do ametal menos eletronegativo se descarrega primeiro.

Pela escala parcial em ordem decrescente de eletronegatividade dos elementos fornecida ao lado (em que E– representa a eletronegatividade segundo a escala de Linus Pauling), concluímos que o ânion fluoreto, F^{1-}, e os ânions oxigenados, nos quais o oxigênio está ligado a um elemento que precede o hidrogênio nessa escala, são mais difíceis de se descarregar que o ânion OH^{1-}; e este, por sua vez, estando ligado ao oxigênio, é mais difícil de se descarregar que os ânions não oxigenados.

A ordem decrescente de facilidade de descarga dos principais ânions é:

Ânions não oxigenados e o HSO_4^{1-} > OH^{1-} > ânions oxigenados e o F^{1-}.

Os ânions não oxigenados se descarregam antes do ânion hidróxido, OH^{1-}, e esse se descarrega antes dos ânions oxigenados e do fluoreto. Logo, o ânion $C\ell^{1-}(aq)$ se descarrega antes do $OH^{1-}(aq)$.

Os diferentes casos de eletrólise em meio aquoso

Vimos que há uma prioridade de descarga para cátions e ânions no processo de eletrólise em meio aquoso.

Isso faz com que, de modo ideal, existam 4 possibilidades:

- Eletrólise do cátion da água e do ânion do sal.
- Eletrólise do cátion do sal e do ânion da água.
- Eletrólise do cátion e do ânion do sal.
- Eletrólise do cátion e do ânion da água.

Veremos a seguir dois exemplos que representam bem esse processo, mas, antes de começar, seria interessante montar um experimento em que seja possível visualizar uma eletrólise em evolução.

EXPERIMENTO

Eletrólise do iodeto de potássio

A eletrólise do iodeto de potássio, KI(s), é muito utilizada para demonstrar o processo em sala de aula e em feiras de ciência, uma vez que produz um efeito muito bonito e bem distinto em cada um dos eletrodos e, além disso, pode ser feita sobre um retroprojetor utilizando materiais relativamente simples, como mostramos a seguir.



Sérgio Dotta/Arquivo da editora

Montagem da eletrólise do iodeto de potássio vista no retroprojetor. Você sabe dizer que substância está se formando no ânodo? E no cátodo?

Material necessário

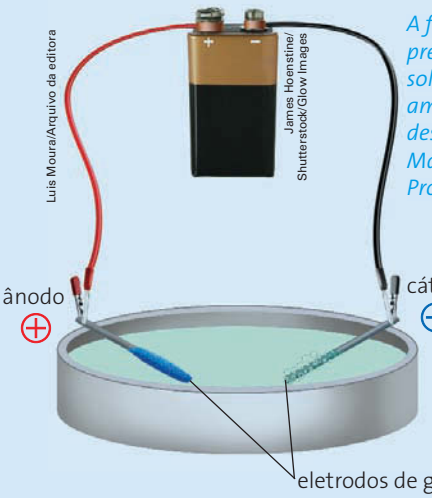
- 1 retroprojetor com uma folha de papel acetato (transparência)
- 1 placa de Petri ou uma tigela de vidro pequena
- 1 g de iodeto de potássio
- Solução diluída de amido em água (preparada com antecedência)
- Fenolftaleína (encontrada em lojas especializadas)
- Colher de plástico
- Conta-gotas
- 1 cilindro de grafita tirado do interior de um lápis (ou de uma lapiseira grossa)
- 1 bateria de 9 volts
- 2 conectores elétricos (vendidos no comércio com o nome de garra jacaré)

Como fazer

Coloque um pouco da solução de amido na placa de Petri ou na tigela de vidro – até mais ou menos a metade de sua capacidade – e adicione o iodeto de potássio. Mexa bem com a colher de plástico até dissolver todo o sal. Adicione uma gota de fenolftaleína.

Coloque o papel acetato (transparência) sobre o retroprojetor e arrume a placa de Petri no centro. Corte dois pedaços (de 3 cm cada um) do cilindro de grafita.

A ilustração está fora de escala. Cores fantasia.



A forma de preparar a solução de amido é descrita no Manual do Professor.

Prenda uma extremidade da garra jacaré em um dos cilindros de grafita e a outra extremidade no polo negativo da bateria de 9 V.

Repita o procedimento com a outra garra jacaré e o outro cilindro de grafita, ligando o sistema no polo positivo da bateria de 9 V.

Coloque os dois cilindros de grafita na placa de Petri de tal forma que apenas o carbono da grafita fique em contato com a solução que se encontra na placa (a presilha da garra jacaré não deve encostar na solução).

Investigue

1. Que substância está se formando no ânodo? Escreva a semirreação anódica.

2. Que substância está se formando no cátodo? Escreva a semirreação catódica.

3. Qual a cor adquirida pela solução de amido. Por quê?

4. Forneça a equação global do processo.

Eletrólise do cátion da água e do ânion do sal

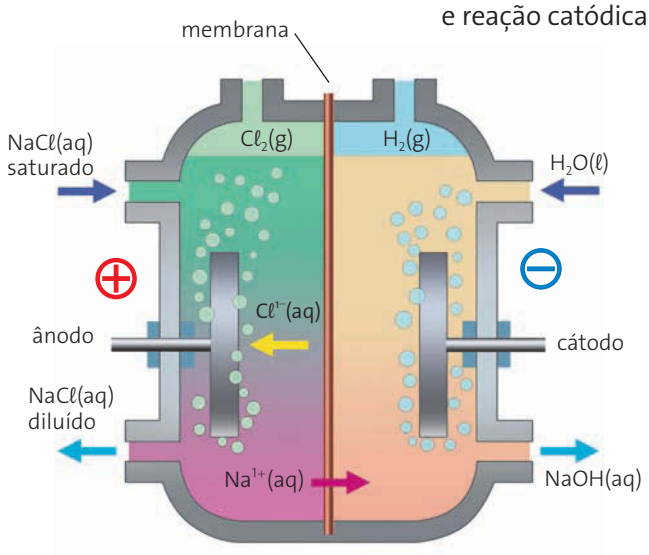
Esse tipo de eletrólise ocorre quando o composto dissolvido na água possui um cátion mais reativo que o hidrônio, $H_3O^{1+}(aq)$, e um ânion menos reativo que o hidróxido, $OH^{1-}(aq)$. É o caso, por exemplo, da eletrólise do $NaC\ell(aq)$.

Quando dissolvemos cloreto de sódio na água, obtemos:

- os ânions $C\ell^{1-}(aq)$ e $OH^{1-}(aq)$: como o $OH^{1-}(aq)$ é mais reativo, o $C\ell^{1-}(aq)$ descarrega-se primeiro no ânodo.
- os cátions $Na^{1+}(aq)$ e $H_3O^{1+}(aq)$: como o $Na^{1+}(aq)$ é mais reativo, o $H_3O^{1+}(aq)$ descarrega-se primeiro no cátodo.

Relacionamos então todas as equações químicas que participam do processo: dissociação do sal, autoionização da água, reação anódica e reação catódica.

A ilustração está fora de escala. Cores fantasia.



Luis Moura/Arquivo da editora

Esquema industrial da eletrólise do cloreto de sódio em meio aquoso.

A equação global que representa o processo de eletrólise será a soma de todas essas equações parciais, devidamente balanceadas.

O balanceamento deve basear-se no seguinte:

- O número de elétrons ganhos pelo cátion na redução é igual ao número de elétrons perdidos pelo ânion na oxidação.
- O número de ânions A^{x-} que participam da reação anódica é igual ao número de ânions A^{x-} liberados na dissociação do sal ou na ionização da água.
- O número de cátions C^{y+} que participam da reação catódica é igual ao número de cátions C^{y+} liberados na dissociação do sal ou na ionização da água.

Observe:

Dissociação do sal: $2\ NaC\ell(aq) \longrightarrow 2\ Na^{1+}(aq) + 2\ C\ell^{1-}(aq)$

Ionização da água: $4\ H_2O(\ell) \longrightarrow 2\ H_3O^{1+}(aq) + 2\ OH^{1-}(aq)$

Reação anódica: $2\ C\ell^{1-}(aq) \longrightarrow 1\ C\ell_2(g) + 2\ e^-$

Reação catódica: $2\ H_3O^{1+}(aq) + 2\ e^- \longrightarrow 2\ H_2O(\ell) + 1\ H_2(g)$

Equação global: $2\ NaC\ell(aq) + 2\ H_2O(\ell) \longrightarrow 1\ H_2(g) + 1\ C\ell_2(g) + 2\ Na^{1+}(aq) + 2\ OH^{1-}(aq)$

Eletrólise do cátion e do ânion da água

A água destilada não sofre eletrólise, pois o número de íons resultantes da autoionização da água é muito pequeno e insuficiente para conduzir corrente elétrica em quantidade que possibilite aos íons $H_3O^{1+}(aq)$ e $OH^{1-}(aq)$ se descarregarem continuamente.

Além disso, esse eletrólito deve possuir um cátion mais reativo que o hidrônio, $H_3O^{1+}(aq)$, e um ânion mais reativo que o hidróxido, $OH^{1-}(aq)$. Geralmente são utilizados para esse fim:

- o ácido sulfúrico, $H_2SO_4(aq)$, cujo ânion, $SO_4^{2-}(aq)$, é mais reativo que o $OH^{1-}(aq)$.
- o hidróxido de sódio, $NaOH(aq)$, cujo cátion, $Na^{1+}(aq)$, é mais reativo que o $H_3O^{1+}(aq)$.
- um sal, como o sulfato de sódio, $Na_2SO_4(aq)$, que possui ao mesmo tempo o cátion e o ânion mais reativos que os íons formados pela água.

Considere, por exemplo, a eletrólise de uma solução aquosa de $Na_2SO_4(aq)$. Relacionando todas as equações químicas que participam do processo, temos:

Dissociação do sal: $1\,Na_2SO_4(aq) \longrightarrow 2\,Na^{1+}(aq) + 1\,SO_4^{2-}(aq)$

Ionização da água: $8\,H_2O(\ell) \rightleftharpoons 4\,H_3O^{1+}(aq) + 4\,OH^{1-}(aq)$

Reação anódica: $4\,OH^{1-}(aq) \longrightarrow 2\,H_2O(\ell) + 1\,O_2(g) + 4\,e^-$

Reação catódica: $4\,H_3O^{1+}(aq) + 4\,e^- \longrightarrow 4\,H_2O(\ell) + 2\,H_2(g)$

Equação global: $2\,H_2O(\ell) \longrightarrow 2\,H_2(g) + 1\,O_2(g)$

Observe que não escrevemos na equação global da eletrólise a fórmula do sal nem a dos íons obtidos na sua dissociação em meio aquoso porque eles não participaram ativamente das transformações químicas.

Os íons do sal serviram apenas para conduzir corrente elétrica e efetivar a eletrólise da água. Assim:

- No cátodo: ocorre a liberação de gás hidrogênio.
- No ânodo: ocorre a liberação de gás oxigênio.

Teoricamente, os gases se formam na proporção de 2 volumes de $H_2(g)$ para 1 volume de $O_2(g)$, o que está de acordo com a fórmula da água. Na prática, a razão rigorosa 2 : 1 não se verifica por causa da diferença de solubilidade do $O_2(g)$ e do $H_2(g)$ em meio aquoso. Por exemplo, a 0 °C a solubilidade do $O_2(g)$ é de 4,89 cm^3 por 100 mL de água e a do $H_2(g)$ é de 2,1 cm^3 por 100 mL de água.

Questões

6. Considere a eletrólise das seguintes substâncias, feita com eletrodos inertes, em solução aquosa:

I. Brometo de cálcio, $CaBr_2(aq)$
II. Nitrato de prata, $AgNO_3(aq)$
III. Iodeto de lítio, $LiI(aq)$
IV. Cloreto de cádmio, $CdC\ell_2(aq)$

Para cada caso, determine:

a) os cátions presentes na solução e qual deles se descarrega primeiro;
b) os ânions presentes na solução e qual deles se descarrega primeiro;
c) a dissociação (ou ionização) dos compostos (balanceada);
d) a ionização da água (balanceada);
e) a reação anódica (balanceada);
f) a reação catódica (balanceada);
g) a reação global do processo, corretamente balanceada;
h) o nome da substância que permanece na cuba.

7. (UFC-CE) Durante a eletrólise de soluções aquosas de iodeto de sódio, NaI, quatro diferentes semirreações poderiam estar envolvidas nos processos catódico e anódico. Observe as semirreações de eletrodo abaixo relacionadas:

Eletrodo I:

Ia. $1\,Na^{1+}(aq) + 1\,e^- \rightleftharpoons Na(s)$; $E^0 = -2{,}72\ V$

Ib. $2\,H_2O(\ell) + e^- \rightleftharpoons H_2(g) + 2\,OH^{1-}(aq)$; $E^0 = -0{,}83\ V$

Eletrodo II:

IIa. $2\,I^{1-}(aq) \rightleftharpoons I_2(aq) + 2\,e^-$; $E^0 = -0{,}54\ V$

IIb. $2\,H_2O(\ell) \rightleftharpoons O_2(g) + 4\,H^{1+}(aq) + 4\,e^-$; $E^0 = -1{,}23\ V$

Com base nos valores de E^0, assinale a alternativa que relaciona corretamente as semirreações que ocorrerão no cátodo e no ânodo, respectivamente.

X a) Ib e IIa b) Ia e IIa c) Ib e IIb d) Ia e IIb e) IIa e Ib

8. (UFVJM-MG) Sobre a eletrólise do $KC\ell$, em solução aquosa, quantas das seguintes afirmações são corretas?

I. Durante a eletrólise, o pH vai aumentando.
II. No cátodo (polo −), há formação de K(s).
III. No ânodo (polo +), há desprendimento de cloro gasoso, $C\ell_2(g)$.
IV. Se for adicionada fenolftaleína na solução inicial, haverá mudança, durante a eletrólise, de incolor para vermelho.

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

Exercícios de revisão

17.1 Os metais alcalinos e alcalinoterrosos, assim como os halogênios, são muito reativos e não são encontrados na natureza na forma de substâncias simples, apenas como substâncias compostas. Podem, entretanto, ser obtidos pela eletrólise ígnea de seus sais, feita com eletrodos inertes. Considere que os sais relacionados a seguir sejam submetidos a uma eletrólise ígnea. Indique em cada caso a equação de dissociação do sal, a reação catódica, a reação anódica e a equação global do processo.

a) Iodeto de lítio: LiI(s). b) Fluoreto de cálcio: $CaF_2(s)$.

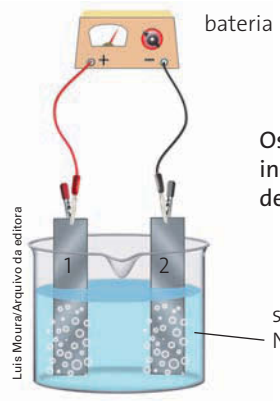
17.2 (Unifal-MG) Responda ao item abaixo a respeito da eletrólise ígnea do cloreto de potássio, KCℓ(s):

Escreva as equações químicas que ocorrem em cada eletrodo quando se faz a eletrólise de cloreto de potássio fundido, utilizando-se eletrodos inertes de platina.

17.3 (IMT-SP) Um dos mais importantes metais do mundo moderno, o alumínio, é obtido pela eletrólise ígnea da alumina, $A\ell_2O_3(s)$. Nesse processo, forma-se, além do alumínio metálico, um gás.

a) Mostre, por meio de semirreação, qual é esse gás.
b) O ponto de fusão da alumina, $A\ell_2O_3(s)$, é muito alto, cerca de 2 060 °C. O que a indústria faz para fundir esse composto a um custo viável?
c) Calcule a massa de alumínio obtida a partir de 20 t de $A\ell_2O_3$ supondo rendimento de 100%.

17.4 (UFRGS-RS) Um estudante apresentou um experimento sobre eletrólise na feira de ciência de sua escola. O esquema do experimento foi representado pelo estudante em um cartaz como o reproduzido abaixo.



Em outro cartaz, o aluno listou três observações que realizou e que estão transcritas a seguir.

I. Houve liberação de gás cloro no eletrodo 1.
II. Formou-se uma coloração rosada na solução próxima ao eletrodo 2, quando adicionaram gotas de solução de fenolftaleína.
III. Ocorreu uma reação de redução do cloro no eletrodo 1.

Quais observações são corretas?

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

17.5 (FEI-SP) Quais são as reações que ocorrem na eletrólise de uma solução aquosa de sulfato de cobre II, $CuSO_4(aq)$, com eletrodos de platina?

17.6 (UFPI) Pesquisas têm mostrado que os resíduos de dessalinizadores contêm alto teor de cloreto, $C\ell^{1-}$, que podem, por processo industrial eletroquímico, usando uma fonte de corrente elétrica, gerar cloro, $C\ell_2$, para desinfecção de água de abastecimento. A reação direta no sistema acontece conforme segue-se:

$$2\ C\ell^{1-}(aq) + 2\ H_2O(\ell) \rightarrow C\ell_2(g) + H_2(g) + 2\ OH^{1-}(aq)$$

Analise as afirmativas quanto ao processo eletroquímico e marque a opção correta.

a) O processo industrial é de natureza galvânica.
b) O cloro é obtido no cátodo.
c) Os elétrons fluem do cátodo para o ânodo.
X d) O cloro é obtido da reação de oxidação.
e) A reação secundária de formação do hidrogênio acontece no ânodo.

17.7 (UFPR) O hidróxido de sódio, NaOH, o álcali industrialmente mais importante, é utilizado, entre outras aplicações, no tratamento da celulose para a fabricação da viscose e do celofane. A preparação industrial de NaOH se dá através da eletrólise em solução aquosa do NaCℓ, de acordo com a reação: Soma: 26

$$2\ NaC\ell + 2\ H_2O \rightarrow C\ell_2 + H_2 + 2\ NaOH$$

Em relação à eletrólise do NaCℓ, é correto afirmar:

01. Na eletrólise, a oxidação ocorre no cátodo.
X 02. A eletrólise é uma reação não espontânea, exigindo a passagem de uma corrente elétrica para se processar.
04. Somente compostos iônicos, como o NaCℓ, conduzem a corrente elétrica quando dissolvidos em água.
X 08. O NaOH possui tanto ligação iônica como covalente.
X 16. O gás hidrogênio, H_2, é produzido durante a eletrólise pela redução preferencial do íon H^{1+}, em relação ao íon Na^{1+}. O cátion H_3O^{1+}, presente na solução aquosa, se origina da ionização da água.

17.8 (Cefet-MG) Leia o fragmento de texto seguinte:

"O ácido sulfúrico, H_2SO_4, é de grande importância industrial. É um ácido forte e apresenta somente ligações covalentes entre seus átomos. Reage com o hidróxido de sódio, NaOH, produzindo sulfato de sódio, Na_2SO_4, e água. Uma solução aquosa desse ácido, ao sofrer eletrólise, produzirá $H_2(g)$ no cátodo e $O_2(g)$ no ânodo."

O número de erros presentes no fragmento acima é:

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

CAPÍTULO 18

Eletrólise com eletrodos ativos

Saiu na Mídia!

Estudo encontra possível substância cancerígena em água potável

"Um grupo ambientalista descobriu que a água potável de 31 cidades dos Estados Unidos contém crômio hexavalente, uma substância provavelmente cancerígena, noticiou o jornal *The Washington Post* este domingo. O estudo do Environmental Working Group – o primeiro em âmbito nacional que mede a presença desta substância química nos sistemas de água americanos – será publicado na íntegra na segunda-feira, acrescentou o jornal.

A organização encontrou cromo hexavalente na água que sai da torneira de 31 das 35 cidades americanas. Vinte e cinco delas tinham níveis que superaram a meta fixada pela Califórnia, que faz uma intensa campanha para reduzir as substâncias químicas no sistema de abastecimento de água.

A agência federal de Proteção Ambiental analisa a possibilidade de estabelecer um limite para as concentrações de crômio hexavalente na água potável. As autoridades estão revisando o produto químico, depois que o Instituto Nacional da Saúde o considerou como 'provável cancerígeno' em 2008.

O crômio hexavalente é considerado há muito como causador de câncer de pulmão, quando inalado, e há pouco os cientistas determinaram que ele pode causar câncer em animais de laboratório, quando ingerido. Nos animais, foi vinculado a danos hepáticos e renais, leucemia e câncer de estômago.

Usado na indústria até a década de 1990, o crômio hexavalente ainda é usado em algumas indústrias como a de cromagem e fabricação de plásticos e corantes. A substância também pode se infiltrar nas águas subterrâneas, através de minerais naturais."

Disponível em: <http://noticias.terra.com.br/ciencia/noticias/0,,OI4852322-EI8147,00-Estudo+encontra+possivel+substancia+cancerigena+em+agua+potavel.html>. Acesso em: 17 nov. 2012.



Imagine China/Agência France-Presse

Rio contaminado com crômio hexavalente pelos efluentes de uma indústria na província chinesa de Yunnan (2011).

Você sabe explicar?

Como é feita a cromagem de uma peça?

Denominam-se processos galvânicos todos os fenômenos de geração de corrente elétrica por meio de reações químicas.

▸ *Você sabe como é feita uma aliança folheada a ouro?*

Em alguns processos eletroquímicos é conveniente o uso de eletrodos que participem ativamente das reações, isto é, os denominados eletrodos ativos. É o caso da eletrólise de purificação e da galvanoplastia.

1 Eletrólise de purificação

O tratamento metalúrgico dos minérios de cobre produz o metal com pureza da ordem de 98%, é o denominado cobre metalúrgico. Entretanto, para certas aplicações, esse grau de pureza é insuficiente, como para a fabricação de fios elétricos, em que a presença de quantidades mínimas de impurezas diminui exageradamente a condutividade elétrica dos metais.

Para aplicações desse tipo, é necessário um cobre extremamente puro, 99,9%, denominado cobre eletrolítico, que pode ser obtido por meio de eletrólise montada segundo o esquema abaixo:

As ilustrações estão fora de escala. Cores fantasia.

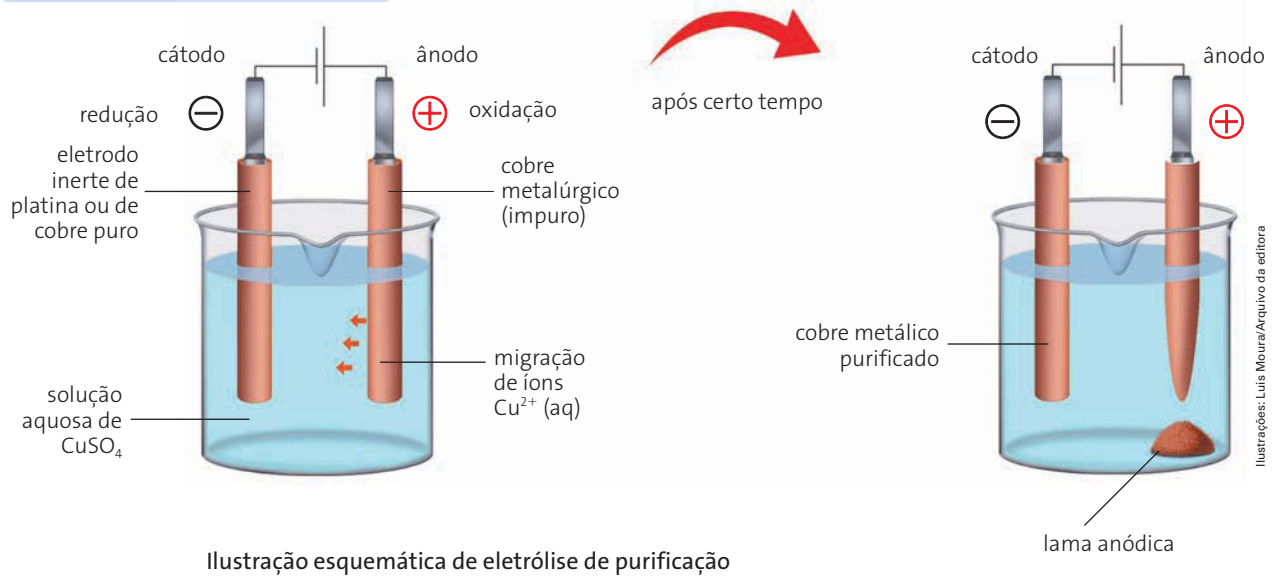


Ilustração esquemática de eletrólise de purificação

- O ânodo (+) é uma placa do cobre metalúrgico que se quer purificar.
- O cátodo (–) é um eletrodo inerte adequado, de platina, por exemplo, ou, o que seria preferível, uma chapa delgada de cobre puro.
- A solução aquosa é de um sal de cobre, como sulfato de cobre II, $CuSO_4(aq)$, já que a presença de um sal em solução é necessária para torná-la condutora de corrente elétrica.

Observe o que ocorre em cada eletrodo:

- No ânodo (polo positivo) poderia haver retirada de elétrons (descarga) dos ânions $SO_4^{2-}(aq)$, $OH^{1-}(aq)$, ou do próprio cobre metálico Cu(s), que constitui o eletrodo.
  Como é mais fácil a retirada de elétrons do cobre metálico (pois um metal naturalmente já possui tendência a doar elétrons), ele será oxidado primeiro: $Cu(s) \longrightarrow Cu^{2+}(aq) + 2\,e^-$.

- No cátodo (polo negativo) poderia haver fornecimento de elétrons (descarga) para os cátions $H_3O^{1+}(aq)$ ou $Cu^{2+}(aq)$. Como o $Cu^{2+}(aq)$ é menos reativo, ele será reduzido primeiro: $Cu^{2+}(aq) + 2\,e^- \longrightarrow Cu(s)$.

Somando as equações de oxidação e redução:

Reação catódica: ~~$Cu^{2+}(aq)$~~ + ~~$2\,e^-$~~ ⟶ ~~$Cu(s)$~~

Reação anódica: ~~$Cu(s)$~~ ⟶ ~~$Cu^{2+}(aq)$~~ + ~~$2\,e^-$~~

Reação global: zero

Em resumo, a placa de cobre metalúrgico (o ânodo) se dissolve, liberando cátions $Cu^{2+}(aq)$ para a solução e, à medida que a corrente elétrica passa, deposita-se cobre no polo negativo, com altíssimo grau de pureza (99,9%). O resultado zero como reação global indica que não houve transformação química, mas apenas um transporte de cobre do polo positivo (ânodo) para o polo negativo (cátodo):

$Cu^0(impuro) \longrightarrow Cu^0(puro)$.

As impurezas encontradas no cobre metalúrgico são uma mistura de resto de minério, sílica (areia) e uma pequena quantidade de metais preciosos, como a prata e o ouro.

A diferença de potencial aplicada na eletrólise de purificação do cobre é suficiente para provocar a formação de cátions $Cu^{2+}(aq)$, mas não de cátions de prata, ouro ou de qualquer outro material que constitui as impurezas, por isso elas não se dissolvem e formam no fundo da cuba eletrolítica a chamada **lama anódica**. A extração e a venda dos metais presentes na lama anódica podem, de certo modo, compensar o alto custo da produção de cobre eletrolítico.

"Em escavações realizadas perto de Bagdá, encontraram-se objetos de decoração da Pérsia antiga, dourados e prateados, em meio a uma rudimentar bateria galvânica, datada de 1200 a.C., ou seja, 3 mil anos antes da primeira eletrodeposição de metais de caráter científico, realizada em 1800 por Luigi Valentino Brugnatelli, um colaborador de Alessandro Volta. Brugnatelli pode ser considerado o fundador da galvanotécnica, já que efetuou várias deposições de prata, cobre, zinco e desenvolveu métodos com complexos metálicos amoniacais."

Disponível em: <http://www.fundacentro.gov.br/dominios/ctn/anexos/AcervoDigital/teseCarlosSérgio-galvânicas.pdf>. Acesso em: 17 nov. 2012.

2 Galvanoplastia

A galvanoplastia (nome que homenageia o cientista Luigi Galvani), além de ter a função de proteger peças metálicas da ação corrosiva do ambiente, também as torna mais bonitas já que, muitas vezes, elas passam a ter a mesma aparência de metais nobres cobiçados (como prata e ouro). Procede-se, assim, a niquelação, a cromação, a prateação, a douração, etc.

A galvanoplastia é uma técnica que permite dar um revestimento metálico a uma peça, colocando-a como cátodo (polo negativo) em um circuito de eletrólise.

Para isso, é necessário que a peça em questão seja feita de um material condutor ou que tenha recebido um tratamento que a torne condutora, por exemplo, peças de plástico podem se tornar condutoras se forem cobertas com uma camada de metal pulverizado.

O ânodo (eletrodo positivo) é constituído de uma placa do metal que vai revestir a peça, e a solução aquosa (banho eletrolítico) deve conter um sal desse metal.

O cátodo (eletrodo negativo) é formado pela própria peça que se quer revestir.

A pessoa que trabalha em galvanoplastia está sujeita a acidentes de trabalho e doenças ocupacionais. Os acidentes podem ser causados por choques elétricos, umidade, temperatura extrema, entre outros. As doenças ocupacionais decorrem da exposição do organismo a névoas ácidas, básicas, contendo contaminantes metálicos, vapores e cianetos.

Muitos metais formam cátions de diferentes valências. A escolha da valência do cátion que deve estar presente no sal e, portanto, na solução, é feita com base na tabela de potenciais-padrão, consultando qual o íon mais facilmente formado na oxidação do metal para que o cátion da solução e o cátion formado na oxidação do ânodo sejam o mesmo.

As ilustrações estão fora de escala. Cores fantasia.

Como é feita a cromagem de uma peça?

Para fazer a cromagem de uma peça é necessário limpá-la com um solvente para desengordurá-la e em seguida dar um banho de ácido para eliminar pontos de oxidação. Após esse tratamento, a peça vai receber um revestimento de cobre e, sobre esse, um revestimento de níquel. Por fim, receberá o revestimento de cromo, que dará um acabamento brilhante e resistente a riscos.

De um modo bem resumido, podemos considerar o esquema montado abaixo para a cromagem de uma peça que recebeu previamente os tratamentos indicados.

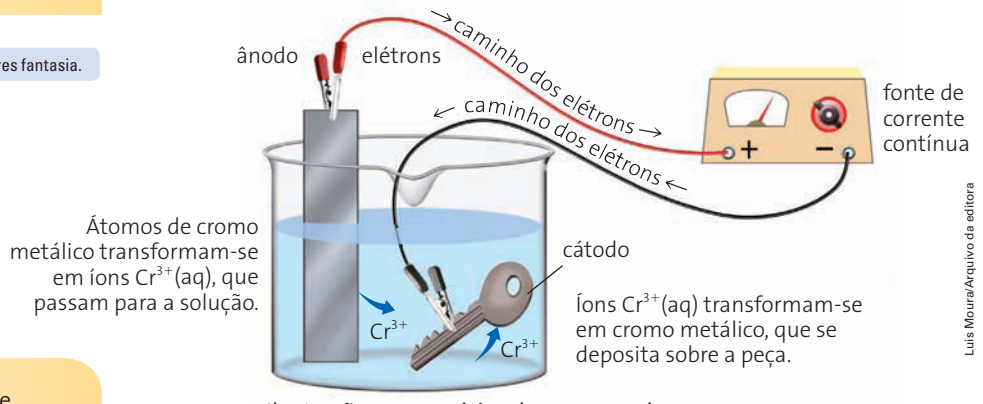


Ilustração esquemática do processo de cromagem

- O ânodo, eletrodo positivo, é constituído de uma placa de cromo metálico, Cr(s), o metal escolhido para o revestimento.
- A solução aquosa é de um sal solúvel de cromo; por exemplo, sulfato de cromo III, $Cr_2(SO_4)_3(aq)$.
- O cátodo, eletrodo negativo, é a peça em questão.
- No ânodo, haverá oxidação do cromo metálico, e a placa sofrerá uma dissolução: $Cr(s) \longrightarrow Cr^{3+}(aq) + 3\ e^-$.
- No cátodo, haverá redução do cátion $Cr^{3+}(aq)$ e deposição de cromo metálico sobre a peça: $Cr^{3+}(aq) + 3\ e^- \longrightarrow Cr(s)$.

Somando-se as equações de oxirredução:

Anódica:	~~$Cr(s)$~~	$\longrightarrow$	~~$Cr^{3+}(aq)$~~	+	~~$3\ e^-$~~
Catódica:	~~$Cr^{3+}(aq)$~~	+	~~$3\ e^-$~~	$\longrightarrow$	~~$Cr(s)$~~
Reação global:			zero		

O resultado zero como reação global indica que não houve transformação química, apenas transporte de cromo do ânodo para o cátodo.

Note que a espessura e a qualidade do revestimento metálico numa peça dependem de uma série de fatores, entre os quais podemos destacar: temperatura, voltagem aplicada, concentração e tipo de íons em solução, tempo de duração do processo, compatibilidade entre o metal que vai revestir a peça e o material do qual a peça é constituída.

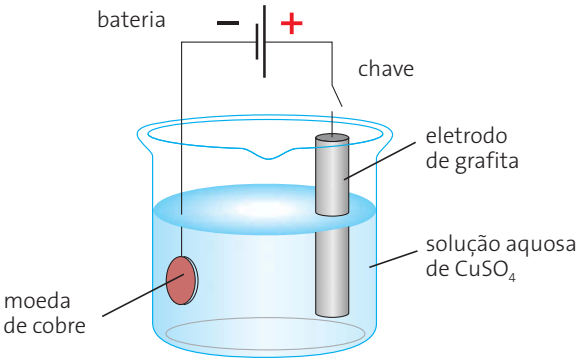
É comum que uma peça de determinado material receba vários revestimentos de metais diferentes, até se obter um acabamento de qualidade com o metal desejado.

Os banhos de deposição que utilizam cromo hexavalente são proibidos em muitos países, mas ainda são utilizados no Brasil.
A solução eletrolítica é composta de ácido crômico, $H_2CrO_4(aq)$, ácido sulfúrico, $H_2SO_4(aq)$, e água. O ácido sulfúrico atua como catalisador do processo, e o ácido crômico é a fonte do cromo hexavalente (no íon cromato, CrO_4^{2-}, o NOX do cromo é igual a +6).
O cromo hexavalente se descarrega no cátodo e fica aderido à peça.
O **ânodo** utilizado, em geral, é constituído de um **material inerte** e, nesse caso, a água, $H_2O(\ell)$, sofre oxidação formando gás oxigênio:
$6\ H_2O(\ell) \rightarrow 1\ O_2(g) + 4\ e^- + + 4\ H_3O^{1+}(aq)$.
Eventualmente durante o processo, névoas de ácido crômico são emitidas para a atmosfera e também íons cromato são liberados para o ambiente junto aos efluentes não tratados, desencadeando problemas sérios de saúde na população.

Questões

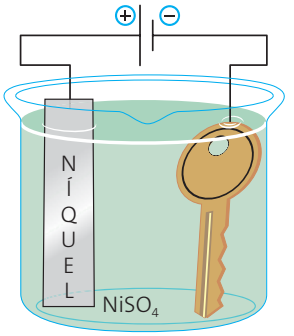
ATENÇÃO!
Não escreva no seu livro!

1. (UFMG) A ilustração abaixo mostra um esquema utilizado para recuperar moedas de cobre antigas, parcialmente oxidadas. O processo que ocorre na superfície da moeda é:



X a) $Cu^{2+}(aq) + 2\,e^- \longrightarrow Cu(s)$
b) $Cu(s) \longrightarrow Cu^{2+}(aq) + 2\,e^-$
c) $2\,H_2O(\ell) \longrightarrow 1\,O_2(g) + 4\,H^{1+}(aq) + 4\,e^-$
d) $4\,OH^{1-}(aq) \longrightarrow 1\,O_2(g) + 2\,H_2O(\ell) + 4\,e^-$
e) $1\,O_2(g) + 4\,H^{1+}(aq) + 4\,e^- \longrightarrow 2\,H_2O(\ell)$

2. (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 a seguir).



Considere as seguintes afirmativas:

I. Na chave, ocorre a reação
$Ni^{2+} + 2\,e^- \longrightarrow Ni^0$
II. No polo positivo, ocorre a oxidação do níquel.
III. No polo positivo, ocorre a reação:
$Ni^0 \longrightarrow Ni^{2+} + 2\,e^-$
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.
X b) I, II, III e IV.
c) I, II e III.
d) II e III.
e) I, II, III e V.

3 Leis de Faraday

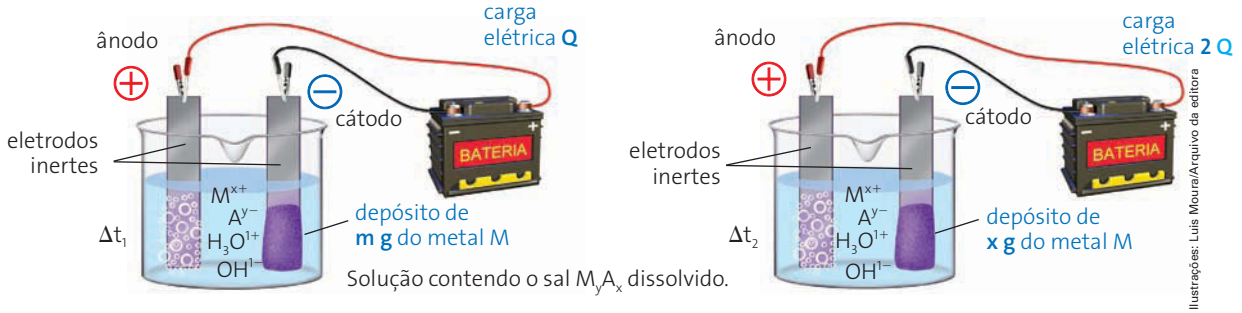
O químico inglês Michael Faraday (1791-1867) foi o responsável por uma série de descobertas importantes, entre elas as leis que determinam quantitativamente os fenômenos ligados à eletrólise.

Com os conhecimentos atuais, podemos prever a massa das substâncias que serão formadas ou transformadas por eletrólise a partir da relação entre a quantidade de eletricidade que percorre o sistema eletrolítico e a massa molar das substâncias envolvidas.

Por meio de um grande número de experimentos, Faraday chegou à seguinte conclusão em relação à massa da substância que participa de um processo de eletrólise e à carga elétrica que atravessa o sistema:

> A massa, m, de uma substância, formada ou transformada por eletrólise, é diretamente proporcional à quantidade de carga elétrica, Q, que atravessa o sistema de um eletrodo a outro.

No sistema a seguir, verifica-se que, ao aplicar uma carga elétrica Q ao sistema, é possível obter um depósito de massa igual a **m g** do metal M no cátodo. Se dobrarmos a carga elétrica no sistema para 2 Q, mantendo-se constante as demais condições, qual massa de metal M iremos obter?



Ilustrações: Luis Moura/Arquivo da editora

As ilustrações estão fora de escala. Cores fantasia.

Estabelecendo uma relação de proporção, teremos:

Q ——— m

2 Q ——— x

$$x = \frac{2\,Q \cdot m}{Q} \quad \Rightarrow \quad x = 2\,m$$

A carga elétrica, Q, que percorre o sistema é calculada multiplicando-se a intensidade da corrente elétrica, i, em ampères, A, pelo tempo, t, de passagem da corrente elétrica, em segundos, s: $Q = i \cdot t$ (A · s).

O produto (A · s): ampère · segundo = coulomb (C).

Essa lei pode ser comprovada experimentalmente medindo-se:

- a intensidade de corrente elétrica, i, em um amperímetro, que passa por uma cuba eletrolítica;
- o tempo, t, de passagem dessa corrente, com um cronômetro;
- a massa, m, da substância formada durante a eletrólise.

À medida que aumentarmos i e t, a massa, m, da substância formada por eletrólise aumentará na mesma proporção.

A segunda lei de Faraday relaciona a quantidade de matéria de elétrons que participa da eletrólise com os coeficientes das semirreações anódica e catódica (corretamente balanceadas), para encontrar a massa de determinada substância formada ou transformada por eletrólise.

A carga de 1 elétron (valor exeperimental) é igual a $1{,}602189 \cdot 10^{-19}$ C. E qual a carga de uma quantidade de matéria de elétrons igual a 1 mol ou $6{,}02214 \cdot 10^{23}$ elétrons? Vamos fazer as contas:

1 elétron possui carga ——— $1{,}602189 \cdot 10^{-19}$ C

$6{,}02214 \cdot 10^{23}$ elétrons possuem carga ——— x

$x = 6{,}02214 \cdot 10^{23} \cdot 1{,}602189 \cdot 10^{-19} \quad \Rightarrow \quad x = 96\,486$ C

Essa quantidade de carga que equivale a 1 mol de elétrons: 96 486 C/mol é conhecida por constante de Faraday (F).

1 F = 96 486 C/mol (carga elétrica de 1 mol de elétrons)

Conhecendo a quantidade de matéria **n** de elétrons que atravessa o circuito calculamos a carga elétrica Q necessária à eletrólise.

96 486 C ——— 1 mol de e–

Q ——— n mol de e–

$Q = n \cdot 96\,486$ C

Observe que Faraday utilizava outros conceitos para expressar a sua lei. Como tais conceitos estão em desuso, vamos trabalhar a lei de Faraday adaptada aos conceitos que conhecemos, o que na essência é a mesma coisa.

Lembre-se de que Faraday não sabia da existência dos elétrons e não conhecia a grandeza mol. Aliás, utilizar a relação entre constante F (determinada experimentalmente por Faraday) e a carga de 1 elétron, que o físico Robert Andrews Millikan (1868-1953) também determinou experimentalmente, é uma maneira clássica de se chegar ao valor da constante de Avogadro. O nome e o símbolo da constante de Faraday são uma homenagem ao trabalho desse cientista.

CURIOSIDADE

Quem foi Michael Faraday?

Michael Faraday nasceu em Londres, na Inglaterra, em 22 de setembro de 1791. Precisou trabalhar cedo para ajudar a família financeiramente, por isso só estudou até a escola elementar.

Aos 13 anos, tornou-se entregador de uma oficina de encadernação; depois de um ano de serviço passou a aprendiz, permanecendo no emprego durante mais sete anos.

Sempre que podia, isolava-se para fazer o que mais gostava: ler livros científicos.

Em 1813, a Royal Society, a maior academia científica inglesa, realizou um ciclo de quatro conferências com o químico inglês sir Humphry Davy (1778-1829), que pesquisava os problemas relacionados aos fenômenos elétricos.

Faraday assistiu a todas as conferências e percebeu que ninguém se dera ao trabalho de anotar o que havia sido dito. Resolveu então fazer um grande manuscrito com as suas anotações e encaderná-lo (já que era mestre nesse ofício). Após ter concluído o trabalho, mostrou-o a Davy, que ficou muito lisonjeado e impressionado com o interesse e o entusiasmo de Faraday. Resolveu convidá-lo para ser seu assistente.

Faraday aceitou prontamente, pois apesar de ser um trabalho de criado, teria acesso a livros e a oportunidade de estudá-los.

Davy levou-o então, como assistente, a uma viagem de dois anos pela Europa, os quais passou visitando os laboratórios das melhores universidades, participando de vários experimentos e palestras científicas.

Quando voltaram a Londres, em 1815, Faraday já dominava completamente as técnicas de laboratório e tinha livre acesso aos equipamentos para fazer experimentos.

Trabalhando muito, conseguiu realizar importantes pesquisas em Química e em Física. Os resultados foram publicados em livros, o que chamou a atenção dos membros da Royal Society para o seu talento científico.

Mas quando Faraday foi julgado em condições de se tornar membro da Royal Society, faltou apenas um voto para que a assembleia da Academia o aceitasse por unanimidade: justamente o voto de Humphry Davy.

Faraday acabou sendo aceito, e em 1825 foi eleito diretor do laboratório da Royal Society. Nesse mesmo ano descobriu o benzeno, $C_6H_6(\ell)$.

Os anos de trabalho como assistente de Davy deram a Faraday a possibilidade de se tornar um excelente químico experimental e como sua formação em Matemática era muito precária ele buscava compreender a essência dos fenômenos que observava para poder transmiti-los em palavras, pois precisava tornar acessível os resultados de suas descobertas usando uma linguagem comum.

Isso obrigou Faraday a procurar a explicação mais simples para cada fenômeno, o que se tornou útil na realização de estudos cada vez mais complexos.

Faraday determinou as leis da Eletroquímica pelo menos 60 anos antes de o elétron ser efetivamente "descoberto", numa época em que ainda não se trabalhava com fórmulas (a notação dos símbolos e das fórmulas das substâncias como utilizamos hoje foi proposta por Berzelius em 1814), por isso, Faraday precisou utilizar conceitos que hoje em dia estão em desuso.

Aos 56 anos precisou abandonar em grande parte o trabalho científico por problemas de saúde e faleceu em Londres, em 1867, aos 76 anos de idade.

Reprodução/Ed. Contraponto



As conferências e experimentos feitos por Michael Faraday no século XIX podem ser encontrados em seu livro *A história química de uma vela:* as forças da matéria (Rio de Janeiro: Contraponto, 2003).

4 Aplicações das leis de Faraday

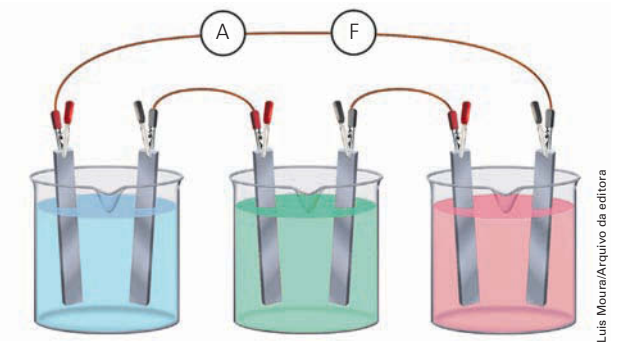
As leis de Faraday podem ser utilizadas para resolver uma série de problemas de ordem prática, relacionados aos processos de eletrólise e de pilhas. Vamos ver dois exemplos a seguir.

Observação: para facilitar os cálculos vamos aproximar o valor da constante de Faraday para 96 500 C/mol .

Exemplo envolvendo cubas eletrolíticas ligadas em série:

Calcule as massas dos metais depositadas em três cubas eletrolíticas, ligadas em série, submetidas a uma corrente de 5 A, durante 32 minutos e 10 segundos, conforme o esquema abaixo. Dadas as massas molares em g/mol: Cu = 63,5; Fe = 56; Ag = 108.

As ilustrações estão fora de escala. Cores fantasia.



Luis Moura/Arquivo da editora

Resolução:

Passando o valor do tempo para segundos: $32 \cdot 60 + 10 = 1930$ s

1 A ——— 1 C/s

5 A ——— x C/1930 s

$$\frac{x\ C}{1930\ s} = \frac{5\ A \cdot 1\ C}{1\ A \cdot s} \Rightarrow x\ C = \frac{1930\ s \cdot 5\ A \cdot 1\ C}{1\ A \cdot s}$$

x C = 9 650 C, ou seja, Q = 9 650 C

Semirreação catódica:

Cu^{2+} (aq)	+	2 e^-	⟶	Cu(s)
		2 mol		1 mol
		2 · 96 500 C	———	1 · 63,5 g
		9 650 C		x

$$x = \frac{9\,650 \cdot 1 \cdot 63{,}5}{2 \cdot 96\,500} \Rightarrow x = 3{,}175 \text{ g de Cu(s)}$$

Semirreação catódica:

Fe^{3+} (aq)	+	3 e^-	⟶	Fe(s)
		3 mol		1 mol
		3 · 96 500 C	———	1 · 56 g
		9 650 C	———	y

$$y = \frac{9\,650 \cdot 1 \cdot 56}{3 \cdot 96\,500} \Rightarrow y \simeq 1{,}867 \text{ g de Fe(s)}$$

Também é possível encontrar diretamente o valor de Q pelo cálculo:

$Q = i \cdot t \Rightarrow Q = 5 \cdot 1930 \Rightarrow$

$\Rightarrow Q = 9\,650$ C.

Observação:

Se: $1\ A \cdot 1\ s = 1\ C$

Então: $1\ A = \frac{1\ C}{s}$

Lembre-se de que 1 minuto equivale a 60 segundos.

Semirreação catódica:

$Ag^{1+}(aq) + 1\,e^- \longrightarrow Ag(s)$

1 mol — 1 mol

$1 \cdot 96\,500$ C — $1 \cdot 108$ g

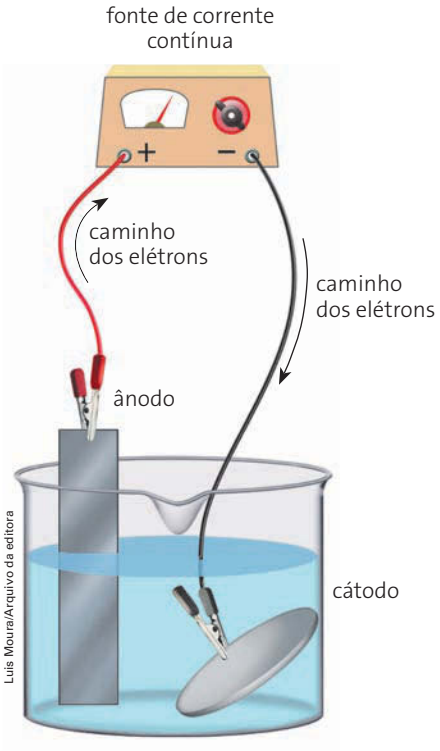
9 650 C — z

$z = \dfrac{9\,650 \cdot 1 \cdot 108}{1 \cdot 96\,500} \Rightarrow z = 10{,}8$ g de Ag(s)

As massas dos metais depositadas nas três cubas eletrolíticas foram 3,175 g de Cu(s), ≃ 1,867 g de Fe(s) e 10,8 g de Ag(s).

Exemplo prático envolvendo galvanoplastia:

Uma calota de automóvel de área igual a 500 cm^2 constitui o cátodo de uma cuba eletrolítica que contém solução aquosa de cloreto de níquel II, $NiCl_2(aq)$. Para niquelar a calota, faz-se passar através da cuba uma corrente elétrica de 35,5 A. Qual o tempo necessário para que seja depositada na calota uma camada de níquel igual a 0,01 mm de espessura? Dados: Ni = 59 g/mol, $d_{níquel} = 8{,}9$ g/cm^3, 1 F = 96 500 C.



Resolução:

Para resolver esse problema, devemos primeiro calcular qual a massa de Ni(s) que irá cobrir a calota de área 500 cm^2 com uma espessura de 0,01 mm.

1 cm — 10 mm

x — 0,01 mm

$x = \dfrac{0{,}01 \cdot 1}{10} \Rightarrow x = 10^{-3}$ cm

V = área · espessura

$V = 500\ cm^2 \cdot 10^{-3}\ cm \Rightarrow V = 0{,}500\ cm^3$

$d = \dfrac{m}{V} \Rightarrow m = d \cdot V$

$m = 8{,}9 \cdot 0{,}500 \Rightarrow m_{níquel} = 4{,}45$ g

Cálculo da carga elétrica Q necessária:

Semirreação catódica:

$Ni^{2+}(\ell) + 2\,e^- \longrightarrow Ni(s)$

2 mol — 1 mol

$2 \cdot 96\,500$ C — $1 \cdot 59$ g

x — 4,45 g

$x = \dfrac{4{,}45 \cdot 2 \cdot 96\,500}{1 \cdot 59} \Rightarrow x \simeq 14\,556{,}78$ C

Cálculo do tempo necessário para o depósito do níquel:

1 s — 1 C/A

x — 14 556,78 C/35,5 A

$x = \dfrac{14\,556{,}78\ C \cdot 1\ s}{35{,}5\ A \cdot 1\ \frac{C}{A}} \Rightarrow x = \dfrac{14\,556{,}78\ \cancel{C} \cdot 1\ \cancel{A} \cdot s}{35{,}5\ \cancel{A} \cdot 1\ \cancel{C}}$

$x \simeq 410$ s, ou seja, $t \simeq 410$ s

De forma ideal são necessários 410 segundos para depositar na calota uma camada de níquel igual a 0,01 mm de espessura.

Também é possível encontrar diretamente o valor de t pelo cálculo:

$Q = i \cdot t \Rightarrow t = \dfrac{Q}{i} \Rightarrow t = \dfrac{14\,556{,}7}{35{,}5}$

$\Rightarrow t = 410$ s

Questões

3. (PUC-SP) Duas células eletrolíticas foram ligadas em série. A primeira continha uma solução de $CuSO_4(aq)$, e a segunda, uma solução aquosa de um sal metálico desconhecido. Verificou-se que, enquanto 1,272 g de cobre foi depositado na primeira célula, ocorreu a deposição de 3,420 g do metal desconhecido no cátodo da segunda célula. Sabe-se que o número de oxidação do íon metálico desconhecido é de 2+. Tendo em conta os dados apresentados, pede-se:

a) o número de mol de elétrons que passou pelas células;
b) a massa atômica do metal desconhecido.

4. (UEL-PR) Considere duas soluções aquosas, uma de nitrato de prata, $AgNO_3$, e outra de um sal de um metal X, cuja carga catiônica não é conhecida. Quando a mesma quantidade de eletricidade passa através das duas soluções, 1,08 g de prata e 0,657 g de X são depositados.
Pelas informações, é correto afirmar que X tem a carga iônica:
a) –1 b) +1 c) +2 X d) +3 e) +4

5. Qual o volume de gás cloro, medido nas CNTP, e a massa de cálcio metálico obtidos numa eletrólise ígnea do cloreto de cálcio, $CaCl_2(\ell)$, sabendo que uma corrente elétrica de intensidade igual a 10 ampères atravessou a cuba eletrolítica durante 965 segundos?

6. (FEI-SP) Um rádio de pilha ficou ligado durante a partida de um jogo de futebol. Nesse período, sua cápsula de zinco sofreu um desgaste de 0,3275 g, tendo originado uma corrente de 0,322 A. Qual foi a duração da narração do jogo, em minutos?

7. (Enem) A eletrólise é muito empregada na indústria com o objetivo de reaproveitar parte dos metais sucateados. O cobre, por exemplo, é um dos metais com maior rendimento no processo de eletrólise, com uma recuperação de, aproximadamente, 99,9 %. Por ser um metal de alto valor comercial e de múltiplas aplicações, sua recuperação torna-se viável economicamente.
Suponha que, em um processo de recuperação de cobre puro tenha-se eletrolisado uma solução de sulfato de cobre II, $CuSO_4(aq)$, durante 3 h, empregando-se uma corrente elétrica de intensidade igual a 10 A. A massa de cobre puro recuperada é de, aproximadamente
Dados: Constante de Faraday F = 96 500 C/mol; Massa molar em g/mol: Cu = 63,5.
a) 0,02 g. c) 2,40 g. e) 71,0 g
b) 0,04 g. X d) 35,5 g.

8. (Uerj) As novas moedas de centavos, que começaram a circular no mercado, apresentam uma tonalidade avermelhada obtida por eletrodeposição de cobre a partir de uma solução de sulfato de cobre II.
Para recobrir um certo número de moedas foi efetuada a eletrólise, com uma corrente elétrica de 5 ampères, em 1 L de solução 0,10 mol · L^{-1} em $CuSO_4(aq)$, totalmente dissociado.

a) Escreva a equação química que representa a dissociação do sulfato de cobre II e calcule a concentração dos íons sulfato, em mol · L^{-1}, na solução inicial.
b) Determine o tempo necessário para a deposição de todo o cobre existente na solução, considerando 1 F = 96 500 C/mol.

9. (Ueba) Um dos meios para se proteger peças de ferro da corrosão é a deposição eletrolítica de uma camada de crômio metálico sobre elas, a partir de soluções ácidas de CrO_3. A massa, em gramas, de crômio metálico que será depositada pela passagem de 96 500 coulombs de eletricidade através da solução ácida é igual a:
a) $6 \cdot 10^{23}$ c) 100 X e) 8,7
b) $9{,}6 \cdot 10^{4}$ d) 52

10. (Unifor-CE) Na obtenção industrial de alumínio ocorre a seguinte reação catódica:

$$A\ell^{3+} + 3\,e^- \longrightarrow A\ell$$

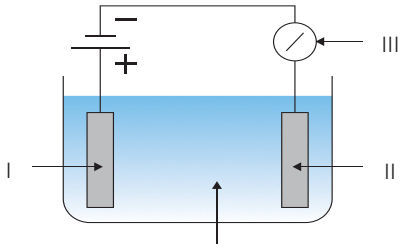
Sabendo-se que 1 F (faraday) é a carga de 1 mol de elétrons, quantos faradays provocam a deposição de 9 quilogramas de alumínio?
a) 3 b) 30 c) 100 d) 300 X e) 1000

11. (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 X d) 5,4 g e) 1,08 g

12. (UnB-DF) No cátodo de uma cuba eletrolítica contendo solução de $Cr^{3+}(aq)$, adaptou-se uma peça de automóvel para ser cromada. Durante 9 650 segundos passou-se uma corrente de 3 A. Calcule o aumento da massa em gramas da peça. Dados: Cr = 52 g/mol. F = 96 500 C/mol.

Exercícios de revisão

18.1 (Fuvest-SP) Para pratear eletroliticamente um objeto de cobre e controlar a massa de prata depositada no objeto, foi montada a aparelhagem a seguir:



solução aquosa de sal de prata

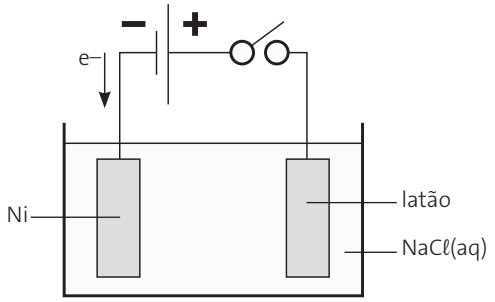
na qual I, II e III são, respectivamente:

a) objeto de cobre, chapa de platina e amperímetro.
b) chapa de prata, objeto de cobre e voltímetro.
c) objeto de cobre, chapa de prata e voltímetro.
d) objeto de cobre, chapa de prata e amperímetro.
X e) chapa de prata, objeto de cobre e amperímetro.

18.2 (UFU-MG) O níquel é um metal resistente à corrosão, componente de superligas e de ligas, como o aço inoxidável e o metal monel (usado em resistências elétricas), sendo também usado na galvanização do aço e do cobre. Considerando o exposto, marque a opção correta.

a) O ânodo é o eletrodo que sofre redução.
b) O cátodo é o eletrodo que sofre oxidação.
X c) A niquelagem ocorre no cátodo.
d) A niquelagem ocorre no ânodo.
e) Na eletrólise a reação química gera corrente elétrica.

18.3 (Fuvest-SP) Com a finalidade de niquelar uma peça de latão, foi montado um circuito, utilizando-se fonte de corrente contínua, como representado na figura.



Latão = liga de cobre e zinco

No entanto, devido a erros experimentais, ao fechar o circuito, não ocorreu a niquelação da peça. Para que essa ocorresse, foram sugeridas as alterações:

I. Inverter a polaridade da fonte de corrente contínua.
II. Substituir a solução aquosa de NaCℓ por solução aquosa de $NiSO_4$.
III. Substituir a fonte de corrente contínua por uma fonte de corrente alternada de alta frequência.

O êxito do experimento requereria apenas:

a) a alteração I.
b) a alteração II.
c) a alteração III.
X d) as alterações I e II.
e) as alterações II e III.

18.4 (PUCC-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, são corretas somente:

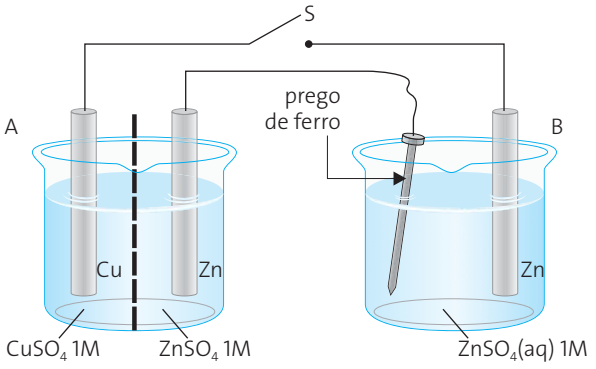
a) I. b) II. c) III. X d) I e II. e) II e III.

18.5 (UFV-MG) Na indústria de galvanoplastia uma das técnicas utilizadas é a cromagem, que consiste na cobertura de peças metálicas com crômio para proporcionar beleza e durabilidade. Neste processo a própria peça metálica funciona como um dos eletrodos. Na eletrólise do sulfato de crômio (III), $Cr_2(SO_4)_3$, o íon Cr^{3+} é reduzido a Cr^0 sobre a peça e o oxigênio da água é oxidado a O_2 no outro eletrodo. É CORRETO afirmar que:

a) a deposição de um mol de crômio requer um mol de elétrons.
b) o íon Cr^{3+} oxida a peça metálica.
c) a peça metálica funciona como ânodo.
X d) a solução fica mais ácida no decorrer da eletrólise.

18.6 (UFPE) No béquer A, a linha pontilhada representa uma parede porosa que separa as soluções aquosas de $CuSO_4$ 1 mol/L e de $ZnSO_4$ 1 mol/L. Considere os potenciais-padrão a seguir:

$Zn^{2+} + 2\,e^- \longrightarrow Zn \quad -0{,}76\ V$
$Fe^{2+} + 2\,e^- \longrightarrow Fe \quad -0{,}44\ V$
$Cu^{2+} + 2\,e^- \longrightarrow Cu \quad +0{,}34\ V$



Ao fechar a chave "S", podemos afirmar:

(Marque coluna I para certo e coluna II para errado.)

I – II

0 – 0 O zinco será oxidado nos dois béqueres.

1 – 1 Ocorrerá depósito de ferro metálico sobre o eletrodo de zinco.

2 – 2 O béquer "A" é uma célula galvânica (uma pilha) e o béquer "B" é uma célula eletrolítica.

3 – 3 Não haverá reação química.

4 – 4 Após algum tempo, o eletrodo de cobre e o prego estarão mais pesados e os eletrodos de zinco, mais leves.

18.7 (UFC-CE) A eletrólise é muito empregada na indústria, objetivando o reaproveitamento de metais a partir de sucata. A recuperação do cobre através de técnica eletrolítica obtém um rendimento de 99,9% e é viável economicamente por ser um metal de alto valor comercial e de variada aplicação.

a) Dê as reações químicas (anódica, catódica e da célula), usando como ânodo o cobre impuro.

b) Calcule a massa de cobre eletrorrecuperada, quando da passagem de uma corrente de 1,0 A através de uma solução ácida de sulfato de cobre, após 3,0 h de operação.
Dados: 1 F = 96 500 C · mol^{-1}
massa molar: Cu = 63,5 g/mol

18.8 (Unicamp-SP) Quando o acumulador dos automóveis (bateria de chumbo) fornece uma corrente elétrica, ocorre uma reação química representada por:

$$Pb(s) + PbO_2(s) + 4\,H^{1+}(aq) + 2\,SO_4^{2-}(aq) \longrightarrow 2\,PbSO_4(s) + 2\,H_2O(\ell)$$

a) Quais as variações do número de oxidação do chumbo nesta reação?

b) O anúncio de uma bateria de automóvel dizia que a mesma poderia fornecer 50 A · h.

Neste caso, quantos gramas de chumbo metálico seriam consumidos?
Dados: Constante de Faraday = 96 500 C/mol. Lembre-se de que a constante de Faraday é igual à constante de Avogadro multiplicada pela carga do elétron.
Massa molar do chumbo = 207 g/mol; 1 A · h = 3 600 C.

18.9 (Cefet-MG) Uma indústria de eletrodeposição pretende depositar 232 g de níquel em uma peça metálica. Sendo a corrente elétrica que atravessa o circuito externo da cuba eletrolítica igual a 1 930 A, o tempo de eletrólise necessário para eletrodepositar tal massa de níquel é:

a) 965 s c) 400 min e) 100 s
X b) 400 s d) 16,08 min

18.10 (FEI-SP) Para se cobrear (cobrir com cobre) uma peça metálica, foi utilizada uma solução de sulfato de cobre II e uma corrente de 2,0 A durante 50 minutos. A massa de cobre depositada na peça, em gramas, é aproximadamente (Cu = 63,5 g/mol; constante de Faraday = 96 500 C):

a) 0,3; b) 1,0; X c) 2,0; d) 4,0; e) 5,0.

18.11 (PUC-PR) Uma corrente elétrica de 5 A atravessa uma solução de cloreto de ouro, $AuC\ell_3$, durante 30 minutos. Sabendo-se que a massa atômica do ouro é 197 u e a constante de Faraday é igual a 96 500 C, a massa de ouro depositada no cátodo é:

a) 18,36 g. c) 0,106 g. X e) 6,12 g.
b) 12,24 g. d) 0,20 g.

18.12 (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

$$A\ell^{3+} + 3\,e^- \longrightarrow A\ell$$

Se uma cela eletrolítica opera durante uma hora, passando carga equivalente a 3 600 F, a massa de alumínio metálico produzida é

X a) 32,4 kg b) 97,2 kg c) 27,0 kg d) 96,5 kg e) 3,60 kg

18.13 (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?

a) 11,2 g X b) 5,6 g c) 56,0 g d) 112,0 g e) 224,0 g

18.14 (Uerj) O magnésio, graças a sua leveza, é usado na indústria espacial e aeronáutica, em aparelhos óticos e equipamentos em geral. As ligas de magnésio, muito resistentes, são empregadas na fabricação de motores e fuselagens de aviões. A maior parte deste metal é produzida pela eletrólise ígnea do cloreto de magnésio obtido da água do mar. Ao passarmos uma corrente elétrica de carga de 19 300 C através de cloreto de magnésio fundido, são produzidas massas de magnésio metálico e de gás cloro, em gramas, respectivamente iguais a:

a) 2,4 e 3,55. c) 4,8 e 7,10. e) 14,2.
X b) 2,4 e 7,10. d) 4,8

18.15 (UFPA) Uma lâmina delgada de níquel de 12 cm por 20 cm foi recoberta por prata, usando-se um banho de cianeto de prata. Sabendo-se que foi usada uma corrente de 8 A com eficiência de 90%, que o tempo de operação foi igual a 2 h e que a densidade da prata é 10,5 g/cm^3, então a espessura da camada de prata sobre a lâmina foi igual a:

a) 0,115 mm. c) 1,15 mm. e) 0,460 mm.
b) 0,460 mm. X d) 0,230 mm.

18.16 (Ufro) Pela eletrólise de uma solução aquosa de $NaC\ell$, durante 25 min e com uma corrente de 3 A, obtém-se nas CNTP o seguinte volume de cloro, em mL:

a) 261 b) 430 X c) 522 d) 804 e) 1008

Compreendendo o mundo

O tema central desta unidade foi lixo eletrônico, que consiste não apenas nas pilhas e baterias que fazem funcionar uma lista imensa de aparelhos eletro-eletrônicos como também de sua carcaça plástica e demais anexos.

Vimos que o lixo eletrônico pode fornecer uma quantidade apreciável de metais preciosos (geralmente maior do que a extraída de minas produtivas) e que isso explica em parte o fato de governantes de países menos favorecidos fazerem "vistas grossas" ao comércio e ao despejo de lixo eletrônico em seu território.

O problema é que com os metais preciosos também são encontrados vários metais tóxicos (metais pesados) que, ao serem expostos ao meio ambiente, contaminam o ar, a água, o solo, os alimentos e a saúde daqueles que os manipulam. Vimos também que a reciclagem responsável desse material é um processo complexo, altamente especializado e que atualmente representa apenas 1% do total de pilhas comercializadas no Brasil, sem contar as que são enviadas para serem recicladas fora do país (apenas as baterias automotivas apresentam um índice de reciclagem elevado: 99,5%).

As leis que regulamentam a fabricação e o descarte de pilhas no Brasil são bastante rígidas: a quantidade de metais tóxicos que cada pilha pode conter atualmente é muito pequena de modo a permitir seu descarte no lixo doméstico "para ser encaminhado a aterros sanitários licenciados".

A lei só não prevê a entrada maciça no país de pilhas fora das especificações (contrabando) e a completa falta de aterros sanitários aptos a receber esse material (são apenas 10% dos aterros existentes).

O que podemos fazer?

Abrir mão desses produtos?

É possível imaginar a vida sem computador, sem celular, máquina fotográfica, calculadora, automóvel? Sem entrar na discussão sobre distribuição de renda e acesso a bens de consumo, podemos dizer que, para quem conhece e usa esses aparelhos, a resposta provável é não.

Nesse caso, precisamos começar a agir:

- Reciclar:

Encaminhar pilhas e baterias para a reciclagem e exigir das autoridades um aumento no índice de pilhas e baterias recicladas de forma responsável em nosso país.

- Participar:

Forme grupos na escola e/ou comunidade do bairro em que você mora para lutar pelo fim dos "lixões" e pela implantação de aterros sanitários licenciados aptos a receber esses e outros tipos de material tóxico descartados no lixo.

- Consumir de forma consciente:

Verificar a procedência das pilhas e baterias que for adquirir. Não comprar as que estiverem fora de especificação mesmo que sejam mais baratas (o custo nunca vai compensar os danos que elas podem causar ao ambiente).

- Consumir apenas o necessário:

Não descartar aparelhos ainda em funcionamento ou que podem ser consertados. Não trocar aparelhos eletrônicos desnecessariamente.

Quando for adquirir um produto eletrônico, tenha certeza de sua real necessidade em relação a ele: você precisa **mesmo** presentear uma criança com uma boneca que chora e fala mamãe? Uma boneca de pano ou fantoche não poderia ser até mais divertida? Precisa **mesmo** de uma agenda eletrônica? De um barbeador elétrico? De um celular novo? De um computador mais potente?

O consumismo — que é tema de uma unidade no próximo volume dessa coleção — é considerado um dos maiores problemas ambientais da atualidade.

Quem consome muito tende a descartar os produtos rapidamente, gerando um grande volume de lixo e prejuízos ao ambiente local e, muitas vezes, a pessoas que habitam no outro lado do mundo. E você não vai querer viver assim, vai?

Sugestões de leitura, filmes e *sites*

Sugestões de leitura

- CHAGAS, Aécio Pereira. *História e a química do fogo*. São Paulo: Átomo, 2005.
- EMSLEY, John. *Vaidade, vitalidade e virilidade – a ciência por trás dos produtos que você adora consumir*. Rio de Janeiro: Jorge Zahar: 2006.
- FARIAS, Robinson Fernandes de. *Introdução à Química forense*. São Paulo: Átomo, 2008.
- _____. *A história da Química*. São Paulo: Átomo, 2008. v. 1, 2 e 3. (Para gostar de ler).
- HOFFMANN, Roald. *O mesmo e o não mesmo*. São Paulo: Ed. da Unesp, 2007.
- LUFT, Mansur. *Os ferrados e os cromados*. Ijuí: Unijuí, 1992.
- RETONDO, Carolina Godinho; FARIA, Pedro. *Química das sensações*. São Paulo: Átomo, 2008.
- ROBERTS, Royston M. *Descobertas acidentais em ciências*. São Paulo: Papirus, 1993.
- SCHWARCZ, Joe. *Barbies, bambolês e bolas de bilhar*. São Paulo: Jorge Zahar, 2009.
- WOLKE, Robert L. *O que Einstein disse a seu cozinheiro*. São Paulo: Jorge Zahar, 2003.

Sugestões de filmes

- *A alternativa berço a berço:* <http://tvescola.mec.gov.br/index.php?&option=com_zoo&view=item&item_id=1169>.
- *A garota que calou o mundo por seis minutos:* <www.youtube.com/watch?v=pMOkCyfBvQY>.
- *A história das coisas* (The Story of Stuff with Annie Leonard/Louis Fox/Estados Unidos/2007).
- *Comércio de sucata – vendendo lixo para a China:* <www.youtube.com/watch?v=Unu8cpAopXA>.
- *Diamante de sangue* (Blood Diamonds/The History Channel/Estados Unidos/2006).
- *Escritores da liberdade:* <www.youtube.com/watch?v=31wXxI5xItU>.
- *Especial drogas: os perigos do alcoolismo*. Vejapontocom: <http://youtu.be/EEPVGHjCmsE>.
- *Especial drogas: segredos para parar de fumar*. Vejapontocom: <http://youtu.be/KYtRWwWlL1o>.
- *Fluoreto – a decepção*: <www.youtube.com/watch?v=_1uVcy15PXc>.
- *Impacto bruto* (Crude Impact): <www.youtube.com/watch?v=bvyDH8-y-AE>.
- *Ouro azul – a guerra mundial pela água* <www.youtube.com/watch?v=EcHJd0KYYZI>.
- *Trabalho infantil – Radiohead and MTV EXIT: All I Need* (2008): <http://vimeo.com/14819307>.
- *Pão nosso de cada dia* (Unser täglich brot): <www.youtube.com/results?search_query=unser+ täglich+brot&oq=Unser+täglich+Brot&gs>.
- *Zeitgeist: Addendum* (Zeitgeist: Addendum/Peter Joseph/Estados Unidos/2008).
- *Zeitgeist: Moving Forward* (Zeitgeist: Moving Forward/Peter Joseph/Estados Unidos/2011).
- *Zeitgeist: o filme* (Zeitgeist/Peter Joseph/Estados Unidos/2007).

Sites

- Associação Brasileira da Indústria Química (Abiquim): <www.abiquim.org.br>.
- Associação Brasileira de Nutrologia (Abran): <www.abran.org.br>.
- Como tudo funciona: <http://ciencia.hsw.uol.com.br>.
- Ensino de Química: <http://ensquimica.blogspot.com/>.
- Instituto Brasileiro de Defesa do Consumidor (Idec): <www.idec.org.br>.
- Instituto Nacional de Metrologia, Qualidade e Tecnologia (Inmetro): <www.inmetro.gov.br>.
- Laboratório de Química do Estado Sólido: <http://lqes.iqm.unicamp.br>.
- Molecularium – simulações em Química-Física: <http://nautilus.fis.uc.pt/molecularium>.
- Ponto Ciência: <http://pontociencia.org.br>.
- Portal do Meio Ambiente: <www.portaldomeioambiente.org.br>.
- Prof. Emiliano Chemello: <www.quimica.net/emiliano>.
- *Química Nova na Escola:* <http://qnesc.sbq.org.br/online>.
- Unidade de Pesquisas em Álcool e Drogas (Uniad): <http://www.uniad.org.br>.
- Vídeos para o ensino da Física e da Química: <www.ensinofisicaquimica.blogspot.com>.
- WebElements: <www.webelements. com>.

Bibliografia

ATKINS, Peter; JONES, Loretta. *Princípios de Química:* questionando a vida moderna. São Paulo: Bookman, 2006.

BRADY, James E.; HUMISTON, Gerard E. *Química geral*. v. I e II. Rio de Janeiro: LTC, 1986.

BUENO, Willie A.; LEONE, Francisco de A. *Química geral*. São Paulo: McGraw-Hill, 1978.

CHAGAS, Aécio Pereira. *Como se faz Química:* uma reflexão sobre a Química e a atividade do químico. 2. ed. Campinas: Ed. da Unicamp, 1992.

EBBING, Darrell D. *Química geral*. v. I. Rio de Janeiro: LTC, 1998.

KOTZ, John C.; TREICHEL JR., Paul. *Química e reações químicas*, v. I e II. Rio de Janeiro: LTC, 1998.

LEE, J. D. *Química inorgânica não tão concisa*. 4. ed. São Paulo: Edgard Blücher, 1996.

LOURENÇO, Maria da Graça. *Química, ciências físico-quimicas*. Porto: Porto editora, 1996.

MORRISON, R.; BOYD, R. *Química Orgânica*. 13. ed. Lisboa: Fundação Calouste Gulbenkian, 1996.

PERRY, Robert H.; GREEN, Don W. *Perry's Chemical Engineer's Handbook*. 6 ed. Kansas: McGraw-Hill, 1984. (Chemical Engineering Series).

PIMENTEL, George C. (Org.). *Química:* uma ciência experimental. 4. ed. Lisboa: Fundação Calouste Gulbenkian, 1963.

ROCHA, J. C.; ROSA, A. H.; CARDOSO, A. *Introdução à Química ambiental*. Porto Alegre: Bookman, 2004.

SNYDER, Carl H. *The Extraordinary Chemistry of Ordinary Things*. 2. ed. New York, John Wiley & Sons, 1995.

SPENCER, James N.; BODNER, George M.; RICKARD, Lyman H. *Química:* estrutura e dinâmica. Rio de Janeiro: LTC, 2007.

Índice remissivo

A

Anodo, **270**

B

Baterias, **280**

C

Calor, **138**
Caloria, **138**
Calorímetro bomba, **140**
Catalisadores, **179**
Catálise
  homogênea, **181**
  heterogênea, **181**
Cátodo, **270**
Cinética química, **169**
Coeficiente de solubilidade, **76**
Complexo ativado , **174** e **175**
Concentração, **78**
  em massa, **78**
  em ppm, **88**
  em mol/L, **92**
  no equilíbrio, **197**
Condições-padrão, **145**
Condições para que ocorra uma reação, **174**
Constante
  de ionização, **225**
  do produto de solubilidade, **256**
Constantes de equilíbrio
  K_C, **198**
  K_p, **198**
Conteúdo calorífico, **138**
Conversão de energia
  química em elétrica, **265**
  elétrica em química, **265**
Conversor catalítico, **182**
Crioscopia, **124**

D

Densidade, **80**
  aparente, **45**
Deslocamento de equilíbrios iônicos, **234**
Difusão, **126**
  gasosa, **53**
Diluição, **99**

E

Ebulioscopia, **122**
Efeito do íon comum, **248**
Efusão gasosa, **53**
Eletrólise, **291**
  ígnea, **291**
  em meio aquoso, **299**
  de purificação, **306**
Eletrólitos, **240**
Energia
  das ligações, **162**
  de ativação, **174** e **175**
Entalpia-padrão
  de combustão, **153**
  de formação, **156**
Equação de Clapeyron, **33**
Equilíbrio
  dinâmico, **193**
  iônico, **225**

F

Fatores
  que deslocam o equilíbrio de um sistema, **214**
  que influenciam a taxa de desenvolvimento da reação, **178**
Força eletromotriz, **272**

G

Galvanoplastia, **307**
Gás ideal, **13**

H

Hidrólise de íons, **245**

L

Lei
- de Hess, **157**
- da ação das massas, **183**
- da diluição de Ostwald, **229**
- de Faraday, **309**

M

Massa molar aparente, **45**
Mistura de soluções
- que reagem entre si, **106**
- que não reagem entre si, **101**

O

Ordem
- de reatividade dos metais, **266**
- de uma reação, **185**

Osmoscopia, **126**
Oxidação, **265**

P

pH, **240** e **241**
Pilha
- seca ácida – Leclanché, **276**
- seca alcalina, **278**
- de Daniell, **269**

pOH, **240** e **241**
Ponte salina, **271**
Potências-padrão
- de redução, **275**
- de oxidação, **275**

Pressão
- parcial, **41**
- máxima de vapor, **47**

Produto iônico da água, **240**
Propriedades coligativas, **117**
Pureza dos reagentes, **68**

R

Reações
- exotérmicas, **142**
- endotérmicas, **143**

Reagentes em excesso, **64**
Redução, **265**
Rendimento da reação, **66**

S

Soluções, **75**
- neutra, **241**
- ácida, **241**
- básica, **243**
- tampão, **250**

Soluto, **75**
Solvente, **75**

T

Taxa de desenvolvimento da reação, **169**
Termoquímica, **138**
Titulação de soluções, **109**
Título
- em massa, **82**
- em volume, **86**

Tonoscopia, **118**
Transformações
- isotérmica, **17**
- isobárica, **20**
- isocórica, **22**

V

Volume parcial, **43**

Manual do Professor

Química

Volume 2

Sumário

1 Apresentação e objetivos da coleção 323

2 Organização do conteúdo 323

3 Trabalho com textos 325

4 Sobre o desenvolvimento dos conteúdos 325

5 Proposta metodológica 326

6 Sugestão de planejamento 327

7 Avaliação 328

8 Recurso alternativo: mapas conceituais 329

9 Materiais didáticos digitais 331

10 Referências bibliográficas 332

11 Capítulo a capítulo em sala de aula 333

12 Sugestão de atividade interdisciplinar 421

13 Referências bibliográficas 423

1 Apresentação e objetivos da coleção

Esta coleção está organizada em três volumes com cinco unidades cada um.

Para o desenvolvimento de cada unidade, foi escolhido um tema relacionado a questões ambientais e sociais consideradas assuntos-chave para o estudo dos conceitos químicos expostos na coleção.

À medida que vão sendo abordadas e discutidas questões pertinentes ao meio ambiente, à cidadania e à tecnologia, o conteúdo é desenvolvido.

É importante ressaltar ao professor que o livro didático é um instrumento de auxílio para que se possam trabalhar os conteúdos. O professor tem autonomia para utilizar o material da forma que lhe for mais conveniente para facilitar o aprendizado dos seus alunos. A partir dessa perspectiva, o principal objetivo da coleção é que o aluno utilize o aprendizado de Química para entender melhor o mundo à sua volta, podendo, assim, exercer de forma mais consciente o papel de cidadão na sociedade, preparando-se para o mercado de trabalho e para o prosseguimento dos estudos.

O objetivo deste manual é oferecer algumas sugestões que possam guiar o trabalho do professor em sala de aula.

A seguir, apresentamos os temas abordados nos três volumes do livro.

Volume 1

- Mudanças climáticas
- Oxigênio e ozônio
- Poluição eletromagnética
- Poluição de interiores
- Chuva ácida

Volume 2

- Meteorologia e as variáveis do clima
- Poluição da água
- Poluição térmica
- Corais
- Lixo eletrônico

Volume 3

- Petróleo
- Drogas lícitas e ilícitas
- Consumismo
- Alimentos e aditivos
- Atividade nuclear

2 Organização do conteúdo

Para melhor organização do conteúdo, cada livro apresenta cinco unidades cujas aberturas são apresentadas em páginas duplas, com um texto que introduz o tema.

Cada unidade é dividida em capítulos, que contam com as seguintes seções e boxes:

Saiu na Mídia

Todos os capítulos se iniciam com a seção **Saiu na Mídia**, composta de textos jornalísticos (integrais ou parciais) relacionados ao tema da unidade. Isso foi feito para que o aluno reconheça e identifique os textos como parte integrante de seu dia a dia, uma vez que todos nós, em algum momento, assistimos à televisão, ouvimos rádio ou lemos as notícias nos jornais, nas revistas ou na internet.

Esse é um momento oportuno para o professor fazer o levantamento dos conhecimentos prévios dos alunos sobre os assuntos tratados nos textos e/ou problematizá-los, trazendo as situações apresentadas para o cotidiano.

Com poucas exceções, a maioria dos textos utilizados foi extraído de publicações (revistas, jornais, trabalhos científicos) da internet. Optou-se por selecionar textos preferencialmente da mídia eletrônica por ser o meio mais fácil de os alunos e o professor terem acesso ao original, caso seja necessário.

Algumas frases, comentários ou afirmações dos textos dessa seção aparecem em destaque, e a partir delas são formuladas questões que aparecem sob o título **Você sabe explicar?**. Isso foi feito com o propósito de mostrar que a compreensão do todo pode ser comprometida se algumas partes não estão claras, que há uma diferença entre o senso comum e o rigor científico e que adquirir esse conhecimento pode gerar a autonomia e a consciência necessárias para a busca de uma vida melhor em sociedade.

Ao longo do capítulo, as questões levantadas são repetidas e respondidas após ser dada a teoria necessária para criar o embasamento necessário para compreender plenamente a resposta.

Trabalhar essas perguntas e suas respostas com o aluno é uma forma de desenvolver seu senso de cidadania paralelamente à aquisição do conhecimento químico, enriquecendo as aulas e justificando o aprendizado.

Experimento

Geralmente as aulas de Química são vistas pelos alunos como difíceis. Para tentar minimizar essa ideia e tornar as aulas mais agradáveis, acredita-se que o experimento possa proporcionar, tanto ao aluno quanto ao professor, uma atividade positiva. Alguns objetivos considerados importantes para a realização do experimento em sala de aula são: gerar hipóteses, estimular o senso crítico a partir das observações que são feitas, estimular o caráter científico, tornar as aulas mais dinâmicas, buscar soluções para problemas.

Houve uma grande preocupação em sugerir experimentos com materiais baratos, de fácil acesso e que não oferecessem riscos para o aluno, para o professor e para o meio ambiente. Contudo, é extremamente difícil abolir, por exemplo, a chama de todos os experimentos, bem como a utilização de reagentes químicos. Por esse motivo, a importância da responsabilidade do aluno é ressaltada com o selo **Responsabilidade é tudo**, para que se tenha cuidado ao manipular qualquer reagente, chama e, também, ressaltar a importância do descarte adequado dos rejeitos gerados em cada atividade.

Curiosidade

Durante o desenvolvimento dos conteúdos, muitas vezes o texto é intercalado com a seção **Curiosidade**. Esta seção trata normalmente de um fato interessante relacionado ao que o aluno está aprendendo, à biografia de um cientista, cujo trabalho está sendo estudado, a algum fato histórico ou a alguma discussão extra que possa enriquecer a aula.

Química e saúde

Os conceitos de Química, sempre que possível, são contextualizados com assuntos relacionados aos cuidados com a saúde e ao bem estar. Essas contextualizações aparecem na seção **Química e Saúde**.

Cotidiano do químico

Nesta seção são apresentados alguns processos químicos realizados nos dias atuais ou que contribuíram para o desenvolvimento da Ciência. O objetivo é ampliar o conhecimento do aluno e tentar desmitificar o papel do químico.

Acreditamos também que a função da escola e do livro didático é a de ampliar os horizontes dos alunos, levando-os a conhecer muitos pontos que não estão acessíveis ao seu dia a dia, embora o foco seja no cotidiano do aluno e na aplicação da Química em sua vida.

De onde vem? Para onde vai?

Discute as matérias-primas utilizadas, o processo de extração, a obtenção e as aplicações principais de alguns produtos economicamente importantes e estratégicos.

Esta seção sempre sugere um trabalho em grupo relacionado a alguma pesquisa. A atividade deve ser desenvolvida pelos próprios alunos, sem a intervenção do professor, mas com sua orientação. É um momento oportuno para o aluno discutir suas ideias e até confrontar situações contraditórias com seus colegas, desenvolvendo e aperfeiçoando seu senso crítico e o respeito pelas ideias do outro.

É importante que o aluno desenvolva na prática, em sala de aula, a habilidade de trabalhar em equipe, solucionar problemas em conjunto, dividir tarefas, delegar responsabilidades, cumprir compromissos assumidos, para que ele consiga se adequar às exigências do mercado de trabalho, aprendendo a conviver melhor em sociedade.

As sugestões de trabalho em grupo também têm um caráter interdisciplinar e são uma ótima oportunidade, que deve ser explorada pelo professor, para que os alunos percebam que todas as Ciências andam de mãos dadas e necessitam umas das outras para o seu desenvolvimento.

Exercícios resolvidos

Optou-se por não trabalhar com exercícios resolvidos em meio a uma série de exercícios propostos. Algumas questões foram escolhidas e resolvidas passo a passo, no meio da teoria como exemplo, quando se julgou necessário e, principalmente, em assuntos que envolvem cálculos matemáticos, com o objetivo de minimizar o processo de dicotomia entre teoria e exercícios e aplicar o que se aprendeu da teoria durante o processo de construção do aprendizado.

Questões

Sempre que se julgou necessário, no decorrer ou ao final de um item do capítulo, foram propostas algumas questões pertinentes ao assunto abordado. O objetivo dessas questões é verificar o aprendizado do aluno, direcionar o trabalho do professor e tornar a aula mais dinâmica e participativa. Além disso, as questões podem ser utilizadas como forma de avaliação formativa, isto é, de acordo com essa concepção, cabe ao professor o papel de coletar dados e informações sobre o desenvolvimento do aluno e registrar suas necessidades e possibilidades.

Exercícios de revisão

Todos os capítulos de cada unidade terminam com uma série de exercícios de vestibulares que visam auxiliar o aluno na realização do exame de ingresso do Ensino Superior e dar prosseguimento aos estudos ou aperfeiçoar seu conhecimento para enfrentar o mercado de trabalho.

Compreendendo o mundo

É a seção que finaliza a unidade. Esta seção se propõe a concluir o tema central discutido ao longo dos capítulos, interligando-a com o tema da unidade seguinte.

3 Trabalho com textos

O trabalho com textos nas aulas de Química não deve se resumir apenas à apresentação e à exploração dos conteúdos específicos; recomenda-se explorar outros aspectos do texto – discursivos e textuais. É preciso estimular os alunos para a leitura e a interpretação, levando-os a compreender os fenômenos abordados, bem como discuti-los. Nesta coleção, foram selecionados vários textos sobre assuntos atuais para promover a reflexão, contribuindo com a formação de leitores críticos e reflexivos.

Sugere-se, por exemplo, que a leitura desses textos seja feita em voz alta, com leitores (alunos) intercalados (cada aluno lendo um parágrafo). O objetivo é ajudá-los a desenvolver a expressão oral e estimular sua atenção. Após a leitura de cada parágrafo, sugere-se que o professor peça a eles que exponham o que foi entendido para que as dúvidas sejam esclarecidas.

Nesse ponto, deve-se tomar o cuidado de não expor ao constrangimento alunos de personalidade muito tímida, para os quais ler em público se tornaria um verdadeiro "martírio". Se o professor perceber que entre seus alunos há algum(ns) nessa situação, pode solicitar voluntários para a leitura e estimular a participação do(s) aluno(s) tímido(s) de outra maneira, de modo que se respeite sua individualidade.

Outra forma de ler o texto com os alunos, tornando a leitura significativa, é contextualizar a situação de produção, ou seja, explorar/apresentar quem é o autor do texto, a quem ele se dirige, ou seja, quem é o público-alvo, quando e onde o texto foi escrito, onde foi publicado e com que finalidade; quais os recursos discursivos que ajudam a compreender as principais ideias veiculadas no texto e os efeitos de sentido delas decorrentes.

Uma terceira opção é trabalhar os "articuladores textuais", com o objetivo de levar o aluno a perceber o encadeamento dos enunciados e as relações lógico-semânticas por eles estabelecidos.

"Tais articuladores podem relacionar elementos de conteúdo, ou seja, situar os estados de coisas de que o enunciado fala no espaço e/ou no tempo [exemplo: A primeira vez...; depois], bem como estabelecer entre eles relações de tipo lógico-semântico [exemplos: por causa, para, porque]; podem estabelecer relações entre dois ou mais atos de fala, exercendo funções enunciativas ou discurso-argumentativas [exemplos: ou, mas, isto é, portanto, ainda que, daí que, afinal, aliás]; e podem, ainda, desempenhar, no texto, funções de ordem metaenunciativa [exemplos: geograficamente, economicamente, evidentemente, aparentemente, infelizmente, desgraçadamente, curiosamente, mais uma vez, é indispensável, opcionalmente, sinceramente].

[...] Desta forma, [os articuladores] não apenas são responsáveis, em grande parte, pela coesão textual, como também por um grande número de indicações ou sinalizações destinadas a orientar a construção interacional do sentido." KOCH, Ingedore G. V. *Desvendando os segredos do texto*. São Paulo: Cortez, 2002, p. 133-141.

4 Sobre o desenvolvimento dos conteúdos

A sequência em que os conteúdos foram distribuídos tem por objetivo levar o aluno a compreender como o conhecimento em Química é construído ao longo do tempo. Para isso, são trabalhados textos, enfatizando dúvidas, discutindo ideias (independentemente de estarem "certas" ou "erradas").

Por exemplo, para aprender a teoria atômica e entender o modelo atômico de Dalton, é preciso primeiro conhecer as propriedades da matéria e as leis ponderais, ou seja, conhecer o que a teoria atômica procura explicar.

Optou-se em não utilizar fórmulas antes que o aluno saiba de onde vieram, como foram determinadas e como surgiu a necessidade de se empregarem símbolos e índices, por exemplo.

O aprendizado se inicia partindo do que está mais próximo da realidade, tomando consciência dos materiais à nossa volta, comparando suas propriedades e, paulatinamente, apresentando os conceitos de substância e de elemento químico ainda que de **forma rudimentar**, para mais adiante rever e reformular esses conceitos conforme surgem novas observações e descobertas científicas que justificam tais reformulações.

Dessa forma, é apresentada uma Química mais dinâmica, com erros e acertos, em constante evolução, e não algo pronto e acabado, rígido e autoritário, que entedia os alunos em vez de despertar interesse e curiosidade.

Construindo com os alunos uma base sólida de conhecimentos, o decorrer do curso, e principalmente a compreensão da Química aplicada ao dia a dia, poderá fluir mais facilmente e passará a fazer sentido.

5 Proposta metodológica

O avanço tecnológico que vem ocorrendo no mundo a cada dia tem mudado o cotidiano das pessoas. Com isso, o novo paradigma da educação é preparar indivíduos que possam pensar, agir e interagir com o mundo como cidadãos.

Segundo os Parâmetros Curriculares Nacionais (PCN) de Ensino Médio (1999),

"O aprendizado de Química pelos alunos de Ensino Médio implica que eles compreendam as transformações químicas que ocorrem no mundo físico de forma abrangente e integrada e assim possam julgar com fundamentos as informações advindas da tradição cultural, da mídia e da própria escola e tomar decisões autonomamente, enquanto indivíduos e cidadãos. Esse aprendizado deve possibilitar ao aluno a compreensão tanto dos processos químicos em si quanto da construção de um conhecimento científico em estreita relação com as aplicações tecnológicas e suas implicações ambientais, sociais, políticas e econômicas. Tal a importância da presença da Química em um Ensino Médio compreendido na perspectiva de uma Educação Básica."

Para que esse aluno possa tomar decisões de forma crítica sobre as situações do dia a dia que poderão ser impostas, vários fatores são responsáveis pela sua formação, como o ambiente escolar, o currículo a ser adotado, a interação entre alunos e professores.

A escola deve ser um ambiente de formação e informação que possibilite ao aluno desenvolver todas as suas capacidades para compreender a realidade e participar em relações sociais de caráter político, social e cultural. O objetivo principal da escola é que seja um ambiente que também "aprenda a ensinar" (Proposta Curricular do Estado de São Paulo). Ou seja, a escola deve valorizar as atividades em grupos, a opinião do aluno, as discussões entre alunos e professores, contribuindo para o conhecimento coletivo.

O currículo apresenta um papel importante na formação do aluno. Ele corresponde à situação de aprendizagem e ensino decorrente das culturas em nível científico, artístico e humanístico. Esse currículo, de acordo com os PCN, deve capacitar o indivíduo para a realização das atividades dos três domínios da ação humana: a vida em sociedade, a atividade produtiva e a experiência subjetiva. Para que o aluno obtenha esses domínios da ação humana, é necessário que adquira competências e habilidades.

O quadro a seguir apresenta as competências e habilidades necessárias para o aprendizado da Química, de acordo com os PCN.

Competências	Habilidades
Representar Comunicar-se	• Descrever transformações químicas em linguagens discursivas. • Compreender a simbologia e os códigos da Química. • Traduzir a linguagem discursiva em linguagem simbólica e vice-versa. Utilizar a representação simbólica das transformações químicas e reconhecer suas modificações ao longo do tempo. • Traduzir a linguagem discursiva em outras linguagens usadas em Química: gráficos, tabelas e relações matemáticas. • Identificar fontes de informação e formas de obter dados relevantes para o conhecimento da Química.
Investigar Compreender	• Compreender e utilizar os conceitos químicos dentro de uma visão macroscópica (lógico-empírica). • Compreender os fatos químicos numa visão macroscópica (lógico-formal). • Compreender dados quantitativos, estimativas e medidas, e relações proporcionais presentes na Química (raciocínio proporcional). • Reconhecer tendências e relações a partir de dados experimentais ou outros (classificação, seriação e correspondência em Química). • Selecionar e utilizar ideias e procedimentos científicos (leis, teorias, modelos) para a resolução de problemas qualitativos e quantitativos em Química, identificando e acompanhando as variáveis relevantes. • Reconhecer ou propor a investigação de um problema relacionado à Química, selecionando procedimentos experimentais pertinentes. • Desenvolver conexões hipotético-lógicas que possibilitem previsões acerca das transformações químicas.
Contextualizar	• Reconhecer o papel da Química nos sistemas produtivo, industrial e rural. • Reconhecer os limites éticos e morais envolvidos no desenvolvimento da Química e da tecnologia. • Reconhecer aspectos químicos na interação individual e coletiva do ser humano com o meio ambiente. • Reconhecer as relações entre desenvolvimento científico e tecnológico da Química e aspectos socioculturais.

As "competências são as modalidades estruturais da inteligência, ou melhor, ações e operações que utilizamos para estabelecer relações com e entre objetos, situações, fenômenos e pessoas que desejamos conhecer.

As habilidades decorrem das competências adquiridas e referem-se ao plano imediato do 'saber fazer'. Por meio das ações e operações, as habilidades aperfeiçoam-se e articulam-se, possibilitando nova reorganização das competências." (Inep)

O papel do professor nessa etapa de construção de conhecimentos, por meio das competências e habilidades adquiridas e aperfeiçoadas pelo aluno, é de extrema importância. Ele será um articulador de estímulos à aprendizagem do aluno.

Para que o aprendizado não seja segmentado e muitas vezes distante das outras áreas, um dos objetivos da proposta curricular é que se valorize o caráter interdisciplinar e contextualizado, estabelecendo conexões e inter-relações entre os diversos tipos de conhecimentos, proporcionando assim uma capacidade de resolver problemas e entender determinados fenômenos sobre vários pontos de vista.

Assim, a proposta desta coleção é proporcionar um aprendizado com todos os conteúdos relevantes da Química.

Para isso, são utilizadas ferramentas como textos jornalísticos, científicos, interdisciplinares, atividades contextualizadas, experimentos, curiosidades, visando que as contribuições geradas pelas discussões possam proporcionar ao aluno senso crítico, criativo e dinâmico.

6 Sugestão de planejamento

Considerando no mínimo oito meses de aula (quatro bimestres) e duas aulas de Química, por semana (o que se traduz na situação mais comum), teremos cerca de oito aulas de Química por mês.

- O volume 1 apresenta um total de 19 capítulos, além do capítulo de introdução que sugerimos que não seja postergado.
- O volume 2 apresenta 18 capítulos.
- O volume 3 apresenta 18 capítulos.

Assim, podemos propor uma distribuição de conteúdos ao longo do ano de, em média, dois capítulos por mês, ou dois capítulos a cada oito aulas.

Observe na tabela na página seguinte uma sugestão de distribuição de conteúdos e o número de aulas previsto, em média, para cada assunto.

Note que algumas vezes o número de aulas propostas para os assuntos relacionados na tabela extrapola a quantidade de aulas no mês (supondo 8 aulas/mês), porém outros assuntos podem ser tratados satisfatoriamente em um número menor de aulas, de modo a compensar o déficit.

As atividades experimentais, as atividades em grupo e os debates relacionados ao tema fazem parte do processo de aquisição do conteúdo e devem ser incorporados às aulas regulares.

Observe que no livro do aluno são intercalados textos de curiosidades e indicações de *sites*, em que poderão ser obtidas mais informações sobre os assuntos.

Isso foi feito para estimular o aluno a ler e a estudar sozinho por meio do livro e, dessa forma, adquirir autonomia – qualidade que deve ser sempre incentivada pelo professor por ser fundamental para o aluno que ingressa cedo no mercado de trabalho.

Muitos só adquirem essa autonomia ao cursar uma faculdade, mas, se for considerado que boa parte dos alunos não vão ingressar no Ensino Superior, é preciso concordar que ela deve ser assimilada agora, no Ensino Médio, porque o mercado de trabalho exige isso.

Outro recurso do qual se lança mão para atingir esse objetivo é a utilização de tamanho de letras e espaçamento proporcionais, imagens e ilustrações, evitando, dessa maneira, que o ato de ler se torne cansativo, principalmente para o aluno que não tem esse hábito regularmente.

No decorrer deste manual, no detalhamento de cada capítulo, há sugestões de conteúdos específicos indispensáveis para a sequência dos estudos no caso de não haver tempo suficiente para trabalhar todos os conteúdos do livro. Também são sugeridas, atividades extras e formas de se trabalhar conteúdos.

Note, porém, que são apenas sugestões, porque, tão importante quanto desenvolver a autonomia do aluno é respeitar a autonomia do professor em sala de aula.

Sugestão de distribuição do conteúdo

	Volume 1	Volume 2	Volume 3
Março	Introdução (1 aula) Grandezas físicas (3 aulas) Estados de agregação da matéria (2 aulas)	Teoria cinética dos gases (3 aulas) Equação geral dos gases (2 aulas) Misturas gasosas (2 aulas)	Conceitos básicos (3 aulas) Nomenclatura (2 aulas) Hidrocarbonetos (2 aulas)
Abril	Propriedades da matéria (2 aulas) Substâncias e misturas (3 aulas) Separação de misturas (2 aulas)	Cálculo estequiométrico (3 aulas) Expressões físicas de concentração (3 aulas) Concentração em quantidade de matéria (3 aulas)	Petróleo, hulha e madeira (4 aulas) Haletos orgânicos (3 aulas)
Maio	Reações químicas (2 aulas) Átomos e moléculas (2 aulas) Notações químicas (5 aulas)	Misturas de soluções (3 aulas) Propriedades coligativas (2 aulas)	Funções oxigenadas (5 aulas) Funções nitrogenadas (3 aulas) Isomeria constitucional (4 aulas)
Junho	Alotropia (2 aulas) Eletricidade e radioatividade (3 aulas)	Reações endotérmicas e exotérmicas (4 aulas) Cálculos de variação de entalpia (4 aulas)	Reações de substituição (4 aulas) Reações de adição (3 aulas)
Agosto	Evolução dos modelos atômicos (3 aulas) Modelo básico do átomo (2 aulas) Tabela periódica (3 aulas)	Cinética química (4 aulas) Equilíbrio dinâmico (4 aulas)	Outras reações orgânicas (3 aulas) Polímeros sintéticos (3 aulas)
Setembro	Ligações covalentes (4 aulas) Forças intermoleculares (2 aulas)	Deslocamento de equilíbrios (3 aulas) Equilíbrios iônicos (3 aulas)	Introdução à Bioquímica (3 aulas) Lipídios (3 aulas)
Outubro	Compostos orgânicos (4 aulas) Ligação iônica (4 aulas)	Produto iônico da água e KPS (3 aulas) Pilhas e baterias (6 aulas)	Carboidratos (3 aulas) Proteínas (3 aulas)
Novembro	Compostos inorgânicos (4 aulas) Metais oxirredução (3 aulas)	Eletrólise com eletrodos inertes (3 aulas) Eletrólise com eletrodos ativos (3 aulas)	Leis da radioatividade (4 aulas) Energia nuclear (3 aulas)

7 Avaliação

Avaliar o aluno não é verificar seu fracasso ou sucesso no ensino. "Avaliar é melhorar o desempenho dos alunos, é verificar a atuação do professor e dar mais eficiência à instituição escolar para que alcance seus objetivos." (Fini, 2007)

Segundo os PCN, avaliar significa verificar se o ensino cumpriu com sua finalidade: a de fazer aprender. Para aprimorar e verificar as aptidões dos alunos é fundamental a utilização de diferentes códigos, como o verbal, o escrito, o gráfico, o numérico.

No ensino de Química é importante que sejam valorizadas a compreensão e a aplicação dos conteúdos estudados, e não a memorização de fórmulas, gráficos, fila de eletronegatividade, nome de compostos, entre outros. O professor pode realizar essa avaliação por meio dos seguintes critérios:

- Os temas das unidades referentes aos volumes da coleção podem ser utilizados como objetos de pesquisa de forma individual ou coletiva. O professor pode dar um tema a cada grupo ou escolher um tema específico, dividindo-o por assuntos para os grupos que são formados.
- A participação oral pode ser utilizada também como observação do aprendizado, por exemplo, nas discussões de algum tema ou na apresentação de seminários. É importante que, neste momento, o professor registre em algum documento (diário, tabela, gráficos) a participação desse aluno, verificando assim se houve uma progressão em seu aprendizado ou se existem lacunas ou conceitos malformados pelos alunos.

- Durante a realização de experimentos, que podem ser feitos pelo professor ou até em grupos, pelos alunos na própria sala de aula ou laboratório. A atividade experimental deve ser encarada como um processo de avaliação da aprendizagem dos alunos, além da motivação. A avaliação por meio da experimentação pode ser ricamente explorada nos aspectos conceituais (se os alunos compreenderam os conceitos ou conseguem resolver problemas por meio de experimentos), procedimentais (se os alunos são capazes de efetuar procedimentos) e atitudinais (como os alunos se relacionam nos grupos).
- Na produção de textos sobre algum assunto que foi proposto e discutido em sala de aula, por exemplo, analisar criticamente as implicações ambientais, sociais e econômicas dos processos de utilização do uso da energia nuclear. O professor pode aplicar algumas perguntas ou fornecer textos de caráter jornalístico ou científico para verificar a produção escrita de seus alunos.
- Na capacidade do aluno em responder questões sobre conteúdos que foram discutidos e trabalhados em sala de aula de forma individual e em grupo. Essas questões podem ser sobre conteúdos abordados, interpretação de textos, atividades experimentais, tabelas, gráficos, elaboração de textos, por meio da linguagem simbólica e discursiva da Química, etc. As questões sugeridas na coleção também podem ser utilizadas para essa finalidade.
- Na mudança comportamental dos alunos mediante os conhecimentos adquiridos e incorporados em atitudes e valores. Por meio das avaliações, é possível verificar se o aluno:
- Adquiriu o conhecimento desejado sobre o assunto que foi desenvolvido;
- Se ele participou ativamente dos procedimentos que foram propostos para a aquisição desse conteúdo;
- Se o conhecimento foi assimilado a ponto de influenciar positivamente nas atitudes dele em seu dia a dia, na sala de aula e na sua comunidade.

Dessa forma, "as 'provas' podem ser inseridas no processo de avaliação com o objetivo de trazer mais um dado ao professor e ao aluno sobre o que foi apreendido e como os alunos procuram solucionar problemas apresentados pelo professor. Assim, as 'provas' podem ser mais um, e não o único instrumento de avaliação para o replanejamento do ensino." (PCNEM+).

8 Recurso alternativo: mapas conceituais

Uma ferramenta versátil que sugerimos ao professor para adotar em suas aulas, caso tenha interesse, são os mapas conceituais.

Mapas conceituais são ferramentas na forma de diagramas que indicam relações entre diferentes conceitos (ideias) representados por palavras. As relações estão demonstradas por meio de conexões explicativas, representadas por setas que indicam a existência de uma relação entre dois ou mais conceitos. Cada seta é acompanhada de uma palavra, ou frase, que explica a relação entre os conceitos conectados, chamada de frase de ligação (Novak e Cañas, 2008). A unidade formada por dois conceitos unidos por uma frase (termo) de ligação é denominada proposição (Moreira e Buchweitz, 1993). O esquema a seguir é um exemplo de proposição:

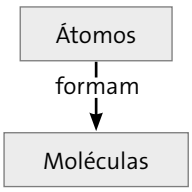


Figura 1: Exemplo de proposição. Disponível em: <http://quimimoreira.net/>. Acesso em: 9 maio 2011.

Nesse exemplo temos dois conceitos (átomos e moléculas) conectados por um termo de ligação que é "formam".

Esses mapas são considerados representações concisas da estrutura conceitual do assunto a ser ensinado e, como tal, provavelmente, facilitam a aprendizagem dessas estruturas (Moreira, 1988).

O mapeamento conceitual é uma técnica muito flexível e, em razão disso, pode ser usado em diversas situações, para diferentes finalidades: instrumento de análise do currículo, técnica didática, recurso de aprendizagem, meio de avaliação, entre outros (Moreira e Buchweitz, 1993). Tendo em vista sua natureza e sua capacidade de representação, mapas conceituais podem ser usados para mostrar relações significativas entre conceitos ensinados em uma única aula, em uma unidade de estudo ou em um curso inteiro. Trata-se, portanto, de um instrumento capaz de evidenciar significados atribuídos a conceitos e relações entre eles no contexto de um corpo de conhecimentos. No entanto, mapas conceituais não são autoinstrutivos, ou seja, sua leitura pode ser idiossincrática (maneira particular de como a pessoa vê) e quem faz um mapa conceitual deve ser capaz de explicá-lo (Moreira, 1988 e Novak, 1990).

Esses mapas conceituais podem ser feitos pela forma escrita ou com o uso do *software* CmapTools, disponível de forma gratuita no *site* <http://cmap.ihmc.us/conceptmap.html> e desenvolvido pelo Institute for Human Machine Cognition da University of West Florida. Este programa computacional possibilita a criação de mapas conceituais, permitindo ao usuário compartilhar e modificar os mapas que foram criados em algum lugar da rede, pela internet, intranet, etc.

Na figura 2, é apresentado um exemplo de mapa conceitual.

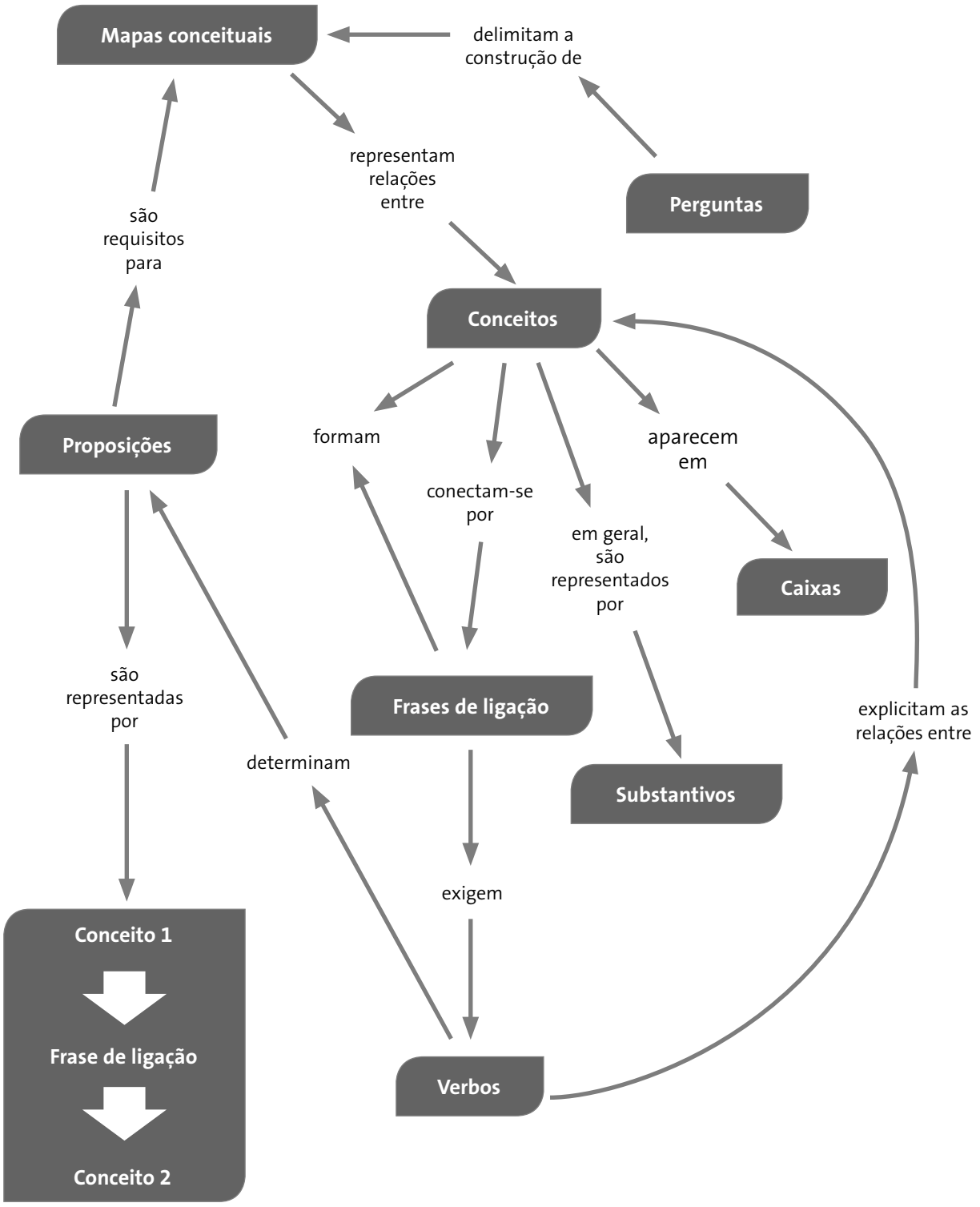


Figura 2: Exemplo de um mapa conceitual. Disponível em: <www.mapasconceituais.cap.ufrgs.br/mapas.php>. Acesso em: 9 maio 2011.

É possível encontrar exemplos interessantes de mapas conceituais criados no *software* CmapTools, como o mapa sobre o tema de ligações químicas (<http://cmapspublic.ihmc.us/rid=1164662725718_1024620024_6191/Mapas%20conceituais.cmap>. Acesso em: 18 abr. 2010).

E também mapas conceituais feitos à mão para verificar o conhecimento prévio dos alunos, disponível em <http://quimimoreira.net/cmaptools.pdf>. Acesso em: 18 abr. 2010.

9 Materiais didáticos digitais

"Desde tempos remotos, o ser humano tem se defrontado com a necessidade de criar ferramentas com propósitos diversos, sendo o principal deles, possivelmente, o de facilitar a sua vida. Os computadores, essas valiosas ferramentas do nosso tempo, tão presentes e necessários no nosso dia a dia, não parecem ter a mesma presença no cotidiano das escolas, apesar de todo o seu potencial.

Sabemos que as escolas brasileiras enfrentam muitos problemas, para cuja resolução a ação do professor é fundamental. E isso se aplica também ao uso efetivo de computadores no ensino. Não se trata de nós, professores, ensinarmos nossos alunos a usar os computadores, a navegar na internet ou a usar aplicativos – como editores de texto ou planilhas. Isso eles já sabem (melhor que nós, geralmente) ou podem aprender de maneira autônoma, sem a nossa ajuda. Lembremos que nossos alunos são o que se convencionou chamar de **nativos digitais** – crianças e adolescentes que nasceram em um mundo imerso em tecnologia.

Mesmo que – por condições sociais, geográficas ou culturais – esses alunos não tenham pleno acesso a computadores e internet em suas casas, o mundo no qual eles vivem propicia uma série de oportunidades para que tenham contato com a tecnologia e para que esta venha a fazer parte de suas vidas, como aconteceu com o rádio e a TV para outras gerações. Grande parte de nós, professores, pertence ao grupo que se denomina **imigrantes digitais** – nascemos em uma época em que os computadores não eram onipresentes e tivemos contato com essas tecnologias depois do nosso processo de letramento. De maneira similar as pessoas que imigram para outro país, podemos até dominar a "linguagem" do mundo digital, mas, para nós, ela não é nativa.

E o que esperam os nativos digitais de nós, imigrantes digitais, como seus professores? Na verdade, o que sempre esperaram: que os ensinemos dentro de nossas áreas de conhecimento, mas preferencialmente na "linguagem" que lhes é familiar. E de que maneira podemos nos comunicar nessa "linguagem" que não é familiar – e por vezes, nem mesmo amigável – para muitos de nós?

Uma questão que logo nos vem à mente é: para que fazer isso? Por que razões utilizar computadores em sala de aula? Podemos listar algumas das (muitas) razões:

- **Motivação**: o uso de computadores em si não garante uma motivação maior dos alunos. Esse uso deve ser cuidadosamente planejado e estar em sincronia com as demais atividades da disciplina. Em outras palavras, levar os alunos para a sala de computadores para atividades genéricas, sem foco, como "fazer pesquisas na internet", costuma ter pouca ou nenhuma eficácia. Entretanto, o uso de computadores com objetivos bem claros e diretamente associados aos tópicos do plano de ensino tende a ser uma atividade motivadora e com um bom potencial de impacto no aprendizado dos alunos.
- **Novas possibilidades de experimentos**: há muitos casos de atividades que requerem recursos específicos (como laboratórios de experimentos), ou que trazem algum tipo de risco (é o caso de algumas atividades de Química e Biologia, por exemplo) e que poderiam ser realizadas com simuladores virtuais, com segurança e sem custo. Há ainda atividades que não poderiam ser executadas em condições normais, para as quais distintas ferramentas computacionais podem ser usadas.
- **Aprendizagem autônoma**: os alunos podem desenvolver atividades fora do horário de aula com as ferramentas aprendidas com o professor, ou mesmo outras ferramentas buscadas e encontradas por eles na internet.

  Dessa maneira, os recursos digitais trazem um conjunto de novas possibilidades ao professor por proporcionar situações didáticas diferenciadas, que, de outro modo, não poderiam ser implementadas em sala de aula. Tais recursos não vêm substituir o material didático tradicional: muito pelo contrário, sua função é complementar o material já comumente utilizado pelo professor, ampliando as possibilidades do fazer docente.

  E que recursos existem para ser usados? Há vários tipos de recursos, cada um com uma série de possibilidades didáticas. O Ministério da Educação entende por recursos digitais "vídeos, imagens, áudios, textos, gráficos, tabelas, tutoriais, aplicações, mapas, jogos educacionais, animações, infográficos, páginas da *web* e outros elementos". Eles podem ser assim classificados:
- **Livros digitais ou *e-books***: são versões digitais de livros em papel, ou de obras completas pensadas para o formato digital. Podem ser estáticos (como os livros em papel, contêm textos e imagens) ou dinâmicos (podem incluir vídeos, animações, simulações ou qualquer outro conteúdo dito multimídia – ou seja, que agrega várias "mídias", ou formas de representação da informação).
- ***Softwares* educacionais**: são programas de computador feitos especificamente para fins educacionais. Em sua maioria, necessitam de instalação nos computadores (o que não é – ou não deveria ser – exatamente um problema), mas muitos são planejados para utilização sob orientação do professor, visando um resultado de aprendizagem mais efetivo. Um exemplo gratuito desses *softwares* é o GeoGebra (para aprendizagem de Matemática; <www.geogebra.org>).
- **Objetos de aprendizagem**: na prática, correspondem a todo e qualquer elemento digital que possa ser usado e reutilizado em situações de aprendizagem – de um tex-

to em PDF ou um conjunto de *slides* a um simulador virtual, incluindo nessa definição também animações, vídeos, jogos digitais e outros tipos de recursos. Apesar de vários desses objetos serem encontrados de maneira simples por meio de buscadores da internet, existem repositórios deles, que fornecem mais informações (chamadas "metadados") sobre cada um, como autores, público-alvo, sugestões de uso, etc. Em âmbito nacional, o MEC mantém o Banco Internacional de Objetos Educacionais (BIOE; <objetoseducacionais2.mec.gov.br>, acesso em: 8 mar. 2013.), vasto repositório com grande variedade de objetos de aprendizagem.

- **Recursos educacionais abertos:** seguem a mesma linha dos objetos de aprendizagem, com a ressalva de que os elementos, além de utilizados e reutilizados, podem também ser modificados e adaptados livremente. O *site* <rea.net.br> traz uma série de informações a respeito.

Porém, que tipos de computadores são necessários para trabalhar com esses elementos? Muitos deles encontram-se disponíveis para uma variedade de dispositivos, desde computadores *desktop* (de mesa) e *notebooks* a *tablets* e *smartphones*. Já alguns *softwares* educativos apresentam algumas exigências técnicas para instalação (tipo específico de sistema operacional, quantidade mínima de memória no computador, etc.), enquanto alguns objetos de aprendizagem necessitam que determinados *plugins* (programas adicionais) estejam instalados.

Equipamentos e programas, entretanto, nada mais são do que ferramentas. E, como foi dito no início deste texto, ferramentas são criadas com o intuito de facilitar o nosso dia a dia. Assim, mais importantes que as ferramentas são as pessoas que irão utilizá-las: os professores dispostos a ressignificar o seu papel como formadores de cidadãos plenamente aptos a tirar proveito das tecnologias de nosso tempo; e os alunos, que poderão manejá-los como veículos de informação, interação social, entretenimento e aprimoramento intelectual."

Ismar Frango Silveira Coordenador da
CEIE – Comissão Especial de Informática na
Educação SBC – Sociedade Brasileira de Computação

10 Referências bibliográficas

ALARCÃO, Isabel. *Professores reflexivos em escola reflexiva*. São Paulo: Cortez, 2003.

ALMEIDA, Eduardo Santos e outros. *A visão dos alunos do Ensino Fundamental e do Ensino Médio sobre o profissional de Química*. Disponível em: <www.cienciamao.if.usp.br/tudo/exibir.php?midia=eneq&cod=_avisaodosalunosdoensinofundamentaledoensinomedios>. Acesso em: 8 mar. 2013.

ALMEIDA, Elba Cristina S. e outros. *Contextualização do ensino de Química*: motivando alunos de Ensino Médio. Disponível em: <www.prac.ufpb.br/anais/xenex_xienid/x_enex/ANAIS/Area4/4CCENDQPEX01.pdf>. Acesso em: 8 mar. 2013.

Ministério da Educação. Secretaria de Educação Média e Tecnológica. *Parâmetros Curriculares do Ensino Médio*. Disponível em: <http://portal.mec.gov.br/seb/arquivos/pdf/blegais.pdf>. Acesso em: 8 mar. 2013.

_____. *Parâmetros Curriculares Nacionais do Ensino Médio* – Conhecimentos de Química. Disponível em: <http://portal.mec.gov.br/seb/arquivos/pdf/ciencian.pdf>. Acesso em: 8 mar. 2013.

GOMES, Suzana dos Santos. *Prática docente e de avaliação formativa*: a construção de uma pedagogia plural e diferenciada – FAE/UFMG. Disponível em: <www.anped.org.br/reunioes/26/trabalhos/suzanadossantosgomes.rtf>. Acesso em: 8 mar. 2013.

KOCH, Ingedore. *Desvendando os segredos do texto*. São Paulo: Cortez, 2002.

MOREIRA, M. A.; BUCHWEITZ, B. Novas estratégias de ensino e aprendizagem: os mapas conceituais e o vê epistemológico. *Lisboa*: Plátano Edições Técnicas, 1993. Disponível em: <http://cmap.ihmc.us/conceptmap.html>. Acesso em: 8 mar. 2013.

NOVAK, J. D.; CAÑAS, A. J. The Theory Underlying Concept Maps and How to Construct Them. Technical Report IHMC CmapTools, jan. 2006. Rev. Florida Institute for Human and Machine Cognition, jan. 2008. Disponível em: <http://cmap.ihmc.us/Publications/ResearchPapers/TheoryUnderlyingConceptMaps.pdf>; <http://ihmc.us> Acesso em: 8 mar. 2013.

Revista São Paulo faz escola. Edição especial da proposta curricular, 2008.

Secretaria da Educação. *Proposta Curricular do Estado de São Paulo*: Química. In: FINI, Maria Inês (Coord.). São Paulo, 2008.

11 Capítulo a capítulo em sala de aula

Unidade 1
Meteorologia e as variáveis do clima

O tema central dessa primeira unidade é "Meteorologia e as variáveis do clima". Para a abertura de cada capítulo dessa unidade foram selecionadas notícias que mostram a importância da meteorologia e os diversos fatores que os meteorologistas precisam considerar para fazer uma previsão do tempo.

Também são abordadas as alterações das variáveis do clima e os problemas que podem gerar para a saúde humana e para o meio ambiente, como por exemplo, em situações de umidade relativa dor ar muito baixa ou muito alta.

A discussão desse tema é bastante oportuna, pois está diretamente relacionada ao estudo dos gases e do meio ambiente.

Antes de iniciar o estudo dessa unidade, faça um debate com a classe para discutir sobre o que os alunos têm observado nas notícias de jornais e na mídia em geral sobre as alterações climáticas no planeta, como chuvas, variação de temperatura, secas e mesmo sobre as doenças desencadeadas pelas mudanças bruscas de temperatura.

Pergunte ainda se eles sabem como é feita a previsão do tempo e quais fatores devem ser levados em conta para se chegar a um resultado confiável.

A partir desse debate, quando for realizada a leitura dos textos, o conhecimento do aluno estará mais enriquecido de informações, o que irá favorecer seu processo de aprendizagem.

Como justificar para o aluno a importância do que ele irá aprender agora?

O objetivo dessa unidade é utilizar o estudo da teoria cinética dos gases e do cálculo estequiométrico para uma revisão dos conceitos mais importantes que o aluno aprendeu no volume 1 e que serão muito utilizados ao longo desse ano.

Assim, ao ensinar a teoria cinética dos gases iremos rever os conceitos de pressão, temperatura e volume, estados da matéria, massa e densidade além de outros novos como cálculo da umidade relativa do ar, efusão e difusão.

No capítulo 4 iremos retomar os conceitos de quantidade de matéria, volume molar, constante de Avogadro aplicados a reações químicas envolvendo substâncias orgânicas e inorgânicas, ou seja, teremos a oportunidade de usar todo o conhecimento que o aluno adquiriu até agora em situações mais próximas da realidade de laboratórios e indústrias considerando pureza de reagentes e rendimento de reações.

Que o início desse ano letivo seja o resgate e a confirmação do sucesso do ano anterior. Bom trabalho!

Sobre como desenvolvemos o conteúdo

Talvez o professor tenha estranhado o fato de trabalharmos a teoria cinética dos gases e o cálculo estequiométrico no volume 2 e não no volume 1, como é feito comumente.

Isso não ocorreu por acaso, foi planejado. E por quê?

Sabemos que a maioria dos alunos chega ao ensino médio com alguma dificuldade em Matemática. Cálculos que envolvam proporção ou "regra de três" são bem difíceis para muitos dos nossos alunos.

Também temos consciência de que vários alunos chegam ao primeiro ano com uma ideia equivocada sobre a Química, a qual atribuem a fama de matéria difícil, chata, decorativa.

Trabalhar cálculos químicos mais complexos no primeiro ano, juntando a dificuldade em Matemática com a má fama da Química, é a receita perfeita para ter em sala de aula um grande número de alunos dispersos e desinteressados.

Nossa proposta é utilizar o primeiro ano do ensino médio para desfazer essa má impressão que o aluno tem da Química, levá-lo a gostar da matéria, mostrar o quanto a Química está inserida em nosso dia a dia, o quanto adquirir esse conhecimento é importante para exercermos nossa cidadania, melhorarmos nossa qualidade de vida e protegermos nosso meio ambiente, ao mesmo tempo em que deixamos que o aluno adquira mais experiência em cálculos com os professores de Matemática e Física.

Significa então, que devemos ignorar a Matemática no primeiro ano?

Claro que não! Isso seria impossível. A Matemática é importantíssima em tudo o que fazemos, é um conhecimento do qual não podemos dispor. Trabalhamos matemática no primeiro ano em teoria atômico molecular, mas apenas em cálculos mais simples e diretos. Sempre buscamos oportunidades para mostrar ao aluno o quanto matérias como Matemática, Física, Biologia, História, Geografia e Química, por exemplo, são interligadas e interdependentes.

Mas a proposta no primeiro é apresentar os conceitos de Química ao aluno e enfatizar sua importância em nossa vida.

Se conseguimos fazer o aluno do primeiro ano gostar de Química, teremos no segundo ano um aluno mais disposto a superar qualquer dificuldade para prosseguir seu apren-

dizado e continuar seu desenvolvimento. Aí sim, é o momento de introduzirmos os cálculos mais complexos de Matemática, envolvendo rendimento, pureza, equações, logaritmos, etc.

Capítulo 1 – Teoria cinética dos gases

Este primeiro capítulo apresenta as três variáveis de estado do gás e trata, com base na teoria cinética para o gás ideal, do comportamento de um sistema gasoso quando sofre uma mudança de estado, ou seja, uma variação de pressão, de temperatura ou de volume.

Objetivos

Compreender a teoria cinética dos gases.

Converter unidades de medidas de pressão, volume e temperatura.

Compreender e analisar dados e gráficos referentes a transformações isotérmica, isobárica e isovolumétrica.

Calcular valores das variáveis do estado por meio de equações referentes às possíveis transformações gasosas.

Construir gráficos correlacionados às grandezas que caracterizam os gases.

Conteúdos específicos indispensáveis para a sequência dos estudos

Teoria cinética dos gases.

Transformações: isotérmica, isobárica e isovolumétrica.

Comentários e sugestões

É importante, antes da abordagem da teoria dos gases, recordar com seus alunos as conversões de unidades das seguintes grandezas: temperatura, volume e pressão, já estudadas no volume 1.

O **Experimento** Propriedades dos gases é uma atividade interessante para iniciar esse assunto. Veja mais informações de como trabalhar com esse experimento no item a seguir.

Na discussão sobre o assunto é importante mencionar a diferença entre o gás ideal (para o qual valem as leis que estudamos) e o gás real (cujo comportamento, por causa da complexidade, não é estudado no Ensino Médio). Destaque as condições em que o comportamento de um gás real se aproxima do comportamento de um gás ideal.

A construção de gráficos é muito importante para reunir, analisar, avaliar e prever o comportamento de um gás submetido a determinadas condições que provoquem uma mudança de estado. Os alunos, porém, costumam apresentar dificuldades para realizar a tarefa. No item **Conversa com professor** a seguir, explicamos passo a passo as regras de construção de gráficos para que o professor possa orientar seus alunos.

Durante as resoluções dos exercícios, que podem ser feitos em grupos, ajude-os sanando possíveis dúvidas. É importante ressaltar que nos cálculos das transformações gasosas, a temperatura sempre deve estar em kelvin; já para as outras grandezas, volume e temperatura, o aluno deverá verificar qual unidade está sendo mencionada no enunciado do exercício.

Geralmente os alunos acreditam que os gases são todos incolores. É interessante levar para a sala fotos que mostrem alguns gases de outras cores, como o dióxido de nitrogênio que apresenta coloração amarronzada ou o gás cloro que é amarelo-esverdeado (na página 409 do livro do aluno há uma foto do gás cloro).

Experimento: Propriedades dos gases

Esta atividade experimental pode ser feita em grupo. Por meio deste experimento é possível verificar a influência da pressão, temperatura e do volume no comportamento dos gases.

Proponha que eles respondam as questões do item **Investigue** no caderno. Peça a um voluntário de cada grupo que leia as respostas para a sala em voz alta. Os outros alunos e o professor podem complementar a resposta e fazer observações a respeito e assim os conceitos relacionados aos gases podem ser construídos. Seria interessante que as questões fossem lidas e discutidas na sequência.

Investigue

1. Quando a tampa está fechada, a água não escorre pelo furo permanecendo no interior da garrafa.
   Quando abrimos a garrafa, o ar atmosférico passa a exercer pressão sobre a água fazendo-a sair pelo furo.
2. O papel não molha porque, quando viramos o copo com o papel amassado em seu interior, o ar entra no copo e passa a ocupar um determinado espaço. Quando imergimos o copo no interior da panela funda, o ar se coloca entre o papel e a água, impedindo que ele se molhe.
3. A garrafa PET nunca esteve vazia, ela continha ar em seu interior. Quando colocamos o balão (bexiga) no gargalo da garrafa e imergimos a garrafa em água quente, o aumento de temperatura provoca a expansão do gás no interior da garrafa, que passa a ocupar o volume disponível no balão. Quando imergimos a garrafa em água gelada, a diminuição da temperatura provoca a contração do gás no interior da garrafa, que passa a ocupar um volume menor, "esvaziando" o balão.
4. Sugestão: utilizando uma balança (que pode ser a balança de pratos construída no experimento da página 89 do volume 1), pode-se medir a massa de um balão (bexiga) vazio (utilizando palitos de dente como padrão) e, depois, cheio de gás.

Conversa com o professor

Construção de gráficos

Essa é uma ótima oportunidade de mostrar aos alunos como construir um gráfico corretamente.

A melhor maneira de visualizar como varia uma grandeza **y** à medida que uma segunda grandeza **x** também varia é por meio da construção de um gráfico, de preferência, feito em papel milimetrado. Um gráfico plano (de uso mais comum) tem dois eixos nos quais são representados os valores de cada grandeza.

No **eixo horizontal (x)**, a abscissa, representamos a variável independente, ou seja, aquela cujo valor é controlado pelo experimentador.

No **eixo vertical (y)**, a ordenada, representamos a variável dependente, isto é, aquela cujo valor é medido experimentalmente (seu valor depende daquele fixado para a variável independente).

Quando as duas grandezas (**x** e **y**) são medidas experimentalmente, ou seja, são interdependentes, pode-se representar qualquer uma delas em quaisquer dos eixos. É o que ocorre, por exemplo, com o gráfico da questão 3 da página 16 destas orientações, da variação da pressão em função do volume.

Para que um gráfico possa ser o mais claro e útil possível, é importante observar também os seguintes pontos:

Devemos escolher para as variáveis independente e dependente escalas suficientemente expandidas, de modo que os pontos do gráfico fiquem bem distribuídos por toda a área útil do papel.

O gráfico deve mostrar a origem ($\mathbf{x} = 0$ e $\mathbf{y} = 0$) sempre que possível. Às vezes, os pontos do gráfico são relativamente próximos entre si, e um gráfico que mostra a origem acaba não sendo adequado.

A escala deve ser iniciada tomando-se um valor um pouco abaixo do valor mínimo medido e terminando num valor um pouco acima do valor máximo medido. Por exemplo, para elaborar um gráfico com os valores de pressão de uma amostra gasosa que se encontra entre 1,2 atm a 3,6 atm, a escala para representar tais valores poderia começar em 1,0 atm e terminar em 4,0 atm.

Devemos indicar, junto aos eixos, os símbolos das grandezas correspondentes divididos por suas respectivas unidades; isso porque os valores representados nos eixos devem ser números puros, ou seja, adimensionais.

Toda grandeza (massa, temperatura, pressão, volume, etc.) é igual ao produto entre um valor numérico e uma unidade (grama, quilograma, graus Celsius, kelvin, atmosfera, milímetro de mercúrio, litro, centímetro cúbico, etc.). Logo, **o valor numérico representado no eixo de um gráfico ou em uma tabela deve ser igual ao quociente entre a grandeza e a respectiva unidade**. Observe.

Grandeza = valor numérico × unidade

Por exemplo:

temperatura = 25 °C (ou 25 × 1 °C)

$$\text{valor numérico} = \frac{\text{grandeza}}{\text{unidade}}$$

$$\text{Por exemplo: } 25 = \frac{\text{temperatura}}{°C}$$

O gráfico plano tem dois eixos em que são representados os valores de cada grandeza.

É importante indicar o que será representado no gráfico por meio de um título ou de uma legenda.

Os valores da escala em cada eixo devem ser marcados de forma clara.

Os pontos de encontro entre os valores de ordenada e abscissa lançados no gráfico devem ser indicados por pequenos círculos.

Ao se traçar uma curva, devemos representar a tendência média dos pontos (procedimento conhecido por interpolação); não devemos, a menos que isso seja solicitado, unir os pontos por meio de segmentos de retas.

Conversa com o professor

Como funciona um satélite meteorológico?

O texto de abertura desse capítulo (página 12) fala sobre os vários instrumentos utilizados para fazer previsões meteorológicas. No trecho selecionado do original não há menção sobre os satélites meteorológicos, mas é possível que algum aluno tenha ouvido falar a respeito e queira saber como funciona esse instrumento. Se isso ocorrer, sugerimos a leitura do texto a seguir.

"Um satélite meteorológico fornece imagens do planeta que são utilizadas para monitorar as variações climáticas. Estes satélites, conforme a resolução das imagens, também podem monitorar queimadas em áreas de preservação, efeitos de poluição, tempestades de raios, tempestades de areia (em desertos), áreas de superfícies cobertas por neve e gelo, os limites das correntes oceânicas, a atividade e as emissões de vulcões como o Monte Santa Helena e o Etna. O El Niño e seu efeito sobre o tempo foi monitorado diariamente por meio de imagens de satélite. O buraco na camada de ozônio também é mapeado por meio de dados de satélites meteorológicos.

Há dois tipos de satélites meteorológicos, os de órbita polar, que passam pelos polos ou perto deles (os períodos de suas órbitas variam de uma a duas horas) e os geoestacionários (de órbita equatorial).

Os satélites geoestacionários orbitam no plano equatorial da Terra a uma altura de 38 500 km. A esta altura, o período orbital do satélite é o mesmo da rotação da Terra. Assim, o satélite parece estacionário sobre um mesmo ponto no equador. Para obter uma cobertura global é necessária uma cadeia de 5 a 6 satélites.

Na verdade, os satélites geoestacionários são heliossíncronos, ou seja, estão sincronizados com o Sol, girando com a mesma velocidade de rotação da Terra, numa órbita que permanece sempre no mesmo plano, enquanto a Terra gira à razão de 15 graus por hora. Entre duas passagens de um satélite geoestacionário pelo equador (a cada 101 minutos), ele cobre novas regiões, sobre as quais o Sol está aproximadamente na mesma posição (na mesma hora solar) que na passagem anterior. Esta característica permite que o satélite observe a Terra em pontos que têm o mesmo tipo de iluminação. Cada satélite passa pelo mesmo local uma vez a cada 12 horas (uma de dia, outra de noite). Com dois satélites pode-se obter informações sobre determinado local quatro vezes por dia.

Coletivamente, satélites meteorológicos dos Estados Unidos, Europa, Índia, China, Rússia e Japão permitem observações quase contínuas do clima sobre todo o planeta. As imagens do globo terrestre são obtidas a cada 30 minutos.

Os satélites meteorológicos que informam sobre o clima no Brasil são os da série NOAA (National Oceanic and Atmospheric Administration, dos Estados Unidos).

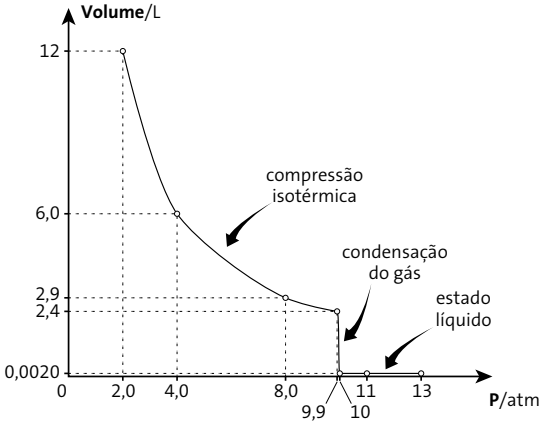
O sensor MODIS (Moderate Resolution Imaging Spectroradiometer) é o principal instrumento a bordo do satélite Terra (EOS AM-1) e do Aqua (que também transporta o HSB, Humidity Sensor for Brazil), sensor brasileiro de umidade atmosférica, um dos sistemas de observação da Terra da NASA. O MODIS realiza observações de toda a superfície terrestre a cada 1 ou 2 dias, e adquire dados em 36 bandas espectrais que se situam entre 0,4 μm e 14,4 μm e se distribuem em diferentes grupos de resolução espacial. Estes dados contribuem para melhorar nossa compreensão da dinâmica global e os processos que ocorrem na terra, nos oceanos e na atmosfera mais baixa."

Esteio Engenharia e Aerolevantamentos S.A.
Disponível em: <http://satelite.cptec.inpe.br>.
Acessos em: 20 fev. 2013.

Resolução das questões

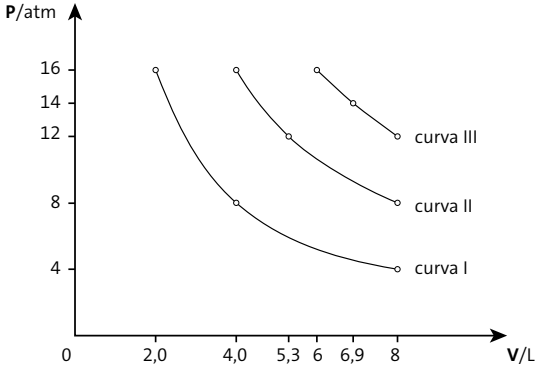
1. Liquidificador ligado: estado gasoso, cujas partículas apresentavam a propriedade de ocupar toda a capacidade do recipiente que a contém.
Liquidificador desligado: condensação (passagem do estado gasoso para o líquido), cujas partículas gasosas apresentam densidade bastante inferior à do líquido obtido pela sua condensação.

2. Trata-se de uma transformação isotérmica:



O volume se manteve constante acima de 9,9 atm, pois o gás sofreu condensação.

3. A temperatura do gás X é maior na curva III, pois a uma mesma pressão (16 atm, por exemplo), o volume é maior por causa do aumento da energia cinética das partículas.



4. Segundo a lei de Boyle e Mariotte, para uma transformação gasosa isotérmica (no caso, a 25 °C):

$$P_i \cdot V_i = P_f \cdot V_f$$

$$V_i = \frac{P_f \cdot V_f}{P_i}$$

$$V_i = \frac{70\ kPa \cdot 20\ L}{100\ kPa} \rightarrow V_i = 14\ L$$

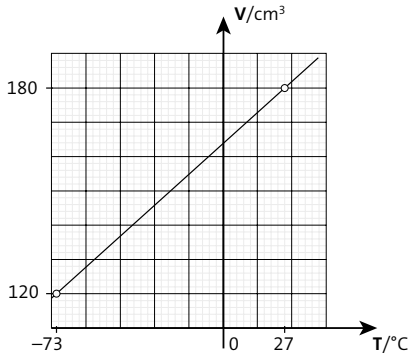
5. a) $T_i = 27 + 273 \rightarrow T_i = 300\ K$

$$\frac{V_i}{T_i} = \frac{V_f}{T_f} \rightarrow T_f = \frac{T_i \cdot V_f}{V_i}$$

$$T_f = \frac{300 \cdot 120}{180} \rightarrow T_f = 200\ K$$

$t/°C = T/K - 273 \rightarrow t/°C = 200 - 273 \rightarrow t = -73°C$

b)



6. $T_f = 80 + 273 \rightarrow T_f = 353\ K$

$$\frac{V_i}{T_i} = \frac{V_f}{T_f} \rightarrow T_i = \frac{T_f \cdot V_i}{V_f}$$

$$T_i = \frac{353 \cdot 12}{15} \rightarrow T_i = 282{,}4\ K$$

$t/°C = T/K - 273 \rightarrow t/°C = 282{,}4 - 273 \rightarrow t = 9{,}4°C$

7. a) O volume de um gás seria o mesmo independentemente da temperatura (transformação isovolumétrica).

b) O volume de um gás varia para uma mesma temperatura (transformação isotérmica).

c) Não, gás ideal não existe, sendo apenas um modelo. O gás pode se comportar como ideal somente em altas temperaturas e baixas pressões.

8. Alternativa A.

$P_i \cdot V_i = P_f \cdot V_f$

$150\ atm \cdot 60\ L = 1\ atm \cdot V_f \rightarrow V_f = 9000\ L$

9. Alternativa C.

Transformação isocórica: 12,5 mL.

Convertendo a pressão de mmHg para atm:

1 atm _____ 760 mmHg

x _____ 685 mmHg

$$x = \frac{685 \cdot 1}{760} \rightarrow x \approx 0{,}90\ atm$$

$$\frac{P_i}{T_i} = \frac{P_f}{T_f} \rightarrow P_f = \frac{P_i \cdot T_f}{T_i}$$

$$P_f = \frac{0{,}90 \cdot 310}{295} \rightarrow P_f \approx 0{,}95\ atm$$

10. Alternativa A.

$T_i = 273\ K$ e $P_i = 1\ atm$ (transformação isovolumétrica);

$T_f = 546\ K$ e $P_f = ?$

$$\frac{P_i}{T_i} = \frac{P_f}{T_f} \rightarrow P_f = \frac{T_f \cdot P_i}{T_i} \rightarrow P_f = \frac{546 \cdot 1}{273} \rightarrow P_f = 2\ atm$$

O balão não estoura porque a pressão máxima interna permitida pelo balão é de 3,0 atm.

11. a) Como a garrafa estava fechada, o gás sofreu uma transformação isocórica.

$T_i = 27 + 273 \rightarrow T_i = 300\ K$

$T_f = 57 + 273 \rightarrow T_f = 330\ K$

b) $\frac{P_i}{T_i} = \frac{P_f}{T_f} \rightarrow P_f = \frac{T_f \cdot P_i}{T_i} \rightarrow P_f = \frac{330 \cdot 1}{300} \rightarrow P_f = 1{,}1\ atm$

c) Após a retirada da tampa, a pressão do ar no interior da garrafa se iguala à pressão ambiente, 1,0 atm.

12. Alternativa C.

Armazenar botijões de gás em locais muito quentes é perigoso, pois o aumento da temperatura provoca o aumento da pressão, sem alterar o número de mols, podendo, porventura, ocasionar um grave acidente.

Exercícios de revisão

1.1

1) Errado. De acordo com a teoria cinética dos gases, o movimento das moléculas gasosas é totalmente desordenado.

2) Correto. Sendo a temperatura uma medida do grau de agitação molecular, ela mede também a energia cinética dessas moléculas, pois se relaciona ao seu movimento.

3) Correto. Gases ideais são apenas modelos teóricos.

4) Correto. Pressão é a força dividida pela área. No caso da pressão interna por um gás, a pressão corresponde à força de impacto das moléculas colidindo com a superfície interna do recipiente dividida pela área dessa superfície.

1.2 Alternativa E.

Os gases citados estão sob mesma temperatura, mesma pressão e mesmo volume. Pode-se concluir, portanto, que o número de moléculas desses gases seja o mesmo. Os dois gases que são apresentados no esquema com o mesmo número de moléculas é o gás carbônico, CO_2, e o gás nitrogênio, N_2.

1.3 Alternativa D.

O gás é mantido no estado líquido dentro do botijão porque a pressão interna é bem maior do que a pressão externa (atmosférica). Quando a válvula é aberta e o GLP é submetido à pressão atmosférica, ele imediatamente passa para o estado gasoso.

1.4 Verdadeiras: B e E. Falsas: A, C e D.

Quando a pressão interna dos gases na lata se torna igual à pressão externa, ela deixa de liberar gases. Um aquecimento provocará um aumento da pressão dos gases no interior da lata. Isso fará com que, enquanto a temperatura interna estiver mais elevada, a lata ainda consiga liberar gases.

1.5 Alternativa E.

"Canetas esferográficas comuns precisam da gravidade para movimentar a tinta e ter uma abertura na parte superior do cartucho para permitir que o ar reponha a tinta à medida que é utilizada."

Disponível em: <http://casa.hsw.uol.com.br/canetas-esferograficas5.htm>. Acesso em: 21 fev. 2013.

1.6 Alternativa C.

O volume do gás é o volume do cilindro, 60 L. No momento em que a pressão do gás é igual à pressão atmosférica (nível do mar), deixa de haver fluxo gasoso do interior para o exterior do cilindro. Nesse momento o vendedor não poderá mais encher os balões.

1.7 Alternativa D.

A pressão P (a nível do mar) ficou reduzida em 10% na encosta; passou, portanto, a 0,9 P.

$P_i \cdot V_1 = P_f \cdot V_f \rightarrow P_i \cdot 1\ L = 0{,}9\ P_1 \cdot V_f$

$V_f = \frac{P_i \cdot 1\ L}{0{,}9\ P_i} \rightarrow V_f = 1{,}1\ L$

1.8 Alternativa A.

$V_i = 30\ m^3$ $V_f = 50\ m^3$

$T_i = 20\ °C$ ou $293\ K$. $T_f = 293\ K$

$P_i = 2\ atm$ $P_f = P_f$

$P_i \cdot V_1 = P_f \cdot V_f \rightarrow 2 \cdot 30 = P_f \cdot 50$

$P_f = \frac{2 \cdot 30}{50} \rightarrow P_f = 1{,}2\ atm$

1.9 Alternativa D.

Pressão total sobre o mergulhador a 30 m de profundidade: $1 + 3 = 4$ atm.

Supondo-se que a temperatura do ar seja a mesma (na superfície e a 30 m de profundidade):

$P_i \cdot V_i = P_f \cdot V_f \rightarrow 1 \cdot 1 = 4 \cdot V_f$

$V_f = \frac{1 \cdot 1}{4} \rightarrow V_f = 0{,}25\ L$ ou $250\ mL$

1.10 Alternativa D.

$P_i \cdot V_i = P_f \cdot V_f \rightarrow V_f = \frac{P_i \cdot V_i}{P_f} \rightarrow V_f = \frac{6 \cdot 42}{2} \rightarrow V_f = 126\ cm^3$

1.11

01. Errado. O volume aumentou na mesma proporção que a pressão diminuiu, indicando que houve uma transformação isotérmica.
02. Correto. Nesse intervalo há diminuição do volume, ou seja, houve contração do gás.
03. Errado. Para compensar o aumento da pressão tem de haver um aumento da temperatura na mesma proporção.
04. Errado. As transformações de 2 para 3 e de 3 para 1 não são isotérmicas, porque há uma variação de temperatura para compensar as variações de volume e pressão.
05. Correto. Basta analisar o gráfico.
06. Correto. Nesse intervalo, há um aumento de volume, ou seja, houve expansão do gás.

1.12

a) No lançamento, o balão tem um diâmetro relativamente pequeno, em virtude da pressão atmosférica elevada que age sobre ele, à medida que sobe, a pressão atmosférica diminui e o balão se expande. São dois fatores se contrapõem, a redução da temperatura, nas camadas imediatamente superiores da atmosfera, cujo efeito seria a contração do balão, e a redução de pressão atmosférica, que contribui para a expansão do gás interno. A variação de pressão, entretanto, predomina sobre a de temperatura e, consequentemente, o balão aumenta continuamente de volume à medida que sobe.

b) As transformações isocóricas (também denominadas isométricas ou isovolumétricas) que são aquelas que ocorrem a volume constante.

1.13 Alternativa D.

$\frac{V_i}{T_i} = \frac{V_f}{T_f} \rightarrow \frac{5}{300} = \frac{V_f}{900}$

$V_f = \frac{900 \cdot 5}{300} \rightarrow V_f = 15\ mL$ ou $0{,}015\ L$

1.14

$V_i = 30\ mL$ $V_f = ?$

$T_i = 25\ °C$ ou $298\ K$ $T_f = 35\ °C$ ou $308\ K$

$\frac{V_i}{T_i} = \frac{V_f}{T_f} \rightarrow V_f = \frac{T_f \cdot V_i}{T_i}$

$V_f = \frac{308 \cdot 30}{298} \rightarrow V_f \approx 31\ mL$

1.15 Alternativa A.

$V_i = V$; $T_i = 27\ °C$ ou $300\ K$;

$P_i = 760\ mmHg$ ou $1\ atm$

$V_f = V$; $T_f = ?$; $P_f = 2\ atm$

$\frac{P_i}{T_i} = \frac{P_f}{T_f} \rightarrow T_f = \frac{T_i \cdot P_f}{P_i} \rightarrow T_f = \frac{300 \cdot 2}{1}$

$T_f = 600\ K$ ou $327\ °C$

1.16 Alternativa A.

1 atm _____ $15\ lb/pol^2$

x _____ $30\ lb/pol^2$

$x = 2\ atm$

$\frac{P_i}{T_i} = \frac{P_f}{T_f} \rightarrow \frac{2}{300} = \frac{P_f}{285}$

$P_f = \frac{285 \cdot 2}{300} \rightarrow P_f = 1{,}9\ atm$

1.17 Alternativa B.

$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \rightarrow \frac{4}{280} = \frac{P_2}{310}$

$P_2 = 4{,}4\ atm$

Capítulo 2 – Equação geral dos gases

Este segundo capítulo continua o assunto sobre gases apresentando a equação geral que relaciona as três variáveis: pressão, volume e temperatura. É importante também nesse momento abordar a equação de Clapeyron, pois relaciona as variáveis de estado do gás com sua quantidade de matéria.

Objetivos

Compreender as relações de proporcionalidade de pressão, temperatura e volume por meio da equação geral dos gases.

Calcular a variável do estado gasoso por meio da equação geral dos gases e pela equação de Clapeyron.

Determinar a quantidade da substância gasosa pela equação de Clapeyron.

Conteúdos específicos indispensáveis para a sequência dos estudos

Equação geral dos gases.

Equação de Clapeyron.

Comentários e sugestões

Relembre com seus alunos as equações das transformações gasosas e apresente posteriormente a equação geral dos gases. É interessante pedir aos alunos que observem e comparem as equações das transformações gasosas (isobárica, isotérmica e isovolumétrica) com a equação geral.

No caso da equação de Clapeyron, é importante que o aluno entenda que a constante universal dos gases, R, utilizada na equação deve ser expressa nas mesmas unidades de pressão, temperatura e volume das variáveis de estado relacionadas.

Proponha que os exercícios sejam realizados em grupos, a fim de que os alunos possam se ajudar mutuamente. De qualquer forma, a supervisão do professor deve permanecer durante toda a resolução dos exercícios.

Como forma de avaliação, peça aos alunos que resolvam alguns exercícios do livro em casa e os entreguem numa folha. É importante que esses exercícios sejam resolvidos no quadro em aulas posteriores, incentivando a participação oral dos alunos com dificuldades.

Resolução das questões

1. Alternativa D.

$$\frac{P_i \cdot V_i}{T_i} = \frac{P_f \cdot V_f}{T_f} \rightarrow \frac{3 \cdot 20}{300} = \frac{5 \cdot V_f}{400}$$

$$V_f = \frac{3 \cdot 20 \cdot 400}{5 \cdot 300} \rightarrow V_f = 16\ L$$

2. a) I → II (transformação isobárica)
II → III (transformação isotérmica)
III → I (transformação isocórica)

b) $T_{II} = 227 + 273 \rightarrow T_{II} = 500\ K$

$T_{III} = T_{II} = 500\ K$

$$\frac{P_{III} \cdot V_{III}}{T_{III}} = \frac{P_I \cdot V_I}{T_I} \rightarrow \frac{4 \cdot 4}{500} = \frac{2 \cdot 4}{T_I} \rightarrow T_I = \frac{500 \cdot 2}{4} \rightarrow$$

$\rightarrow T_I = 250\ K$ ou $T_I = -23\ °C$

3. Alternativa E.

a) Incorreta, pois a temperatura do gás no estado 2 é de 600 K (para uma transformação isocórica, no caso de ponto 2 para o ponto 3, se a pressão foi reduzida pela metade – de 2 atm para 1 atm –, a temperatura também deverá ser reduzida pela metade – de 600 K para 300 K).

b) Incorreta, pois a pressão do gás no estado 3 é de 1 atm.

c) Incorreta, pois a temperatura do gás no estado 3 é de 300 K.

d) Incorreta, pois o volume do gás no estado 2 é de 20 L.

4. Alternativa E.

$$\frac{P_i \cdot V_i}{T_i} = \frac{P_f \cdot V_f}{T_f} \rightarrow \frac{4 \cdot 20}{300} = \frac{4 \cdot 60}{T_f}$$

$$T_f = \frac{300 \cdot 4 \cdot 60}{4 \cdot 20} \rightarrow T_f = 900\ K$$

$T_f = 3 \cdot T_i$, ou seja, $900 = 3 \cdot 300$

5. Alternativa C.

$V_i = 10\ L$ $\qquad$ $V_f = ?$

$T_i = 27\ °C$ ou $300\ K$ $\qquad$ $T_f = 47\ °C$ ou $320\ K$

$P_i = 150\ mmHg$ $\qquad$ $P_f = 200\ mmHg$

$$\frac{P_i \cdot V_i}{T_i} = \frac{P_f \cdot V_f}{T_f} \rightarrow V_f = \frac{P_i \cdot V_i \cdot T_f}{P_f \cdot T_i} \rightarrow$$

$$\rightarrow V_f = \frac{150 \cdot 10 \cdot 320}{200 \cdot 300} \rightarrow V_f = 8\ L$$

6. Alternativa D.

$T/K = t/°C + 273 \rightarrow T = 300\ K$

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow P = \frac{n \cdot R \cdot T}{V} \rightarrow$$

$$\rightarrow P = \frac{5 \cdot 0{,}082 \cdot 300}{16{,}4} \rightarrow P = 7{,}5\ atm$$

7. Alternativa D.

$m = 1{,}28\ g$ $\qquad$ $t = 27\ °C$ ou $300\ K$

$V = 600\ mL$ ou $0{,}6\ L$ $\qquad$ $R = 0{,}082\ atm \cdot L/K \cdot mol$

$P = 0{,}82\ atm$ $\qquad$ $M = ?$

$$P \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T \rightarrow M = \frac{m \cdot R \cdot T}{P \cdot V} \rightarrow$$

$$\rightarrow M = \frac{1{,}28 \cdot 0{,}082 \cdot 300}{0{,}82 \cdot 0{,}6} \rightarrow M = 64\ g/mol$$

Dentre os gases indicados, o único que possui massa molar igual a 64 g/mol é o $SO_2(g)$.

8. Alternativa A.

$P \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T \rightarrow m = \frac{P \cdot V \cdot M}{R \cdot T} \rightarrow$

$\rightarrow m = \frac{6{,}11 \cdot 0{,}4 \cdot 4}{0{,}082 \cdot 298} \rightarrow m = 0{,}4\ g$

9. Alternativa C.

$V = 8{,}2\ L$ $\quad m_{N_2} = ?$

$T = 127\ °C$ ou $400\ K$ $\quad M_{N_2} = 28\ g/mol$

$P = 2\ atm$ $\quad R = 0{,}082\ atm \cdot L/mol \cdot K$

$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow P \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T \rightarrow$

$\rightarrow m = \frac{P \cdot V \cdot M}{R \cdot T} \rightarrow m = \frac{2 \cdot 8{,}2 \cdot 28}{0{,}082 \cdot 400} \rightarrow$

$\rightarrow$ m = 14 g de gás nitrogênio

10. Alternativa A.

$T_i = 0\ °C\ (273{,}15K)$ $\quad T_f = 58\ °C\ (331{,}15\ K)$

$V_i = 30\ L$ $\quad V_f = ?$

$P_i = 2{,}0 \times 10^5\ Pa\ (1{,}97\ atm)$ $\quad P_f = 2{,}2 \times 10^5\ Pa\ (2{,}17\ atm)$

$\frac{P_i \cdot V_i}{T_i} = \frac{P_f \cdot V_f}{T_f} \rightarrow V_f = \frac{P_i \cdot V_i \cdot T_f}{P_f \cdot T_i}$

$V_f = \frac{1{,}97 \cdot 30 \cdot 331{,}15}{2{,}17 \cdot 273{,}15} \rightarrow V_f \approx 33\ L$

11. Em um determinado ambiente, uma sala, por exemplo, todos os objetos ficam na mesma temperatura: a temperatura ambiente. Neste ambiente quando se toca um objeto bom condutor de calor, metal (alumínio), por exemplo, tem-se a impressão que a temperatura é menor que a temperatura dos demais objetos que são mau condutores de calor, como o plástico. Isso acontece por que a nossa sensação de frio ou calor é o fluxo de calor do corpo para o ambiente ou vice-versa. Fluxo de calor é a quantidade de calor que passa de uma região de temperatura mais alta para uma região de temperatura mais baixa num determinado tempo. Quando se toca em um objeto mau condutor de calor, há pouca passagem de calor da pele para o objeto (considerando que a pele está mais quente que o objeto). Além disso, a temperatura da pele se iguala rapidamente à temperatura da superfície tocada. Pele e superfície do objeto rapidamente chegam à mesma temperatura, pois o objeto é mau condutor de calor e segura em sua superfície o calor recebido. Quando se toca um objeto bom condutor de calor, há passagem de grande quantidade de calor da pele para o objeto (considerando que a pele está mais quente que o objeto). O fluxo é contínuo, pois o calor que chega da pele à superfície do objeto condutor é conduzido para todo o objeto. Assim, a temperatura da pele só iguala à temperatura do objeto quando todo o objeto estiver na mesma temperatura que a pele, o que demora certo tempo. Durante esse tempo, a superfície do objeto continua com a temperatura menor que a da pele, passando-nos sensação de frio. Ocorre processo semelhante se os objetos tocados estiverem mais quentes que a pele.

Exercícios de revisão

2.1

$P_i = 1\ atm$ $\quad T_f = 25\ °C = 25 + 273 = 298\ K$

$V_i = 1\ m^3 = 1000\ L$ $\quad V_f = 25\ L$

$T_i = 323\ °C = 323 + 273 = 596\ K = P_f = ??$

Usando a Equação Geral dos Gases:

$\frac{P_i \cdot V_i}{T_i} = \frac{P_f \cdot V_f}{T_f} \rightarrow P_f = \frac{P_i \cdot V_i \cdot T_f}{V_f \cdot T_i}$

$P_f = \frac{1 \cdot 1000 \cdot 298}{25 \cdot 596} \rightarrow P_f = 20\ atm$

2.2

a) $P \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T$

$5 \cdot 20 = \frac{m}{28} \cdot 0{,}082 \cdot 298 \rightarrow m = 114{,}6\ g\ de\ N_2$

b) $\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \rightarrow \frac{5}{298} = \frac{P_2}{333} \rightarrow P_2 \approx 5{,}6\ atm$

2.3 Alternativa C.

$P_i = P$; $P_f = 2P$; $T_i = 273\ K$; $T_f = 300\ K$

$\frac{P \cdot V_i}{273} = \frac{2P \cdot V_f}{300} \rightarrow \frac{V_f}{V_i} = \frac{300}{546} \approx 0{,}55$

2.4 Alternativa E.

$V_i = 20\ mL$; $T_i = 400\ K$; $P_i = 600\ mmHg$

$V_f = ?$; $T_f = 273\ K$; $P_f = 819\ mmHg$

$\frac{P_i \cdot V_i}{T_i} = \frac{P_f \cdot V_f}{T_f} \rightarrow V_f = \frac{P_i \cdot V_i \cdot T_f}{P_f \cdot T_i}$

$V_f = \frac{600 \cdot 20 \cdot 273}{819 \cdot 400} \rightarrow V_f = 10\ mL$

2.5 Alternativa C.

$V_i = 4\ L$; $T_i = 280\ K$; $P_i = 596\ mmHg$

$V_f = ?$; $T_f = 228\ K$; $P_f = 40\ mmHg$

$\frac{P_i \cdot V_i}{T_i} = \frac{P_f \cdot V_f}{T_f} \rightarrow V_f = \frac{P_i \cdot V_i \cdot T_f}{P_f \cdot T_i}$

$V_f = \frac{596 \cdot 4 \cdot 228}{40 \cdot 280} \rightarrow V_f = 48{,}5\ L$

2.6 Alternativa C.

$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2}$

$\frac{760 \cdot 22{,}4}{273} = \frac{700 \cdot V_2}{300} \rightarrow V_2 = 26{,}7\ L$

2.7

$T_i = 273$;

$T_f = 54{,}6 + 273 \rightarrow T_f = 327{,}6\ K$

$\frac{P_i \cdot V_i}{T_i} = \frac{P_f \cdot V_f}{T_f} \rightarrow V_f = \frac{P_i \cdot V_i \cdot T_f}{P_f \cdot T_i}$

$V_f = \frac{100\,000 \cdot 22{,}71 \cdot 327{,}6}{181\,680 \cdot 273} \rightarrow V_f = 15\ L$

2.8 Alternativa C.

$$\frac{P_i \cdot V_i}{T_i} = \frac{P_f \cdot V_f}{T_f} \rightarrow P_f = \frac{P_i \cdot V_i \cdot T_f}{T_i \cdot V_f}$$

$$P_f = \frac{1 \cdot 250 \cdot 596}{298 \cdot 250} \rightarrow P_f = 2 \text{ atm}$$

2.9

$m = 30$ g $\quad P = 3$ atm

$V = 12{,}3$ L $\quad R = 0{,}082$ atm · L/mol · K

$t = 327$ °C ou 600 K $\quad M = ?$

$$P \cdot V = \frac{m \cdot R \cdot T}{M} \rightarrow M = \frac{m \cdot R \cdot T}{P \cdot V}$$

$$M = \frac{30 \cdot 0{,}082 \cdot 600}{3 \cdot 12{,}3} \rightarrow M = 40 \text{ g/mol}$$

2.10

a) Considerando um volume de 1 L de gás, sua massa é de 5,38 g (uma vez que a densidade é 5,38 g/L).
Portanto, aplicando a equação de Clapeyron, teremos:

$$P \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T \rightarrow M = \frac{m \cdot R \cdot T}{P \cdot V}$$

$$M = \frac{5{,}38 \cdot 0{,}082 \cdot 288{,}15}{0{,}97 \cdot 1{,}00} \rightarrow M = 131{,}05 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

b) Verificando-se os elementos químicos na tabela periódica, o gás que possui a massa atômica mais próxima da encontrada é o xenônio (131,3 u).

2.11 Alternativa B.

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P}$$

$$V = \frac{2 \cdot 10^{-4} \cdot 0{,}082 \cdot 300}{1}$$

$$V = 49{,}2 \cdot 10^{-4} \text{ L} \rightarrow V = 49{,}2 \cdot 10^{-4} \cdot 10^3 \text{ mL}$$

$V \approx 4{,}9$ mL

2.12 Alternativa C.

$V = 8{,}2\ m^3$ ou $8{,}2 \cdot 10^3$ L; $M = 32$ u; $T = 250$ K

$P_i = 2$ atm e $P_f = P_i - 0{,}5 \rightarrow P_f = 1{,}5$ atm

Cálculo da massa inicial de gás oxigênio:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow P \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T$$

$$m = \frac{P \cdot V \cdot M}{R \cdot T} \rightarrow m = \frac{2 \cdot 8{,}2 \cdot 10^3 \cdot 32}{0{,}082 \cdot 250}$$

$m = 25600$ g

Cálculo da massa final de gás oxigênio:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow P \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T$$

$$m = \frac{P \cdot V \cdot M}{R \cdot T} \rightarrow m = \frac{1{,}5 \cdot 8{,}2 \cdot 10^3 \cdot 32}{0{,}082 \cdot 250}$$

$m = 19200$ g

Massa perdida $= 25600 - 19200$

Massa perdida $= 6400$ g (6,4 kg)

2.13 Alternativa A.

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow P \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T$$

$$m = \frac{P \cdot V \cdot M}{R \cdot T} \rightarrow m = \frac{5 \cdot 9{,}84 \cdot 40}{0{,}082 \cdot 300}$$

$m = 80$ g

Capítulo 3 – Misturas gasosas

Este capítulo apresenta a equação de Clapeyron correlacionada às misturas gasosas. Discute a pressão parcial e o volume parcial de cada gás participante na mistura. Cálculos da determinação da massa molar aparente e da densidade aparente de misturas gasosas são discutidos e apresentados neste capítulo. Explica também a diferença entre umidade absoluta e umidade relativa do ar. Por fim, aborda alguns fenômenos associados à difusão e efusão de gases.

Objetivos

Calcular as variáveis relacionadas às misturas gasosas, como temperatura, pressão e volume, e quantidades (como mols, massa).

Compreender e calcular a massa molar aparente e a densidade aparente das misturas gasosas.

Contextualizar os fenômenos referentes às misturas gasosas a situações cotidianas.

Compreender a umidade do ar (relativa e absoluta) e associá-la à pressão máxima de vapor da água.

Conteúdos específicos indispensáveis para a sequência dos estudos

Equação de Clapeyron.
Misturas gasosas.
Fração em quantidade de matéria.
Pressão parcial e volume parcial.
Densidade aparente.
Difusão e efusão gasosas.

Comentários e sugestões

Revise e discuta com seus alunos a equação de Clapeyron. É importante que entendam que essa equação pode ser usada para estudar as mudanças de estado de um único gás ou de uma mistura de gases. Relembre que a unidade da constante universal dos gases, R, deve estar de acordo com as unidades das variáveis utilizadas na equação.

Partindo da equação de Clapeyron e da definição de densidade, deduza com os alunos a fórmula da densidade aparente de um gás. Induza-os a deduzir por si mesmos as possíveis relações dessas fórmulas. É importante ouvir o que os alunos têm a dizer para depois ajudá-los a corrigir ideias equivocadas por meio de discussões e hipóteses que forem surgindo na aula.

Verifique possíveis conhecimentos prévios dos alunos sobre o assunto umidade relativa do ar. Uma aula antes de abordar esse tema, peça que pesquisem notícias a esse respeito e escrevam no caderno o que entenderam, mencionando a fonte de informação. Peça que alguns voluntários leiam seus textos e discuta com a classe as concepções prévias que eles trazem, orientando-os para a construção

de um conhecimento efetivo desse assunto, ressaltando o quanto a variação da umidade relativa do ar (principalmente nos extremos, muito alta ou muito baixa) pode afetar a saúde humana.

A construção de um psicômetro é um experimento sugerido para dar sustentação à aprendizagem. Mais informações estão descritas a seguir.

Para que os alunos compreendam os fenômenos de difusão e efusão, proponha que façam uma pesquisa em grupos de seis sobre as aplicações do cotidiano em que esses fenômenos estejam presentes, como, por exemplo, quando abrimos o frasco de um perfume. O resultado do trabalho pode ser apresentado por um ou dois grupos escolhidos aleatoriamente pelo professor de forma oral durante cinco minutos.

Experimento: Construção de um psicômetro

O objetivo deste experimento é medir a umidade relativa do ar utilizando um psicômetro. Sugira o experimento após as discussões sobre umidade do ar de forma demonstrativa aos seus alunos. Como será feito somente um aparelho, forme um círculo com os alunos na sala de aula e fique no centro para realizar a atividade experimental de forma que todos possam ver. Para observar possíveis mudanças no decorrer da atividade, como, por exemplo, nos valores dos termômetros, chame grupos de cinco alunos por vez para se dirigirem ao centro do círculo para observar. É importante que, à medida que for realizando o experimento, explique aos alunos o que está sendo feito e também discuta as possíveis dúvidasque forem surgindo.

As questões do item **Investigue** podem ser uma ferramenta utilizada como forma de avaliação do entendimento do experimento.

Investigue

1. Em geral, a temperatura do termômetro úmido é menor porque a evaporação da água contida na gaze que envolve o bulbo do termômetro úmido é um processo que ocorre com absorção de calor. A retirada de calor, por causa da evaporação da água, reflete numa menor medida de temperatura do termômetro úmido.
2. A temperatura do termômetro úmido diminui à medida que o ar está mais seco (menor umidade relativa), porque é retirada uma quantidade maior de calor para evaporar a água. Portanto, quanto maior a diferença entre as temperaturas dos termômetros seco e úmido, menor a umidade relativa do ar e vice-versa.
3. Sim. Sempre que chove a umidade relativa do ar é igual a 100%. Isso ocorre porque a pressão de vapor da água em determinado local se igualou à pressão máxima de vapor de água naquela temperatura, ou seja, o ar atmosférico ficou saturado de vapor de água.
4. Resposta pessoal

Conversa com o professor

Lei de Graham: efusão e difusão gasosas

Estudando o vazamento de gases através de pequenos orifícios, ou seja, o fenômeno da efusão e, portanto, do movimento das partículas de um gás, o químico inglês Thomas Graham (1805-1869) estabeleceu em 1829 uma lei que atualmente é conhecida pelo seu nome, Lei de Graham:

"As velocidades de difusão e efusão de dois gases que estejam nas mesmas condições de pressão e temperatura são inversamente proporcionais às raízes quadradas de suas densidades absolutas."

$$\frac{v_A}{v_B} = \sqrt{\frac{d_B}{d_A}}$$

Da equação de Clapeyron, temos que:

$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$,

e sendo: $n = \frac{m}{M} \rightarrow P \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T$

De onde vem: $\frac{m}{V} = \frac{P \cdot M}{R \cdot T}$, ou seja, $d = \frac{P \cdot M}{R \cdot T}$

Estando os gases nas mesmas condições de temperatura e pressão, temos:

$$\frac{v_A}{v_B} = \sqrt{\frac{\frac{P \cdot M_B}{R \cdot T}}{\frac{P \cdot M_A}{R \cdot T}}} \text{ de onde vem, } \frac{v_A}{v_B} = \frac{M_B}{M_A}$$

Quanto menor for a massa molar do gás, maior será sua velocidade de difusão e efusão.

A velocidade de difusão e efusão é expressa em unidades de volume de gás que escapa por unidade de tempo; normalmente se utiliza litros por minuto.

$$v = \frac{\text{quantidade de gás que escapa por difusão ou efusão (L)}}{\text{tempo em que ocorre a difusão ou efusão (min)}}$$

Resolução das questões

1. Alternativa A.

$P_{ar\ inspirado} = P_{ar\ expirado}$

$P_{ar\ inspirado} = 157,9 + 0,2 + 590,2 + 7,0 + 4,7$

$P_{ar\ inspirado} = 760$ mmHg

$P_{ar\ expirado} = 760$ mmHg

$760 = 115,0 + x + 560,1 + 6,6 + 46,6$

$x = 760 - 728,3$

$x = 31,7$ mmHg

2. Alternativa D.

Cálculo da fração em quantidade de matéria de cada gás na mistura:

$n_{CO_2} = 1,5$ mol

Cálculo de n_{CH_4}, CH_4, 16 g/mol:

1 mol _____ 16 g $\rightarrow$ $x = \frac{8 \cdot 1}{16}$

x _____ 8 g

$n_{gás\ metano} = 0,5$ mol

Cálculo de n_{CO}, nas CNTP:

1 mol _____ 22,4 L $\rightarrow$ $y = \frac{44,8 \cdot 1}{22,4}$

y _____ 44,8 L

$n_{CO} = 2,0$ mol

$$X_{CO_2} = \frac{n_{CO_2}}{n_{CO_2} + n_{CH_4} + n_{CO}}$$

$$X_{CO_2} = \frac{1,5}{1,5 + 0,5 + 2,0} \rightarrow X_{CO_2} = 0,375$$

% em pressão parcial $CO_2 = 37,5\%$

$$X_{CH_4} = \frac{0,5}{1,5 + 0,5 + 2,0} \rightarrow X_{CH_4} = 0,125$$

% em pressão parcial $CH_4 = 12,5\%$

$$X_{CO} = \frac{2,0}{1,5 + 0,5 + 2,0} \rightarrow X_{CO} = 0,5$$

% em pressão parcial $CO = 50\%$

Conclusão: a pressão parcial do monóxido de carbono (50%) é o quádruplo da pressão parcial do metano (12,5%).

3. Alternativa A.

Sistema: $\begin{cases} 10\% \text{ de He } (M = 4 \text{ g/mol}) \\ 90\% \text{ de } O_2\ (M = 32 \text{ g/mol}) \end{cases}$

Admitindo uma massa de 100 g, temos:

$$\left.\begin{array}{l} 10 \text{ g He} \rightarrow n = \frac{m}{M} = \frac{10}{4} = 2,5 \text{ mol} \\ 90 \text{ g } O_2 \rightarrow n = \frac{m}{M} = \frac{90}{32} = 2,8 \text{ mol} \end{array}\right\} 5,3 \text{ mol total}$$

$$PO_2 = XO_2 \cdot P_{total} \rightarrow n = \frac{nO_2}{n_{total}} = \frac{2,8}{5,3} \cdot 1 = 0,53 \text{ atm}$$

4.

$V_{H_2} = 8,2$ L	$V_{N_2} = 16,4$ L	$V_{mistura} = ?$
$T_{H_2} = 227\,^\circ C$	$T_{N_2} = 27\,^\circ C$	$T_{mistura} = -73\,^\circ C$
$P_{H_2} = 5$ atm	$P_{N_2} = 6$ atm	$P_{mistura} = 2$ atm

O volume do recipiente será:

$PV = n_{H_2}RT$

$5 \cdot 8,2 = n_{H_2} \cdot 0,082 \cdot 500$

$n_{H_2} = 1$ mol

$PV = n_{N_2}RT$

$6 \cdot 16,4 = n_{N_2} \cdot 0,082 \cdot 300$

$n_{N_2} = 4$ mol

$n_{total} = 1 + 4 = 5$ mol

$PV = n_{total}\,RT$

$2 \cdot V = 5 \cdot 0,082 \cdot 200$

$V = 41$ L

O volume parcial de cada componente de uma mistura gasosa e proporcional à quantidade de matéria desse componente na mistura:

$$\frac{V_{H_2}}{V_{total}} = \frac{n_{H_2}}{V_{total}} = \frac{1}{5} = 0,2$$

$$\frac{V_{N_2}}{V_{total}} = \frac{n_{N_2}}{n_{total}} = \frac{4}{5} = 0,8$$

5. Alternativa B.

$M_{H_2S} = 34$ g/mol

$$d_{H_2S,\,ar} = \frac{M_{H_2S}}{M_{ar}}$$

$$d_{H_2S,\,ar} = \frac{34}{28,9} \rightarrow d_{H_2S,\,ar} \approx 1,2$$

6. Alternativa B.

Analisando a fórmula:

$$d = \frac{M \cdot P}{R \cdot T}$$

Verifica-se que a compressão de um gás, ou seja, o aumento da pressão faz a densidade do gás aumentar. Entretanto, como a temperatura é constante, a energia cinética das moléculas permanece constante.

7. a) O_2, He, N_2

b) $P_{He} = X_{He} \cdot P_{total}$

$P_{He} = 0,24 \cdot 9000$ kPa $\rightarrow$ $P_{He} = 2160$ kPa

c) $M_{mistura} = X_{O_2} \cdot M_{O_2} + X_{He} \cdot M_{He} + X_{N_2} \cdot M_{N_2}$

$M_{mistura} = 0,16 \cdot 32 + 0,24 \cdot 4 + 0,60 \cdot 28$

$M_{mistura} = 22,88$ g/mol

8. Alternativa A.

As condições ideais podem ser observadas em Curitiba, na transição do verão para o outono, com vento, e em Campo Grande, em outubro, na primavera.

9. $Ur = \frac{P_{vapor\ da\ água\ a\ 30\,^\circ C}}{P_{máxima\ de\ vapor\ da\ água\ a\ 30\,^\circ C}} \rightarrow Ur = \frac{15,912}{31,824} \rightarrow$

$\rightarrow Ur = 0,5$ ou 50%

O valor de umidade relativa encontrado é considerado confortável, visto que a umidade relativa do ar entre 50% e 60% é considerada adequada para a maioria das pessoas.

10. Alternativa D.

O estabelecimento de uma represa aumenta a evaporação e consequentemente aumenta a umidade relativa do ar nesse local.

11. Alternativa B.

No caso de um balão de borracha, o movimento espontâneo das partículas dos gases faz que estes sofram efusão, escapando para um ambiente externo de pressão mais baixa.

12. Alternativa B.

Quanto menor for a massa molar de uma substância gasosa, mais rapidamente ela tenderá a se dispersar pelo ambiente e vice-versa. Assim, nesse caso, a pessoa sentirá o cheiro da amônia primeiramente (menor massa molar), seguido do de sulfeto de hidrogênio e dióxido de enxofre (maior massa molar).

13. Alternativa C.

As velocidades de difusão dos gases são inversamente proporcionais às suas massa molares. Portanto, os gases devem ser liberados na ordem: H_2 (2 g/mol), CH_4 (16 g/mol), N_2 (28 g/mol), O_2 (32 g/mol), CO_2 (44 g/mol).

Exercícios de revisão

3.1 Cálculo da fração em quantidade de matéria do gás oxigênio:

$n_{gás\ carbônico}$: 1 mol _____ 22,4 L

x _____ 4,48 L

$x = \frac{4,48 \cdot 1}{22,4} \rightarrow n_{gás\ carbônico} = 0,2$ mol

$n_{gás\ nitrogênio}$: 1 mol _____ 28 g

y _____ 33,6 g

$y = \frac{33,6 \cdot 1}{28} \rightarrow n_{gás\ nitrogênio} = 1,2$ mol

$$X_{gás\ oxigênio} = \frac{n_{gás\ oxigênio}}{n_{gás\ oxigênio} + n_{gás\ carbônico} + n_{gás\ nitrogênio}}$$

$$X_{gás\ oxigênio} = \frac{0,6}{0,6 + 0,2 + 1,2}$$

$$X_{gás\ oxigênio} = 0,3$$

Cálculo da pressão parcial do gás oxigênio na mistura:

$$\frac{P_{gás\ oxigênio}}{P_{total}} = X_{gás\ oxigênio}$$

$$P_{gás\ oxigênio} = X_{gás\ oxigênio} \cdot P_{total}$$

$$P_{gás\ oxigênio} = 0,3 \cdot 750$$

$$P_{gás\ oxigênio} = 225\ mmHg$$

Cálculo da fração em quantidade de matéria do gás carbônico:

$$X_{gás\ carbônico} = \frac{n_{gás\ carbônico}}{n_{gás\ oxigênio} + n_{gás\ carbônico} + n_{gás\ nitrogênio}}$$

$$X_{gás\ carbônico} = \frac{0,2}{0,6 + 0,2 + 1,2} \rightarrow X_{gás\ carbônico} = 0,1$$

3.2 Alternativa D.

$P_{total} = 4$ atm; $P_A = 2$ atm; $P_B = 1$ atm e $P_C = 1$ atm

$P_{total} \cdot V = n_{total} \cdot R \cdot T \rightarrow n_{total} = \frac{P_{total} \cdot V}{R \cdot T}$

$n_{total} = \frac{4 \cdot 37}{0,082 \cdot 300} \rightarrow n_{total} = 6$ mols

$P_A = X_A \cdot P_{total} \rightarrow P_A = \frac{n_A}{n_{total}} \cdot P_{total}$

$n_A = \frac{P_A}{P_{total}} \cdot n_{total} \rightarrow n_A = \frac{2 \cdot 6}{4} \rightarrow n_A = 3$ mol

Analogamente:

$n_B = \frac{P_B}{P_{total}} \cdot n_{total} \rightarrow n_B = \frac{1 \cdot 6}{4} \rightarrow n_B = 1,5$ mol

$n_C = \frac{P_C}{P_{total}} \cdot n_{total} \rightarrow n_C = \frac{1 \cdot 6}{4} \rightarrow n_C = 1,5$ mol

3.3 Alternativa B.

Quando a fruta é fechada em um saco plástico, o gás etileno que ela emite não se dissipa no ambiente, ficando retido dentro do saco plástico; o que aumenta sua pressão parcial sobre a fruta acelerando seu amadurecimento.

3.4 Alternativa D.

$P_{total} = p_{NH_3} + p_{O_2} + p_{NO} + p_{H_2O}$

$P_{total} = 1,05 + 1,32 + 1,05 + 1,58$

$P_{total} = 5,00$ atm

3.5

a) 1 mol de N_2 _____ 28 g de N_2

n_{N_2} _____ 14 g de N_2

$n_{N_2} = 0,5$ mol de N_2

$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow P = \frac{n \cdot R \cdot T}{V}$

$P_{N_2} = \frac{0,5 \cdot 0,082 \cdot 300}{30} \rightarrow P_{N_2} = 0,41$ atm

1 mol de O_2 _____ 32 g de O_2

n_{O_2} _____ 8 g de O_2

$n_{O_2} = 0,25$ mol de O_2

$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow P = \frac{n \cdot R \cdot T}{V}$

$P_{O_2} = \frac{0,25 \cdot 0,082 \cdot 300}{30} \rightarrow P_{O_2} = 0,205$ atm

b) $P_{total} = P_{N_2} + P_{O_2}$

$P_{total} = 0,41 + 0,205 \rightarrow P_{total} = 0,615$ atm

3.6 Alternativa A.

Trata-se de uma transformação isotérmica:

$P_{O_2} \cdot V_{O_2} + P_V \cdot V_V = P_{total} \cdot V_{total}$

$3 \cdot 5 + 0 \cdot 7 = P_{total} \cdot (5 + 7) \rightarrow P_{total} = 1,25$ atm

3.7 Alternativa E.

Dizer que a umidade relativa do ar é 15% significa justamente que a pressão parcial do vapor de água é 15% da pressão de vapor saturante para a temperatura em que o ar se encontra.

3.8 Alternativa D.

Para as mesmas condições de pressão e temperatura, quanto maior a massa molar de um gás, maior será sua densidade. Assim, nesse caso, o $C\ell_2$ (massa molar = 71 g/mol) possui a maior densidade e o Ne (massa molar = 20 g/mol) a menor densidade.

3.9 Cálculo da pressão de vapor da água a 30 °C.

umidade de 100% _____ a pressão de vapor da água é igual a 31,82 mmHg

umidade de 66% _____ x

$$x = \frac{66 \cdot 31{,}82}{100} \rightarrow x = 21 \text{ mmHg}$$

3.10 Alternativa C.

3.11 Alternativa A.

As substâncias voláteis presentes no perfume e a atmosfera formam espontaneamente uma mistura homogênea.

Atividade extra

Este experimento demonstrativo sobre difusão dos gases tem como objetivo auxiliar a compreensão do fenômeno.

Material necessário

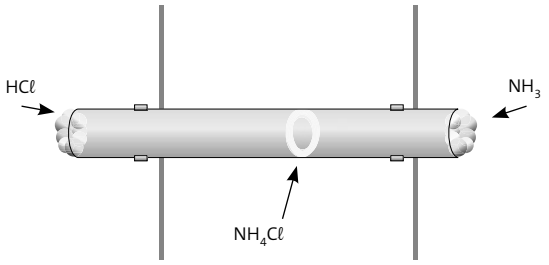
- 1 tubo de vidro com as duas extremidades abertas e que seja transparente, longo e com diâmetro pequeno
- 2 chumaços de algodão
- 2 conta-gotas
- Solução de ácido muriático (ácido clorídrico industrial) vendido em lojas de material para construção
- Solução de hidróxido de amônio, $NH_3(aq)$ ou $NH_4OH(aq)$, (vendido em farmácias)
- 2 pinças
- 2 pares de luvas de borracha
- 2 máscaras de uso hospitalar

Como fazer

Realize o experimento demonstrativo de preferência no pátio da escola, ao ar livre, de modo que qualquer vapor das substâncias liberado durante a execução do experimento seja rapidamente dispersado no ambiente.

Peça ajuda de um colega (adulto) para realizar o experimento. Ambos devem vestir as luvas de borracha e as máscaras. Esse procedimento é importante para que o aluno perceba que a manipulação de produtos químicos deve sempre obedecer aos procedimentos de segurança (o exemplo ensina mais do que o discurso).

Com a ajuda do conta-gotas, você e seu ajudante devem gotejar as soluções de ácido muriático e de hidróxido de amônio nos chumaços de algodão e, com a ajuda de uma pinça, inserir cada chumaço em uma das extremidades do tubo simultaneamente.



Deixe o tubo em repouso por alguns minutos. O resultado será a formação de um sólido branco, provocada pela reação entre os dois gases (cloreto de hidrogênio e amônia).

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

Discuta com seus alunos sobre o que ocorre. Questione o que poderia ser o sólido branco e por que ele não se forma exatamente no centro do tubo. Nesse caso, aproveite para discutir a relação da velocidade dos gases com sua massa molar. Ou seja, quanto maior a massa, menor será a velocidade de difusão do gás. No caso do experimento, a amônia (17 g/mol) possui massa molar menor que o cloreto de hidrogênio (36,5 g/mol) e, consequentemente, sua velocidade de difusão é maior.

Propriedades das substâncias utilizadas:

O cloreto de hidrogênio puro, $HC\ell(g)$, é um gás incolor ou levemente amarelado, tóxico e corrosivo. É usado em processamento de alimentos, limpeza e decapagem de metais, redução do ouro, acidificação em poços de petróleo, desgaste de mármores e limpeza em geral. Em solução aquosa forma um ácido forte conhecido comercialmente como ácido muriático, embora no rótulo do produto deva constar obrigatoriamente (por lei) os dizeres "ácido clorídrico industrial".

O hidróxido de amônio é um líquido incolor de odor forte e penetrante, obtido pela dissolução de até 30% de amônia, $NH_3(g)$, em água. Atualmente prefere-se representar o hidróxido de amônio por $NH_3(aq)$, e não mais por $NH_4OH(aq)$. É muito tóxico e irritante aos olhos. É usado na indústria têxtil, na fabricação de borracha, no rayon, em fertilizantes, na revelação de filmes fotográficos, em produtos farmacêuticos, no tratamento de madeira à prova de incêndio, em tintas, em explosivos, na saponificação de óleos e gorduras, em detergentes, em produtos alimentícios e em raros produtos de limpeza doméstica (a maioria dos fabricantes já substituiu esse composto de sua formulação).

Ao final do experimento os chumaços de algodão podem ser descartados no lixo doméstico e o tubo de vidro pode ser lavado na pia com a ajuda de uma escova apropriada.

Capítulo 4 – Cálculo estequiométrico

O assunto deste capítulo é a determinação da quantidade de substâncias, reagentes e produtos, participantes de uma reação química.

Os pré-requisitos necessários para a realização dos cálculos estequiométricos como, por exemplo, o balanceamento de reações químicas, as leis ponderais e volumétricas, estudados no volume 1, são retomados para reforçar o aprendizado do aluno, evidenciando a construção do conhecimento químico.

Neste capítulo continua a abordagem dos cálculos químicos, mas agora, associando o reagente em excesso, é possível realizar cálculos para a determinação da quantidade de substâncias que efetivamente participam de uma reação química. Outra forma de verificar qual quantidade de reagente que de fato participa de uma reação e que também é discutida neste capítulo é pela determinação da pureza de uma amostra.

Como na prática geralmente é difícil obter algum produto desejado com rendimento 100%, são apresentadas e discutidas situações referentes ao rendimento de uma reação.

Objetivos

Determinar o reagente limitante e o reagente em excesso de uma reação química.

Calcular a quantidade da substância (reagente em excesso) que efetivamente participa de uma reação.

Compreender e calcular a quantidade de produto de uma reação pelo reagente limitante ou da substância que efetivamente reagiu referente ao reagente em excesso.

Estabelecer relação entre a estequiometria e o rendimento das transformações químicas e prever, em função dessa relação, quantidades envolvidas nas transformações químicas.

Estabelecer relações entre a estequiometria e a pureza de um reagente para calcular quantidades envolvidas nas transformações químicas.

Determinar o grau de pureza de um reagente pela quantidade que efetivamente participa de uma reação.

Calcular quantidade dos participantes de uma reação química expressando em mol, massa, volume e número de átomos, íons, moléculas, e outros.

Relacionar os coeficientes da reação à quantidade de matéria.

Compreender e realizar o balanceamento de reações para determinação das quantidades das substâncias.

Utilizar as leis ponderais e volumétricas para a realização dos cálculos.

Conteúdos específicos indispensáveis para a sequência dos estudos

Reagente em excesso × reagente limitante.

Rendimento de uma reação.

Pureza dos reagentes.

Balanceamento das reações químicas.

Cálculos para a determinação das quantidades de reagentes e produtos que participam de uma reação.

Comentários e sugestões

Os alunos geralmente apresentam dificuldade nesse assunto, tanto para interpretar os textos dos enunciados e entender o que está sendo perguntado como para estabelecer a relação de proporção e executar os cálculos. Uma ideia para amenizar essa dificuldade é associar algumas situações do cotidiano para tornar mais fácil a compreensão do aluno.

Uma sugestão para iniciar a aula é escrever na lousa a receita de bolo que está descrita na página 56. Proponha algumas perguntas e discuta com os alunos:

Dobrando a quantidade de farinha, o que é preciso fazer com a quantidade dos outros ingredientes?

Para produzir oito bolos, qual a quantidade de ingredientes que se deve utilizar?

Existe alguma relação de proporção quando se modifica alguma quantidade dos ingredientes?

Quantos ovos são usados por mês para fazer os bolos de uma padaria que vende doze bolos por dia?

Com base nas respostas dos alunos sobre a quantidade de ingredientes necessários em cada situação proposta, correlacione os cálculos estequiométricos. O intuito é que o aluno perceba que esses cálculos químicos não são diferentes dos cálculos que muitas vezes usamos em nosso dia a dia.

Assuntos importantes para serem revisados em sala com os alunos: leis ponderais, balanceamento de reações, volume molar, quantidade de matéria e constante de Avogadro.

É importante comentar que os cálculos estequiométricos também são utilizados rotineiramente na indústria e nos laboratórios de química.

"A palavra estequiometria deriva do grego stoicheon, que significa 'a medida dos elementos químicos', ou seja, as quantidades envolvidas de cada substância em uma reação química [...]."

Disponível em: <www.cdcc.sc.usp.br/quimica/experimentos/estequi.html>. Acesso em: 20. fev. 2013.

Proponha a resolução dos exercícios em classe; em alguns momentos, essas resoluções podem ser feitas em grupos de três componentes; em outros, faça a resolução na lousa priorizando a participação oral dos alunos com mais dificuldades.

Os conteúdos deste tópico não são de fácil compreensão para os alunos. É necessário certo tempo de discussão para o entendimento desses assuntos.

Uma sugestão para explicar o que significa um reagente em excesso é iniciar a aula expondo na lousa a seguinte situação, que deverá desencadear uma discussão com seus alunos:

Uma floricultura recebeu uma encomenda de buquês de flores formados por cinco margaridas e uma rosa vermelha. Se nessa floricultura há 440 margaridas e 92 rosas vermelhas, quantos buquês poderão ser formados?

Deixe que os alunos proponham a solução dessa questão.

Realizando o cálculo para verificar quantas rosas vermelhas são necessárias para formar os buquês:

5 margaridas _____ 1 rosa vermelha

440 margaridas _____ x

$$x = \frac{440 \cdot 1}{5} \quad \rightarrow \quad x = 88 \text{ rosas vermelhas}$$

Assim, para 440 margaridas serão usadas 88 rosas vermelhas. Logo, a floricultura teria quatro rosas vermelhas "em excesso", que não poderiam ser utilizadas.

Então, se:

5 margaridas + 1 rosa vermelha → 1 buquê

Portanto:

440 margaridas + 88 rosas vermelhas → 88 buquês

É interessante colocar na lousa possíveis respostas dos alunos. No caso dessa situação, verifica-se que todas as margaridas são consumidas; portanto, representam o reagente limitante e o reagente em excesso são as rosas vermelhas. Discuta essa analogia com os alunos e apresente a eles os cálculos de reagente em excesso e reagente limitante de uma reação química. Vale ressaltar aos alunos que geralmente nos exercícios propostos são fornecidas as quantidades de dois reagentes para que sejam feitas comparações relacionadas aos coeficientes da equação química balanceada. Isso nos permite concluir qual reagente é limitante e qual está em excesso.

Discuta com seus alunos os possíveis fatores que podem interferir no rendimento de uma reação, tais como: a precisão da aparelhagem utilizada para medir a quantidade de reagentes, a técnica do operador que fez a medida, a presença de impurezas, entre outros.

Geralmente os alunos associam o termo "pureza" a substâncias que não são prejudiciais, livres de micro-organismos. É importante abordar e discutir com eles que o termo "pureza" corresponde a uma substância presente numa amostra que efetivamente participa de alguma reação de interesse naquele momento. E o termo "impureza" corresponde a substâncias que não participam da reação de interesse naquela situação em questão.

Numa primeira etapa deixe que os alunos tentem resolver os exercícios deste capítulo em grupos, sob sua supervisão. Avalie neste momento o comportamento do aluno em relação à concentração na tarefa proposta e em relação aos colegas. Mais tarde, comente com a classe que atualmente uma das qualidades mais requisitadas no mercado de trabalho é saber trabalhar em equipe, ser capaz de desenvolver em conjunto e a contento uma determinada tarefa.

Posteriormente, é recomendável resolver alguns exercícios na lousa, solicitando a ajuda dos alunos. É um bom momento para verificar as possíveis dificuldades e dúvidas da maioria, dando ênfase nos pontos em que essas dificuldades foram observadas.

Trabalho em equipe

O assunto alcoolismo, por causa de sua relevância, já foi abordado no volume 1 e será retomado de forma mais aprofundada no volume 3.

O texto a seguir pode ajudar o professor a orientar seus alunos neste trabalho.

Para que uma substância seja caracterizada como droga, ela deve provocar alguma mudança fisiológica ou comportamental em um ser vivo (no ser humano, por exemplo).

É por isso que os remédios são considerados drogas, porque provocam mudanças fisiológicas no organismo.

Quando essa mudança se reflete nos sentimentos, nas atitudes e nos pensamentos do indivíduo, dizemos que se trata de uma droga psicotrópica (do grego psico, psiquismo, e trópos, transformação).

Para ser classificada como droga psicotrópica a substância precisa apresentar três propriedades:

• Desenvolver tolerância

Tolerância é a necessidade de usar doses cada vez maiores da droga para obter o mesmo efeito que inicialmente era sentido com doses bem menores.

• Levar à dependência

Dependência é a necessidade obsessiva de ingerir uma nova dose da droga com frequência cada vez maior para obter bem-estar.

• Provocar síndrome de abstinência

Síndrome de abstinência é o desenvolvimento de sintomas físicos e psíquicos bastante desagradáveis que surgem sempre que o indivíduo deixa de ingerir a droga por um determinado período.

O álcool etílico desenvolve tolerância, leva à dependência e causa síndrome de abstinência, portanto é, sem dúvida, uma droga psicotrópica, apesar de ter o seu consumo permitido por lei e incentivado pela sociedade.

A ingestão de álcool provoca vários efeitos, que podem ser divididos em psíquicos e fisiológicos.

Os **efeitos psíquicos** surgem em duas etapas distintas: uma estimulante e outra depressora.

Nos primeiros momentos após a ingestão da bebida, podem aparecer os efeitos estimulantes, como euforia, desinibição e facilidade para falar. Pouco tempo depois, começam a aparecer os efeitos depressores (o álcool é uma droga depressora da parte central do sistema nervoso), como falta de coordenação motora, descontrole e sono. Se o consumo for exagerado, o efeito depressor fica exacerbado, podendo levar ao coma.

Os **efeitos fisiológicos** estão relacionados ao metabolismo do álcool e, portanto, à dose ingerida. Ao entrar no organismo humano, o álcool é absorvido pelo trato gastrointestinal, vai para a circulação sanguínea e segue para o fígado para ser metabolizado.

No fígado, o álcool etílico é transformado em etanal ou acetaldeído (uma substância bem mais tóxica do que o próprio álcool etílico), depois em ácido acético e, por fim, em água e gás carbônico.

Quando a quantidade de álcool ingerida é maior do que aquela que o organismo é capaz de metabolizar em determinado intervalo de tempo, ocorre a ressaca, que pode estar relacionada a uma das seguintes causas (ou as três, ao mesmo tempo):

• **Intoxicação pelo etanal**. Dependendo da dose de álcool ingerida, o etanal pode permanecer no organismo por várias horas depois de cessado o consumo. O etanal (acetaldeído) é carcinogênico e, a longo prazo, provoca lesão no fígado.

• **Hipoglicemia** (queda brusca da glicose no sangue). O metabolismo do álcool utiliza algumas enzimas que também participam da produção de glicose (praticamente a única fonte de energia utilizada pelo cérebro), principalmente em períodos de jejum. Como essas enzimas estão sendo utilizadas no metabolismo do álcool, ocorre a queda no nível de glicose para o cérebro e outras regiões do organismo, provocando sintomas de fraqueza e mal-estar.

• **Desidratação**. Uma das ações do etanol no cérebro é inativar o hormônio antidiurético (ADH, Antidiuretic Hormone). Esse hormônio é o responsável pela reabsorção de toda água filtrada pelo rim. O ADH é um dos mecanismos de controle da quantidade de água corporal. Ao ser inibido, toda água que passa pelo rim é eliminada na urina. Esse efeito diurético leva à desidratação, que causa os sintomas de boca seca, sede, dor de cabeça, irritação e cãibras. Não existe remédio que cure ressaca, nem que acelere o metabolismo do etanol. Os médicos indicam hidratação, glicose e repouso.

Os efeitos do álcool também variam de pessoa para pessoa, em função de vários fatores, como o costume de ingerir a bebida, a estrutura física e a origem (ocidental ou oriental). Pessoas acostumadas a beber, de estrutura física robusta ou de origem ocidental sentem menos os efeitos do álcool e, exatamente por isso, têm maior probabilidade de ser tornarem alcoólicos, vítimas do alcoolismo.

E o que é ser alcoólico? O que é alcoolismo? A definição mais clara e simples para essa questão é a do professor de psiquiatria Donald W. Goodwin, da Universidade do Kansas: "Alcoólico é a pessoa que bebe, tem problemas crescentes pelo fato de beber, quer parar de beber, mas continua bebendo".

O alcoolismo é uma doença muito grave que não afeta apenas o doente, já que os comportamentos do alcoólico atingem todos os que convivem com ele. O doente desenvolve mecanismos de defesa para encobrir, de si mesmo e dos outros, sua doença. Esses mecanismos são, na maioria das vezes, mentiras que o alcoólico diz para não ter de lidar com seus problemas e também para evitar o preconceito existente contra os alcoólicos. As pessoas que não estão familiarizadas com esses mecanismos de defesa tendem a não identificá-los e a acreditar no que o alcoólico está dizendo, o que só colabora com a doença, facilitando seu desenvolvimento.

Existem grupos de apoio a alcoólicos e profissionais especializados em alcoolismo que podem ser muito úteis no processo de recuperação. Devemos sempre ter em mente que o alcoólico é uma pessoa doente e que precisa de ajuda.

Além de estar associado à desagregação familiar, às perdas materiais e ao desequilíbrio emocional, o álcool é responsável por 60% dos acidentes de trânsito no Brasil e aparece em 70% dos laudos das mortes violentas. O consumo excessivo do álcool gera altos custos para a sociedade e deve ser encarado como um sério problema de saúde pública. Estima-se que um em cada três leitos hospitalares no Brasil é ocupado em decorrência direta ou indireta do consumo abusivo de álcool.

Conversa com o professor

Uso de calculadoras

Pergunte ao professor de Matemática se o uso de calculadoras nas aulas de Química poderia prejudicar de alguma forma o trabalho que ele vem desenvolvendo. Muitos alunos não gostam (ou apresentam dificuldades) de fazer contas. O raciocínio matemático é muito importante para a vida do aluno e, se num primeiro momento, permitirmos que ele use a calculadora como um instrumento facilitador, ele irá fixar seus objetivos apenas em aprender esse raciocínio (que é o que queremos). Ganhando confiança, posteriormente a calculadora poderá ser retirada, caso o intuito seja fazê-lo treinar as operações matemáticas. O que não podemos deixar acontecer é que essas operações matemáticas se tornem logo de início um obstáculo para que o aluno se disponha a aprender o raciocínio necessário para resolver os problemas que estamos propondo.

Além do que, devemos lembrar que a habilidade de fazer contas sem a ajuda de instrumentos praticamente não é utilizada no mercado de trabalho. Ao contrário, se nosso aluno for trabalhar em qualquer função que exija cálculos e fechamentos de conta, ele terá de mostrar a habilidade de manejar uma calculadora.

Resolução das questões

1. Equação da reação:

$2\ C_2H_2(g) + 5\ O_2(g) \rightarrow 4\ CO_2(g) + 2\ H_2O(v)$

2 mol 5 mol 4 mol 2 mol

a) 2 mol de $C_2H_2(g)$ _____ 4 mol de $CO_2(g)$

8 mol de $C_2H_2(g)$ _____ x

$x = \frac{8 \cdot 4}{2} \rightarrow x = 16$ mol de $CO_2(g)$

b) 5 mol de $O_2(g)$ _____ 2 mol de $H_2O(v)$

y _____ 17,5 mol de $H_2O(v)$

$y = \frac{17{,}5 \cdot 5}{2} \rightarrow y = 43{,}75$ mol de $O_2(g)$

2. Equação da reação:

$2\ C_2H_2(g) + 5\ O_2(g) \rightarrow 4\ CO_2(g) + 2\ H_2O(v)$

a) $2 \cdot 26$ g de $C_2H_2(g)$ _____ $4 \cdot 44$ g de $CO_2(g)$

91 g de $C_2H_2(g)$ _____ x

$x = \frac{91 \cdot 4 \cdot 44}{2 \cdot 26} \rightarrow x = 308$ g de $CO_2(g)$

b) $4 \cdot 44$ g de $CO_2(g)$ _____ $2 \cdot 18$ g de $H_2O(v)$

528 g de $CO_2(g)$ _____ y

$y = \frac{528 \cdot 2 \cdot 18}{4 \cdot 44} \rightarrow y = 108$ g de $H_2O(v)$

3. Equação da reação:

$2\ C_2H_2(g) + 5\ O_2(g) \rightarrow 4\ CO_2(g) + 2\ H_2O(v)$

2 V 5 V 4 V 2 V

a) $2 \cdot 24{,}46$ L de $C_2H_2(g)$ _____ $4 \cdot 24{,}46$ L de $CO_2(g)$

x _____ 673,8 L de $CO_2(g)$

$x = \frac{673{,}8 \cdot 2 \cdot 24{,}46}{4 \cdot 24{,}46} \rightarrow x = 336{,}9$ L de $C_2H_2(g)$

b) 2 m^3 de $C_2H_2(g)$ _____ 5 m^3 de $O_2(g)$

y _____ 25 m^3 de $O_2(g)$

$y = \frac{25 \cdot 2}{5} \rightarrow y = 10\ m^3$ de $C_2H_2(g)$

4. Equação da reação:

$2\ C_2H_2(g) + 5\ O_2(g) \rightarrow 4\ CO_2(g) + 2\ H_2O(v)$

a) $5 \cdot 6 \cdot 10^{23}$ de $O_2(g)$ _____ $2 \cdot 6 \cdot 10^{23}$ de $H_2O(v)$

$3{,}0 \cdot 10_{24}$ de $O_2(g)$ _____ x

$x = \frac{3{,}0 \cdot 1024 \cdot 2 \cdot 6 \cdot 10^{23}}{5 \cdot 6 \cdot 10^{23}} \rightarrow x = 1{,}2 \cdot 10^{24}$ moléculas de $H_2O(v)$

b) $2 \cdot 6 \cdot 10^{23}$ de $C_2H_2(g)$ _____ $4 \cdot 6 \cdot 10^{23}$ de $CO_2(g)$

$2{,}4 \cdot 10^{23}$ de $C_2H_2(g)$ _____ y

$y = \frac{2{,}4 \cdot 10^{23} \cdot 4 \cdot 6 \cdot 10^{23}}{2 \cdot 6 \cdot 10^{23}} \rightarrow y = 4{,}8 \cdot 10^{23}$ moléculas de $CO_2(g)$

5. $1\ LiH(s) + 1\ H_2O(\ell) \rightarrow 1\ LiOH(aq) + 1\ H_2(g)$

1 mol de LiH _____ $1 \cdot 22{,}4$ L de H_2

x _____ 252 L

$x = \frac{252 \cdot 1}{22{,}4} \rightarrow x = 11{,}25$ mol de LiH(s)

6. Alternativa E.

$1\ Fe + 1\ H_2SO_4 \rightarrow 1\ FeSO_4 + 1\ H_2$

$1 \cdot 56$ g de Fe(s) _____ $1 \cdot 22{,}4$ L de $H_2(g)$

448000 g de Fe(s) _____ x

$x = \frac{448000 \cdot 1 \cdot 22{,}4}{1 \cdot 56} \rightarrow x = 179200$ L de $H_2(g)$

7. $1\ C_3H_6O(v) + 4\ O_2(g) \rightarrow 3\ CO_2(g) + 3\ H_2O(v)$

Cálculo do volume molar:

$\frac{P_i \cdot V_i}{T_i} = \frac{P_f \cdot V_f}{T_f}$

$\frac{100000 \cdot 22{,}71}{273{,}15} = \frac{100000 \cdot V_f}{290{,}15}$

$V_f = \frac{100000 \cdot 22{,}71 \cdot 290{,}15}{110000 \cdot 273{,}15}$

$V_f \approx 21{,}93$ L (volume molar)

$1 \cdot 6{,}02 \cdot 10^{23}$ de $C_3H_6O(v)$ _____ $3 \cdot 21{,}93$ L $CO_2(g)$

$3{,}01 \cdot 10^{26}$ de $C_3H_6O(v)$ _____ x

$x = \frac{3{,}01 \cdot 10^{26} \cdot 3 \cdot 21{,}93}{1 \cdot 6{,}02 \cdot 10^{23}} \rightarrow x = 32895$ L de $CO_2(g)$

8. Alternativa D.

$C\ell_2(g) + 2\ NaOH(aq) \rightarrow NaC\ell(aq) + NaC\ell O(aq) + H_2O(\ell)$

$2 \cdot 40$ g de NaOH(aq) _____ $1 \cdot 74{,}5$ g de $NaC\ell O(aq)$

x _____ 149 kg de $NaC\ell O(aq)$

$x = \frac{149 \cdot 2 \cdot 40}{1 \cdot 74{,}5} \rightarrow x = 160$ kg de NaOH(aq)

9. Alternativa A.

$CaCO_3(s) \rightarrow CaO(s) + CO_2(g)$

1 mol _____ 1 mol

100 g _____ 6 g

200 kg _____ x

$x = \frac{200 \cdot 56}{100} \rightarrow x = 112$ kg de CaO(s)

10. Alternativa A.

11. Alternativa C.

$2\ SO_2(g) + 1\ O_2(g) \rightarrow 2\ SO_3(g)$

2 mols 1 mol

2 volumes 1 volume

Se forem usados volumes iguais dos dois gases reagentes, haverá excesso de 50% (metade do volume) de gás oxigênio.

12. Alternativa A.

$CS_2(\ell) + 3\ C\ell_2(g) \rightarrow CC\ell_4(\ell) + S_2C\ell_2(\ell)$

76 g ___ $3 \cdot 71$ g

x ____ 2,000 kg

$x = \frac{2{,}000 \cdot 76}{3 \cdot 71} \rightarrow x = 0{,}7136$ kg de $CS_2(\ell)$

Excesso de $CS_2(\ell) = 1{,}000$ kg $- 0{,}7136$ kg

Excesso de $CS_2(\ell) = 0{,}286$ kg

$3 \cdot 71$ g de $C\ell_2(g)$ _____ 154 g de $CC\ell_4(\ell)$

2,000 kg de $C\ell_2(g)$ _____ y

$y = \frac{2{,}000 \cdot 154}{3 \cdot 71} \rightarrow y = 1{,}446$ kg de $CC\ell_4(\ell)$

13. Equação balanceada:

$1\ N_2(g) + 3\ H_2(g) \xrightarrow{cat.} 2\ NH_3(g)$

a) 28 g ____ 6 g 34 g

7 g ____ 3 g

Logo, há excesso de 1,5 g de $H_2(g)$.

28 g de $N_2(g)$ ____ 34 g de $NH_3(g)$

7 g de $N_2(g)$ ____ x

$x = \frac{7 \cdot 34}{28} \rightarrow x = 8{,}5$ g de $NH_3(g)$

b) O reagente em excesso, na quantidade de 1,5 g, é o $H_2(g)$.

14. Alternativa A.

$1\ Fe_2O_3(s) + 3\ C(s) \rightarrow 2\ Fe(s) + 3\ CO(g)$

$1 \cdot 160$ g de Fe_2O_3 ____ $2 \cdot 56$ g de Fe

$4{,}8 \cdot 10^6$ g de Fe_2O_3 ____ x

$x = \frac{4{,}8 \cdot 10^6 \cdot 2 \cdot 56}{1 \cdot 160} \rightarrow x = 3{,}36 \cdot 10^6$ g de Fe

$3{,}36 \cdot 10^6$ g de Fe ____ 100% de rendimento

y ____ 80% de rendimento

$y = \frac{80 \cdot 3{,}36 \cdot 10^6}{100} \rightarrow y = 2{,}688 \cdot 10^6$ g de Fe

y = 2688 kg de Fe ou 2,688 t de Fe

15. Alternativa B.

$1\ CaCO_3(s) \rightarrow 1\ CaO(s) + 1\ CO_2(g)$

$1 \cdot 100$ g ____ $1 \cdot 56$ g

20 g ____ x

$x = \frac{20 \cdot 1 \cdot 56}{1 \cdot 100} \rightarrow x = 11{,}2$ g de CaO(s)

11,2 g de CaO(s) ____ 100% de rendimento

10 g de CaO(s) ____ y

$y = \frac{10 \cdot 100}{11{,}2} \rightarrow y = 89{,}3 \approx 89\%$

16. Alternativa D.

$C(s) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g)$

1 mol ____ 1 mol

12 g ____ 44 g

3000 g ____ x

$x = \frac{3000 \cdot 44}{12} \rightarrow x = 11000$ g ou 11 kg de $CO_2(g)$

100% de rendimento ____ 11 kg de $CO_2(g)$

90% de rendimento ____ y

$y = \frac{90 \cdot 11}{100} \rightarrow y = 9{,}9$ kg de $CO_2(g)$

17. Alternativa E.

$Cr_2O_3(s) + 2\ A\ell(s) \rightarrow 2\ Cr(s) + A\ell_2O_3(s)$

1 mol 2 mol

152 g ____ 104 g

15,2 g ____ x

$x = \frac{15{,}2 \cdot 104}{152} \rightarrow x = 10{,}4$ g de Cr(s)

100% de rendimento ____ 10,4 g

75% de rendimento ____ y

$y = \frac{75 \cdot 10{,}4}{100} \rightarrow y = 7{,}8$ g de Cr(s)

18. Alternativa D.

$3\ V_2O_5(s) + 10\ A\ell(s) \rightarrow 6\ V(s) + A\ell_2O_3(s)$

10 mol 6 mol

6 mol de V(s) ____ 100%

x ____ 80%

$x = \frac{80 \cdot 6}{100} \rightarrow x = 4{,}8$ mol de V(s)

$A\ell(s) = 27$ g/mol e V(s) = 51 g/mol

10 mol de $A\ell(s) = 270$ g e 4,8 mol de V(s) = 244,8 g

270 g de $A\ell(s)$ ____ 244,8 g de V(s)

y ____ 122,16 g

$y = \frac{122{,}16 \cdot 270}{244{,}8} \rightarrow y \approx 135$ g de $A\ell(s)$

19. Alternativa C.

$CO_2(g) + 2\ NH_3(g) \rightarrow 1\ CO(NH_2)_2(s) + H_2O(g)$

$2 \cdot 17$ g ____ $1 \cdot 60$ g

$340 \cdot 10^6$ g ____ x

$x = \frac{340 \cdot 10^6 \cdot 1 \cdot 60}{2 \cdot 17} \rightarrow x = 600 \cdot 10^6$ g de ureia

x = 600 toneladas de ureia

100% ____ 600 t de ureia

y ____ 540 t de ureia

$y = \frac{540 \cdot 100}{500} \rightarrow y = 90\%$ de rendimento

20. Alternativa C.

$2\ A\ell(s) + 3\ H_2SO_4(aq) \rightarrow 1\ A\ell_2(SO_4)_3(s) + 3\ H_2(g)$

2 mol 3 mol

$2 \cdot 27$ g ____ $3 \cdot 22{,}4$ L

5,4 g ____ x

$x = \frac{5{,}4 \cdot 3 \cdot 22{,}4}{2 \cdot 27} \rightarrow x = 6{,}72$ L de $H_2(g)$

6,72 L ____ 100% de rendimento

5,71 L ____ y

$y = \frac{5{,}71 \cdot 100}{6{,}72} \rightarrow y \approx 85\%$ de rendimento

21. Alternativa B.

1 mol de $C_7H_6O_3$ ____ 1 mol de $C_9H_8O_4$

138 g ____ 180 g

$1{,}38 \cdot 10^6$ g ____ x

$x = \frac{1{,}38 \cdot 10^6 \cdot 180}{138} \rightarrow x = 1{,}8 \cdot 10^6$ g de $C_9H_8O_4$

x = 1,80 t de $C_9H_8O_4$

100% de rendimento ____ 1,80 t

80% ____ y

$y = \frac{80 \cdot 1{,}80}{100} \rightarrow y = 1{,}44$ t de $C_9H_8O_4$

22. Alternativa B.

$NH_4NO_3(s) \rightarrow N_2O(g) + 2\ H_2O(\ell)$

$1 \cdot 80$ g de NH_4NO_3 _____ $1 \cdot 44$ g de N_2O

x _____ 2 g de N_2O

$x = \frac{2 \cdot 1 \cdot 80}{1 \cdot 44} \rightarrow x = 3{,}64$ g de $NH_4NO_3(s)$

4 g de NH_4NO_3 _____ 100% de pureza

3,64 g de NH_4NO_3 _____ y

$y = \frac{3{,}64 \cdot 100}{4} \rightarrow y = 91\%$

A pureza do $NH_4NO_3(s)$ é da ordem de 90%.

23. Alternativa E.

$NaNO_3(s) + H_2SO_4(conc.) \rightarrow NaHSO_4(aq) + HNO_3(aq)$

$P\% = \frac{q_{pura}}{q_{impura}} \rightarrow \frac{75}{100} = \frac{q_{pura}}{340}$

$q_{pura} = \frac{75 \cdot 340}{100} \rightarrow q_{pura} = 255$ g de $NaNO_3(s)$

85 g de $NaNO_3$ _____ 98 g de H_2SO_4(conc.)

255 g de $NaNO_3$ _____ x

$x = \frac{255 \cdot 98}{85} \rightarrow x = 294$ g de H_2SO_4(conc.)

24. Alternativa D.

$$10\ 000\ \text{ton}\ H_2SO_4 \cdot \frac{1\ \text{ton}\ CaCO_3}{1\ \text{ton}\ H_2SO_4} \cdot \frac{100\ \text{ton calcário}}{80\ \text{ton}\ CaCO_3} \cdot \frac{1\ \text{caminhão}}{30\ \text{ton calcário}} = 417\ \text{caminhões}$$

25. Alternativa D.

26. Alternativa C.

$2\ Cu_2S(s) + 3\ O_2 \rightarrow 2\ Cu_2O(s) + 2\ SO_2(g)$

$1\ Cu_2S(s) + 2\ Cu_2O \rightarrow 6\ Cu(s) + 1\ SO_2(g)$

$3\ Cu_2S(s) + 3\ O_2 \rightarrow 6\ Cu(s) + 3\ SO_2(g)$

– $Cu_2S = 159{,}2$ g/mol

– $Cu = 63{,}55$ g/mol

$3 \cdot 159{,}2$ g de Cu_2S _____ $6 \cdot 63{,}55$ g de Cu

47,7 g de Cu_2S _____ x

x = 38,1 g de Cu.

27. Alternativa A.

$CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$

1.100 g _____ 1.56 g

x _____ 2,24 g

x = 4 g

5 g $CaCO_3$ _____ 100%

4 g _____ y

y = 80%

28. $Fe_2O_3(s) + 3\ CO(g) \rightarrow 2\ Fe(s) + 3\ CO_2(g)$

160 g $\quad 2 \cdot 56 = 112$ g

1000000 g _____ 100%

x _____ 10%

x = 100000 g, portanto tem-se de $Fe_2O_3 = 900000$ g.

$Fe_2O_3(s) + 3\ CO(g) \rightarrow 2\ Fe(s) + 3\ CO_2(g)$

160 g _____ $2 \cdot 56 = 112$ g

900000 g _____ y

y = 630000 g Fe, como tem-se 7% de impureza:

630000 g _____ 100%

w _____ 7%

w = 44100 g

630000 – 44100 = 585900 g ≃ 0,6 t de ferro-gusa.

Exercícios de revisão

4.1 Alternativa B.

$1\ CaO(s) + 1\ H_2O(\ell) \rightarrow 1\ Ca(OH)_2(ppt)$

$1 \cdot 56$ g _____ $1 \cdot 74$ g

$28 \cdot 10^3$ g _____ x

X = 37 kg

4.2 Alternativa A.

$6\ NaN_3(s) + Fe_2O_3(s) \rightarrow 3\ Na_2O(s) + 2\ Fe(s) + 9\ N_2(g)$

6 mol _____ $9 \cdot 22{,}4$ L

3 mol _____ V

$V = \frac{3 \cdot 9 \cdot 22{,}4}{6} \rightarrow V = 100{,}8$ L ou ≃ 101 L de $N_2(g)$

4.3

$4\ KO_2(s) + 2\ CO_2(g) \rightarrow 2\ K_2CO_3(s) + 3\ O_2(g)$

a) 4 mol de KO_2 _____ 2 mol de CO_2

284 g de KO_2 _____ 2 mol de CO_2

x _____ 0,10 mol de CO_2

$x = \frac{0{,}10 \cdot 284}{2} \rightarrow x = 14{,}2$ g de KO_2

b) 4 mol de KO_2 _____ $3 \cdot 22{,}4$ de L O_2

0,4 mol de KO_2 _____ y

$y = \frac{0{,}4 \cdot 3 \cdot 22{,}4}{4} \rightarrow y = 6{,}72$ L de O_2

4.4

$3\ (NH_4)_2PtCl_6 \rightarrow 3\ Pt + 2\ NH_4Cl + 2\ N_2 + 16\ HCl$

$3 \cdot 444$ g $\quad 3 \cdot 195$ g $\quad 2 \cdot 53{,}5$ g $\quad 2 \cdot 28$ g $\quad 16 \cdot 36{,}5$ g

a) $3 \cdot 444$ g de $(NH_4)2PtCl_6$ _____ $3 \cdot 195$ g de Pt

1332 g de $(NH_4)2PtCl_6$ _____ x

$x = \frac{1332 \cdot 3 \cdot 195}{3 \cdot 444} \rightarrow x = 585$ g de Pt

585 g de Pt _____ 100% de rendimento

y _____ 60% de rendimento

$y = \frac{60 \cdot 585}{100} \rightarrow y = 351$ g de Pt

b) $3 \cdot 444$ g de $(NH_4)2PtCl_6$ _____ $3 \cdot 195$ g de Pt

z _____ 780 g de Pt

$z = \frac{780 \cdot 3 \cdot 444}{3 \cdot 195}$

z = 1776 g de $(NH_4)2PtCl_6$ (quantidade teórica)

$\frac{60}{100} \cdot$ quantidade real = 1776

$\text{quantidade real} = \frac{1776 \cdot 100}{60}$

quantidade real = 2960 g de $(NH_4)_2PtCl_6$

4.5 Alternativa C.

1 mol glicose _____ 2 mol etanol

180 g glicose _____ 2 · 46 g etanol

$90 \cdot 10^6$ g glicose _____ x

$$x = \frac{90 \cdot 10^6 \cdot 2 \cdot 46}{180} \rightarrow x = 46 \cdot 10^6 \text{ g de etanol}$$

x = 46 t de etanol

100% _____ 46 t de etanol

y _____ 11,5 toneladas de etanol

$$y = \frac{11,5 \cdot 100}{46} \rightarrow y = 25\%$$

4.6

$1\ NH_4NO_2(s) \rightarrow 2\ H_2O(\ell) + 1\ N_2(g)$

$1 \cdot 64$ g de NH_4NO_2 _____ $1 \cdot 22,4$ L de $N_2(g)$

12,8 g de NH_4NO_2 _____ x

$$x = \frac{12,8 \cdot 1 \cdot 22,4}{1 \cdot 64} \rightarrow x = 4,48 \text{ L de } N_2(g)$$

4,48 L de $N_2(g)$ _____ 100% de rendimento

y _____ 80% de rendimento

$$y = \frac{80 \cdot 4,48}{100} \rightarrow y = 3,584 \text{ L de } N_2(g)$$

4.7 Alternativa D.

$CaO(s) + 2\ NH_4C\ell(aq) \rightarrow 2\ NH_3(g) + H_2O(g) + CaC\ell_2(s)$

56 g de CaO(s) _____ $2 \cdot 17$ g de $NH_3(g)$

224 g de CaO(s) _____ x

$$x = \frac{224 \cdot 34}{56} \rightarrow x = 136 \text{ g de } NH_3(g)$$

136 g _____ 100%

102 g _____ y

$$y = \frac{102 \cdot 100}{136} \rightarrow y = 75\%$$

4.8 Alternativa B.

$2\ HC\ell(aq) + Mg(OH)_2(col.) \rightarrow MgC\ell_2(aq) + 2\ H_2O(\ell)$

1 mol 1 mol

58 g _____ 95 g

x _____ 16 g

$$x = \frac{16 \cdot 58}{95} \rightarrow x = 9,8 \text{ g de } Mg(OH)_2(col.)$$

12,2 g de $Mg(OH)_2$(col.) _____ 100%

9,8 g _____ y

$$y = \frac{9,8 \cdot 100}{12,2} \rightarrow y = 80,3\%$$

4.9 Alternativa D.

100 g de pirolusita fornece 80 g de dióxido de manganês.

$3\ MnO_2(s) + 4\ A\ell(s) \rightarrow 2\ A\ell_2O_3(s) + 3\ Mn(s)$

3 mol 3 mol

1 mol 1 mol

87 g _____ 55 g

x _____ $1,10 \cdot 10^6$ g

$$x = \frac{1,10 \cdot 10^6 \cdot 87}{55} \rightarrow x = 1,74 \cdot 10^6 \text{ g de } MnO_2(s)$$

x = 1,74 t

Massa de $MnO_2(s)$ presente na pirolusita:

100 g de pirolusita _____ 80 g de $MnO_2(s)$

y _____ $1,74 \cdot 106$ g de $MnO_2(s)$

$$y = \frac{1,74 \cdot 10^6 \cdot 100}{80} \rightarrow y = 1,74 \cdot 10^6 \text{ g de } MnO_2(s)$$

$y = 2,175 \cdot 10^6$ g ou $\approx 2,18$ t

Atividade extra

Caso haja tempo e interesse, proponha o experimento descrito em Um experimento envolvendo estequiometria, por Flávio Cazzaro. Química nova na Escola, n. 10, nov. 1999. Disponível em: <http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc10/exper3.pdf>. Acesso em: 20 fev. 2013.

Para fazer o experimento, monte grupos de alunos de no máximo quatro componentes.

Materiais necessários

- 1 comprimido efervescente que contenha bicarbonato de sódio, $NaHCO_3$, mas não contenha carbonato de sódio, Na_2CO_3 (por grupo)
- 1 copinho de café descartável (por grupo)
- 1 balança semianalítica (para todos os grupos)
- Água

Como fazer

Coloque água no copinho até um pouco mais da metade da sua capacidade.

Pese o conjunto copinho, água e comprimido (ainda dentro do envelope) e anote essa massa, que será posteriormente chamada de massa inicial (m_i).

Transfira o comprimido para o copinho de café e certifique-se de que não restou nem mesmo uma pequena parte no envelope; em seguida, rapidamente cubra o copinho com o próprio envelope (isso evita perda de material por espirro).

Aguarde o final da efervescência e pese novamente o conjunto, incluindo o envelope vazio, e anote essa massa. Esta será posteriormente chamada de massa final (m_f).

Conceitos fundamentais

A efervescência é causada pelo dióxido de carbono, $CO_2(g)$, produzido na reação do bicarbonato de sódio, $NaHCO_3(s)$, com algum ácido contido no comprimido, geralmente o ácido cítrico $H_3C_6H_5O_7(s)$ [quando em meio aquoso]. Nesse caso, há formação do di-hidrogenocitrato de sódio, $NaH_2C_6H_5O_7$, como mostra a equação balanceada abaixo:

$NaHCO_3(aq) + H_3C_6H_5O_7(aq) \rightarrow NaH_2C_6H_5O_7(aq) +$
$+ H_2O(\ell) + CO_2(g)$

Essa reação só ocorre quando os reagentes estão dissolvidos em água. É por isso que esses comprimidos podem ser guardados por muito tempo em embalagens bem fechadas.

A massa de dióxido de carbono produzido, m_{CO_2}, será calculada subtraindo-se a massa final, m_f, da massa inicial, m_i:

$m_{CO_2} = m_i - m_f$

O cálculo da massa de bicarbonato de sódio contida em cada comprimido, m_{NaHCO_3}, que é o objetivo deste experimento, será efetuado aplicando-se uma regra de três entre as quantidades estequiométricas da reação do bicarbonato de sódio com o ácido cítrico e os dados experimentais.

Atividade extra

A partir de um noticiário da rede eletrônica sobre o uso dos medicamentos para o tratamento da malária em países africanos, é possível realizar uma abordagem de forma contextualizada sobre o assunto deste capítulo que se refere à pureza dos reagentes e rendimento da reação.

"Estudo revela ineficácia em remédio vendido na África

Quase metade dos remédios contra a malária vendidos em três países da África tem baixa qualidade, segundo um relatório divulgado ontem nos Estados Unidos. Entre 16% e 40% dos remédios feitos à base de artemisinina vendidos no Senegal, Madagáscar e Uganda não passaram nos testes de qualidade, pois continham impurezas ou não apresentavam quantidades suficientes do sal ativo, de acordo com os resultados da pesquisa em parceria com a Organização Mundial da Saúde (OMS). [...]

Nos três países, as marcas de medicamentos contra a malária coletados em várias regiões e setores tenderam a não passar nos testes ou a apresentar resultados ruins, o que pode ajudar os governos em seu trabalho de retirar de circulação os medicamentos de má qualidade. [...]"

Agência Estado. Disponível em: <www.abril.com.br/noticias/ciencia-saude/estudo-revela-ineficacia-remedio-vendido-africa-900574.shtml>. Acesso em: 20 fev. 2013.

Divida os alunos em grupos. Proponha que os grupos pesquisem e escrevam numa folha possíveis respostas para as seguintes questões:

a) Existe relação entre "quantidade suficiente do sal ativo" com rendimento de uma reação? Caso a resposta seja positiva, mencione pelo menos uma relação.

Sugestão de resposta: Sim. O medicamento atua no organismo humano desencadeando determinadas reações bioquímicas com o objetivo de combater a doença. A substância que atua efetivamente dessa forma é o princípio ativo (no caso, um sal). Se a quantidade de princípio ativo no medicamento for menor que a indicada pelo médico para o paciente, o rendimento da reação bioquímica que combate a doença será menor e o resultado, insatisfatório.

b) Quais são os critérios da Anvisa para avaliar os medicamentos novos no Brasil?

Uma resposta detalhada para essa questão pode ser encontrada em: <www.anvisa.gov.br/medicamentos/registro/registro_novos.htm>. Acesso em: 21 fev. 2013.

Se os seus alunos tiverem acesso à internet, peça que visitem esse site e façam um resumo do que entenderam. Caso contrário, imprima aproximadamente seis cópias do texto e peça que os alunos o leiam e o analisem em grupos, anotando o que não entenderam e o que julgaram mais importante.

Posteriormente um possível debate entre os alunos e o professor pode ocorrer para discutir as respostas das questões propostas.

Compreendendo o mundo

Deixamos os assuntos teoria cinética dos gases e cálculo estequiométrico propositalmente para o volume 2 porque acreditamos que no primeiro ano o aluno precisa adquirir uma boa base de conceitos químicos, e trabalhar com muita matemática nesse momento pode atrapalhar essa aquisição de conceitos. Já no segundo ano, com essa base solidificada, o aluno passará a trabalhar os cálculos de proporção, que continuarão ao longo de todo o volume para que se habitue com eles e isso deixe de ser um entrave para o aprendizado.

O tema escolhido para ser desenvolvido paralelamente aos conceitos teóricos – meteorologia e as variáveis do clima – é bastante oportuno porque, além de estar diretamente relacionado à teoria, ajuda a esclarecer muitas dúvidas que surgem no cotidiano dos alunos.

Unidade 2
Poluição da água

O tema central dessa unidade é poluição da água. Trata-se de um assunto urgente, que deve ser discutido e explorado em todos os níveis, se possível, envolvendo toda a escola e a comunidade local. Precisamos adquirir consciência da importância e da finitude desse recurso para poder mudar nossos hábitos, exigir mais atenção das autoridades para o assunto e não deixar que a crise de abastecimento que se anuncia se concretize.

Como justificar para o aluno a importância do que ele irá aprender agora?

Nessa unidade vamos trabalhar com as soluções e suas propriedades e identificar seus componentes, soluto e solvente. E como a água é um "solvente universal" e nosso planeta é constituído de 70% de soluções aquosas, é nisso que iremos nos focar.

Trabalharemos o conceito de coeficiente de solubilidade e como a temperatura afeta a dissolução de determinado soluto em um solvente e também as diversas maneiras de expressar a concentração de uma solução para que os alunos possam entender melhor dados estatísticos de jornais sobre poluição ou rótulos de embalagens de alimentos, de cosméticos e de fármacos que utilizam as ex-

pressões de concentração para exibir as características de seus produtos.

Falaremos também sobre como as propriedades de um líquido se modificam na presença de um soluto e assim poderemos discutir uma série de fenômenos naturais que intrigam nossos alunos.

Sobre como desenvolvemos o conteúdo

O grande diferencial dessa unidade é que não trabalhamos com as expressões de concentração às quais a maioria de nós está tão habituado. Resolvemos todos os problemas envolvendo cálculo de concentração de soluções por "regra de três", dando prosseguimento ao trabalho que iniciamos na unidade 1.

E, por que optamos por fazer assim?

É importante perceber que para nós professores que aprendemos a trabalhar com as expressões de concentração na faculdade e que as utilizamos diariamente, elas realmente parecem um caminho mais fácil e imediato para a solução dos problemas propostos. Nossa prática nos ajuda a encontrar rapidamente a expressão de concentração que devemos aplicar em cada situação e, como sabemos todas de memória, a solução se apresenta prontamente.

Mas e o nosso aluno? Ele não compartilha necessariamente do nosso interesse pela Química, não trabalha com isso diariamente e tem grande dificuldade para "memorizar" as expressões de concentração e aplicá-las corretamente em cada situação e, portanto, não consegue enxergar o sentido e o objetivo daquilo que fazemos.

Quando trabalhamos com proporções ou "regra de três", nos concentramos em aprender o raciocínio que deve ser aplicado na resolução dos problemas. Qual a pergunta do exercício? Quais os dados fornecidos? O que precisamos calcular? Quais as grandezas físicas envolvidas? Estão todas na mesma unidade ou precisamos fazer a conversão?

Esse raciocínio é o mesmo na resolução de qualquer problema e isso traz tranquilidade para o aluno. Ele não precisa se preocupar em decorar uma lista imensa de expressões de concentração, não precisa ter medo de esquecer determinada expressão na hora da prova ou de confundir uma com a outra. Ele só precisa raciocinar. Não é o ideal?

Capítulo 5 – Expressões físicas de concentração

Este capítulo aborda o conceito de solução e identifica os seus componentes, soluto e solvente. Define o coeficiente de solubilidade, mostrando sua variação com a temperatura. Os três tipos de soluções (saturada, insaturada e supersaturada) são caracterizados neste capítulo. Algumas formas de expressar as composições das soluções foram apresentadas e discutidas, tais como: concentração em massa, densidade, título em massa e em volume e concentração em partes por milhão (ppm).

Objetivos

Conceituar solução, soluto e solvente.

Definir coeficiente de solubilidade.

Relacionar coeficiente de solubilidade à temperatura.

Analisar e interpretar dados experimentais de valores dos coeficientes de solubilidade correlacionados à temperatura.

Identificar os três tipos de soluções por meio de gráficos que estão relacionados com o coeficiente de solubilidade e a temperatura.

Compreender o conceito de concentração.

Expressar a concentração de uma solução em título em massa e volume, concentração em massa e em partes por milhão (ppm) e densidade.

Realizar a conversão de unidades referentes às concentrações.

Analisar e relacionar soluções por meio de suas implicações com relação a alterações de concentração.

Conteúdos específicos indispensáveis para a sequência dos estudos

Solução: soluto × solvente.

Coeficiente de solubilidade.

Soluções: saturada, insaturada e supersaturada.

Concentração em massa.

Título em massa × porcentagem em massa.

Título em volume × porcentagem em volume.

Concentração por partes por milhão (ppm).

Comentários e sugestões

O **Experimento** Interações solvente-soluto, é uma boa atividade para iniciar o aprendizado e construir conceitos como coeficiente de solubilidade, tipos de soluções, interações entre soluto e solvente.

Discuta com seus alunos o conceito de concentração. Peça a eles que na próxima aula tragam embalagens de produtos que usam em casa e que sejam soluções, como por exemplo, vinagre, água mineral, bebida isotônica. Peça aos alunos que observem as suas embalagens e identifiquem se a concentração dos ingredientes está informada no rótulo. Discuta com seus alunos as possíveis formas de concentração que estão sendo abordadas nas suas embalagens. O conhecimento químico vai sendo construído com informações cotidianas que os alunos trouxeram de suas casas. Sugere-se que o professor amplie a discussão e faça a abordagem de formas de concentrações que não foram discutidas em sala de aula, pois não estavam presentes nas embalagens. Explique e discuta com eles o porquê de

o valor do título ser sempre menor que 1 e não ter unidade. Deixe que os próprios alunos cheguem às possíveis conclusões de que o valor de porcentagem é o título multiplicado por 100. Sobre a concentração em ppm, é interessante mencionar em quais situações geralmente é mais utilizada, como por exemplo, na determinação da concentração de um poluente na atmosfera ou um agente contaminante nos alimentos.

Proponha que os alunos se reúnam em duplas para resolver os exercícios propostos na aula. É interessante que aquele aluno que compreendeu o assunto com mais facilidade possa auxiliar aquele que apresenta mais dificuldade. O professor pode discutir e corrigir esses exercícios com toda a classe. Como forma de avaliação, peça que essas duplas resolvam outros exercícios e entreguem no fim do bimestre.

Discuta com seus alunos como o aumento da concentração de álcool etílico no sangue está relacionado a riscos de acidentes, o que é mostrado no boxe **Química e saúde**.

Caso não tenha tempo suficiente para abordar todo o assunto deste capítulo, o conceito de densidade pode ser postergado, pois já foi estudado no volume 1.

Experimento: Interações solvente-soluto

Proponha que este experimento seja feito em grupos de 4 ou 5 alunos.

Durante a realização da parte experimental, não interfira nas discussões dos grupos. É um bom momento para observar as atitudes dos seus alunos por meio da tomada de decisões em grupos. Partindo da correção e discussão das questões, os conceitos de solubilidade podem ser construídos.

Investigue

1. Se a solução está saturada, toda a água está sendo utilizada para solubilizar o sal que foi adicionado. Não há moléculas de água disponíveis. Quando adicionamos um pouco de álcool etílico, macroscopicamente, não vemos nenhuma diferença, mas microscopicamente o sistema começa a se reorganizar. A água deixa de cercar os cátions sódio e os ânions cloreto e começa a estabelecer ligações de hidrogênio com as moléculas de álcool.

2. Como não há mais água suficiente para solubilizar todo o sal, uma vez que parte da água existente passou a solubilizar o álcool etílico, o sal em excesso irá se depositar no fundo do recipiente.

3. Sim. O experimento mostra que as ligações de hidrogênio entre a água e o álcool etílico são mais fortes que a hidratação de íons, tanto que o sal que antes estava solubilizado acabou precipitando por causa da adição do etanol.

Resolução das questões

1. Alternativa E.

a) A 20 °C, uma solução aquosa com 120 g de NaOH é supersaturada, uma vez que nessa temperatura a quantidade máxima de soluto que é possível dissolver é de 109 g em 100 g de água.

b) A 20 °C, uma solução aquosa com 80 g de NaOH é concentrada já que essa quantidade de soluto é próxima do CS.

c) A 30 °C, uma solução aquosa com 11,9 g de NaOH é diluída. Nessa temperatura é possível dissolver até 119 g de NaOH/100 g de água.

d) A 30 °C, uma solução aquosa com 119 g de NaOH é saturada sem presença de corpo de fundo.

2. a) 2 g de NaOH _____ 250 mL de solução
x _____ 1000 mL de solução

$x = \frac{1000 \cdot 2}{250} \rightarrow x = 8{,}0 \text{ g}$

A concentração em massa de NaOH(aq) é igual a 8,0 g/L.

b) 2 g de NaOH _____ 1000 mL de solução
y _____ 300 mL de solução

$y = \frac{300 \cdot 2}{1000} \rightarrow y = 0{,}6 \text{ g de NaOH}$

c) NaOH = 40 g/mol
160 g de NaOH _____ 1000 mL de solução
40 g de NaOH _____ z

$z = \frac{40 \cdot 1000}{160} \rightarrow z = 250 \text{ mL de solução}$

3. Alternativa C.

1000 mL de soro (1 L) _____ 3,5 NaCℓ
500 mL de soro _____ x

$x = \frac{500 \cdot 3{,}5}{1000} \rightarrow x = 1{,}75 \text{ g de NaCℓ (ou 1750 mg de NaCℓ).}$

1000 mL de soro (1 L) _____ 11 g de sacarose
500 mL de soro _____ y

$y = \frac{500 \cdot 11}{1000} \rightarrow y = 5{,}5 \text{ g de sacarose (ou 5500 mg de sacarose).}$

4. Alternativa D.

Uma mistura de 30 g de $K_2Cr_2O_7$ e 50 g de água é o mesmo que uma mistura de 60 g de $K_2Cr_2O_7$ e 100 g de água. Para o dicromato de potássio, o coeficiente de solubilidade é igual a 60 g de sal/100 g de água a 70 °C. Abaixo dessa temperatura o sal começa a cristalizar (precipitar).

5. Alternativa E.

$d = \frac{m}{v} \rightarrow 1{,}19 = \frac{m}{100} = 119 \text{ g.}$

6. Alternativa D.

$d = \frac{m}{v} \rightarrow 0{,}79 = \frac{118{,}5}{v} = 150 \text{ mL.}$

7. Alternativa A.

a) Correto, pois o material correspondente a ossos e carvão tem densidade menor que 2,1 g/cm³, ou seja, irá flutuar.

b) Errado: é possível somente separar o carvão dos demais componentes.

c) Errado: o carvão irá flutuar em água ($d_{água} \approx 1\ g/cm^3$).

d) Errado: a fração da mistura correspondente a pedra e solo afundará e aos demais flutuarão.

e) Errado: separará areia, solo e pedras de carvão e ossos.

8. Alternativa A.

Aumentando a quantidade de soluto (açúcar), a densidade da solução também aumenta. Assim, as sementes passarão a flutuar na superfície, pois sua densidade passará a ser menor que a densidade da solução.

9. Alternativa B.

Dados:

- m_1 (massa do soluto NaOH) = ?
- m_2 (massa do solvente – água) = ?
- v (volume da solução) = 620 mL
- v_2 (volume do solvente – água) = 600 mL
- d (densidade da solução) = 1,19 g/mL
- d_2 (densidade da água) = 1,0 g/mL

– A fórmula da densidade pode ser escrita da seguinte forma:

$$d = \frac{m_1 + m_2}{v}$$

– Determinando m_2:

$$d_2 = \frac{m_2}{v_2} \rightarrow m_2 = d_2 \cdot v_2 \rightarrow$$

$$\rightarrow m_2 = (1{,}0\ g/mL) \cdot (600\ mL) \rightarrow m_2 = 600\ g$$

– Substituindo na fórmula da densidade:

$$d = \frac{m_1 + m_2}{v}$$

$$1{,}19\ g/mL = \frac{m_1 + 600\ g}{620\ mL}$$

$$(1{,}19\ g/mL) \cdot (620\ mL) = m_1 + 600\ g$$

$$737{,}8\ g = m_1 + 600\ g$$

$$m_1 = (737{,}8 - 600)\ g$$

$$m_1 = 137{,}8\ g$$

10. a) 1,044 grama por centímetro cúbico (g/cm³) = 1044 grama por litro (g/L)

b) 1044 g de solução _____ 276 g de glicerina

x _____ 368 g de glicerina

x = 1392 g de solução.

11. $m_{solução} = m_{glicerina} + m_{água} \rightarrow m_{solução} = 184 + 800 \rightarrow m_{solução} = 984\ g$

984 g de solução _____ 184 g de glicerina

100 g de solução _____ x

$$x = \frac{100 \cdot 184}{984} \rightarrow x = 18{,}7\ g \text{ de glicerina} \rightarrow T = 0{,}187$$

Porcentagem em massa de soluto = 18,7%

Porcentagem em massa de solvente = 81,3%

12. a) $m_{solução} = m_{KBrO_3} + m_{água} \rightarrow m_{solução} = 105 + 245 \rightarrow m_{solução} = 350\ g$

350 g de solução _____ 105 g de $KBrO_3$

100 g de solução _____ x

$$x = \frac{100 \cdot 105}{350} \rightarrow x = 30\ g \text{ de } KBrO_3 \rightarrow T = 0{,}3$$

Porcentagem em massa de soluto ($KBrO_3$) = 30%

Porcentagem em massa de solvente = 70%

b) T = 0,25, temos que 25 g de soluto em 100 g de solução:

25 g de $KBrO_3$ _____ 100 g de solução

y _____ 600 g de solução

$$y = \frac{600 \cdot 25}{100} \rightarrow y = 150\ g \text{ de } KBrO_3$$

$$m_{água} = 600 - 150 \rightarrow m_{água} = 450\ g$$

c) Porcentagem em massa de soluto = 20%

Porcentagem em massa de solvente = 80%

80 g de água _____ 20 g de $KBrO_3$

400 g de água _____ z

$$z = \frac{400 \cdot 20}{80} \rightarrow z = 100\ g \text{ de } KBrO_3$$

13. $d_{solução} = d_{NaCl} \cdot \%\ massa_{NaCl} + d_{H_2O} \cdot \%\ massa_{H_2O}$

$$d_{solução} = 2{,}165 \cdot 0{,}30 + 1 \cdot 0{,}70$$

$$d_{solução} = 1{,}35\ g/L$$

14. $d_{mistura} = d_{etanol} \cdot \%massa_{etanol} + d_{gasolina} \cdot \%massa_{gasolina}$

$$d_{mistura} = d_{etanol} \cdot \%massa_{etanol} + d_{gasolina} \cdot (1 - \%massa_{etanol})$$

$$0{,}746 = 0{,}79 \cdot \%massa_{etanol} + 0{,}72 \cdot (1 - \%massa_{etanol})$$

$$0{,}746 = 0{,}79 \cdot \%massa_{etanol} + 0{,}72 - 0{,}72 \cdot \%massa_{etanol}$$

$$0{,}746 - 0{,}72 = 0{,}07 \cdot \%massa_{etanol}$$

$$\%massa_{etanol} = \frac{0{,}026}{0{,}07} \rightarrow \%massa_{etanol} = 0{,}37$$

Portanto, concluímos que a gasolina foi adulterada.

15. Alternativa C.

A presença de habitação em torno de mananciais fornece grande quantidade de matéria orgânica e micro-organismos à água que podem causar eutrofização ou ser fonte de transmissão de doenças.

O mesmo efeito de esgoto doméstico despejado nos mananciais pode ser atingido com o descarte de esgoto industrial, sendo que este último pode conter outras substâncias mais tóxicas para a fauna e flora.

16. Alternativa C.

I. Adequada. Processos industriais, em sua maioria, geram resíduos que, se despejados nos rios, podem gerar problemas como eutrofização, ameaças para a vida aquática e também para a flora, além de carregar diversos tipos de micro-organismos. Assim, o reúso

das águas industriais necessitaria de seu tratamento prévio, porém, reduziria os riscos apontados.

II. Inadequada. A transposição de águas de mananciais pode gerar outros efeitos de mudança de ecossistema para a região.

III. Adequada. O despejo de esgoto doméstico nos rios fornece excesso de matéria orgânica e micro-organismos, que leva ao fenômeno eutrofização. Assim, o saneamento básico e o tratamento de esgotos evitaria esse fenômeno inadequado.

17. Alternativa E

De forma geral neste tipo de mistura a interação intermolecular é mais intensa do que o estado anterior, água sozinha ou álcool sozinho. Em resumo, as interações que se formaram são mais intensas do que as que existiam antes.

18. a) Não. Cálculo da massa de PCBs ingerida em um ano:

$$\frac{100\ \text{kg alimento}}{1\ \text{ano}} \cdot \frac{0{,}3\ \text{mg PCBs}}{1\ \text{kg alimento}} = 30\ \text{mg PCBs/ano.}$$

– Para uma pessoa de 70kg:

$$70\ \text{kg massa corpórea} \cdot \frac{1300\ \text{mg PCBs}}{1\ \text{kg massa corpórea}} = 91\,000\ \text{mg PCBs.}$$

Mesmo se considerarmos que o material não sofre degradação, o tempo necessário para que o indivíduo atinja a dose letal será:

$$91000\ \text{mg PCBs} \cdot \frac{1\ \text{ano}}{30\ \text{mg PCBs}} = 3000\ \text{anos.}$$

Assim, não será possível atingir o nível letal de PCBs, considerando apenas a alimentação.

b) Não. O período necessário para que a massa de PCBs seja reduzida a metade é de 10 anos. Partindo-se de 14 ppm, serão necessários, aproximadamente, 60 anos para que se atinjam níveis seguros, ou seja, a mulher estará com 85 anos, o que tornaria uma gravidez inviável.

19. 0,002 g de NO_3^{1-}(aq) _____ 1 L

0,002 g de NO_3^{1-}(aq) _____ 1000 mL

Como 1 g = 1000 mg, então:

2 mg de NO_3^{1-}(aq) _____ 1000 mL

x _____ 1 000 000 mL

$$x = \frac{1000000 \cdot 2}{1000} \rightarrow x = 2000\ \text{mg de } NO_3^{1-}\text{(aq)/106 mL}$$

ou 2 mg/L de NO_3^{1-}(aq)

Para soluções aquosas: ppm = mg/L. Os níveis de nitrato, NO_3^{1-}(aq), estão abaixo de 10 ppm e a água pode ser comercializada.

Exercícios de revisão

5.1 Alternativa B.

A 40 °C:

60 g de KNO_3 _____ 100 g de H_2O

x _____ 50 g de H_2O

$$x = \frac{50 \cdot 60}{100} \rightarrow x = 30\ \text{g de } KNO_3$$

Como foram adicionados 40 g de KNO_3 em 50 g de água; 30 g de KNO_3 irão se dissolver e 10 g de KNO_3 irão se depositar no fundo do recipiente.

5.2 Verdadeira.

5.3 Alternativa A.

$10^3\ cm^3$ _____ 1 L

$2 \cdot 10^6\ cm^3$ _____ V

$$V = \frac{2 \cdot 10^6 \cdot 1}{10^3} \rightarrow V = 2 \cdot 10^3\ \text{L}$$

Em 1 L deve haver _____ 30 g de sais

Em $2 \cdot 10^3$ deve haver _____ m

$$m = \frac{2 \cdot 10^3 \cdot 30}{1} \rightarrow m = 60 \cdot 10^3\ \text{g}$$

$m = 60\ \text{kg ou } 6 \cdot 10^1\ \text{kg}$

5.4

a) 29,4 g de H_2SO_4 _____ 1000 mL de solução

x _____ 500 mL de solução

$$x = \frac{500 \cdot 29{,}4}{1000} \rightarrow x = 14{,}7\ \text{g de } H_2SO_4$$

b) 1,84 g de H_2SO_4 _____ 1 mL de H_2SO_4

14,7 g de H_2SO_4 _____ y

$$y = \frac{14{,}7 \cdot 1}{1{,}84} \rightarrow y \approx 8\ \text{mL de } H_2SO_4$$

5.5

a) $m_{solução} = m_{AgNO_3} + m_{água} \rightarrow m_{solução} = 60 + 240 \rightarrow$

$\rightarrow m_{solução} = 300\ \text{g}$

60 g de $AgNO_3$ _____ 300 g de solução

x _____ 100 g de solução

$$x = \frac{100 \cdot 60}{300} \rightarrow x = 20\ \text{g de } AgNO_3$$

T = 0,2 e %massa de $AgNO_3$ = 20%

b) Como T = 0,25, temos que 25 g de $AgNO_3$ está dissolvida em 100 g de solução:

$m_{água} = 100 - 25 \rightarrow m_{água} = 75\ \text{g}$

75 g de água _____ 100 g de solução

y _____ 350 g de solução

$$y = \frac{350 \cdot 75}{100} \rightarrow y = 262{,}5\ \text{g de água}$$

c) 30% em massa: 30 g de $AgNO_3$/100 g de solução

$m_{solução} = m_{AgNO_3} + m_{água}$

$m_{solução} = m_{AgNO_3} + 700$

30 g de $AgNO_3$ _____ 100 g de solução

m_{AgNO_3} _____ $(m_{AgNO_3} + 700)$

$$m_{AgNO_3} = \frac{(m_{AgNO_3} + 700) \cdot 30}{100}$$

$100 \cdot m_{AgNO_3} = 30 \cdot m_{AgNO_3} + 30 \cdot 700$

$$70 \cdot m_{AgNO_3} = 21000 \rightarrow m_{AgNO_3} = \frac{21000}{70}$$

$m_{AgNO_3} = 300\ \text{g de } AgNO_3$

5.6

3 mg _____ 1 kg de peso corporal

x _____ 80 kg de peso corporal

$x = \frac{80 \cdot 3}{1} \rightarrow x = 240$ mg

Porém, não se pode exceder 200 mg por dose. Se cada gota contém 5 mg de analgésico:

5 mg de analgésico _____ 1 gota

200 mg de analgésico _____ y

$y = \frac{200 \cdot 1}{5} \rightarrow y = 40$ gotas

5.7 Alternativa D.

Uma solução com 5% em massa de soluto apresenta título igual a 0,05 (5 ÷ 100).

Em 100 unidades de massa dessa solução, temos 5 unidades de massa de soluto e 95 unidades de massa de solvente.

100 g de solução _____ 5 g de soluto

1000 g de solução _____ x

$x = \frac{1000 \cdot 5}{100} \rightarrow x = 50$ g de soluto

5.8 Sim. O etanol misturado com a água sofre contração de volume, pois o álcool forma ligações (pontes) de hidrogênio com a água. A formação das pontes de hidrogênio diminui as distâncias intermoleculares, resultando na diminuição de volume.

5.9 Alternativa E.

São tratados 30 000 L/s de água. Em 1 hora (3600 s), temos:

30000 L de água _____ 1 s

x _____ 3600 s

$x = \frac{3600 \cdot 30000}{1} \rightarrow x = 108 \cdot 10^6$ L de água

Cálculo da quantidade máxima de fluoretos:

1,5 mg de fluoreto _____ 1 L de água

y _____ $108 \cdot 10^6$ L de água

$y = \frac{108 \cdot 10^6 \cdot 1,5}{1} \rightarrow y = 162 \cdot 10^6$ mg de fluoretos

Essa quantidade equivale a 162 kg de fluoretos.

5.10 Alternativa B.

1 kg de "peso corporal" _____ 5 mg de flúor

70 kg de "peso corporal" _____ x

$x = \frac{70 \cdot 5}{1} \rightarrow x = 350$ mg de flúor

1000 L de água _____ 700 mg de flúor

V _____ 350 mg de flúor

$V = \frac{350 \cdot 1000}{700} \rightarrow x = 500$ L de água

Capítulo 6 – Concentração em quantidade de matéria

Como a concentração em quantidade de matéria (mol/L) é uma das expressões de concentração mais importantes e utilizadas na Química, reservamos um capítulo apenas para trabalhar com este assunto.

Objetivos

Interpretar dados e calcular situações que envolvam o conceito de concentração em mol/L.

Realizar a conversão de unidades relacionadas à concentração em quantidade de matéria.

Compreender as proporções dos cátions e ânions para determinar as concentrações em mol/L.

Conteúdo específico indispensável para a sequência dos estudos

Concentração em quantidade de matéria de substâncias e íons.

Comentários e sugestões

Relembre nesta aula as outras expressões de concentração que já foram estudadas e deixe que eles façam previsões sobre a expressão da concentração em quantidade de matéria. Proponha que os alunos resolvam os exercícios individualmente e depois que façam grupos para comparar suas respostas e, caso sejam diferentes, proponha que eles tentem chegar a um consenso. Dessa forma, há valorização da atividade individual e da coletiva, favorecendo a elaboração das ideias conjuntas.

Como forma de avaliação, proponha que os alunos pesquisem em livros, revistas, jornais ou na internet, em grupos de 3 componentes, sobre situações nas quais a expressão da concentração em quantidade de matéria é utilizada em comparação à expressão de concentração em massa.

Provavelmente os alunos irão concluir que os textos que se dirigem ao público em geral utilizam a expressão de concentração em massa e os textos que se dirigem ao público especializado – principalmente na área de Química – tendem a utilizar mais a expressão de concentração em quantidade de matéria.

Trabalho em equipe

O objetivo da discussão em grupo é que o aluno se conscientize das implicações que um produto muito utilizado pode trazer à sociedade, estimulando seu senso crítico.

Desde o volume 1, estamos tentando promover debates entre os alunos que possam levar à conclusão de que não existe nada "totalmente bom" ou "totalmente ruim". Para todas as escolhas que fizermos sempre haverá uma relação custo/benefício e essa relação inclusive pode variar conforme a situação do momento, que deve ser analisada.

O tratamento de água com ozônio é melhor do que com o cloro? Provavelmente sim. É o mais adequado à nossa realidade? Provavelmente não. Considerando que o custo do ozônio é bem maior que o do cloro. Seria mais

urgente pensar primeiro em levar água tratada para toda a população.

As doenças de veiculação hídrica são as que mais matam crianças no Brasil. Nesse sentido, o acesso à água com cloro poderia salvar vidas.

Já em países desenvolvidos onde todos têm suas necessidades básicas atendidas e acesso a saneamento básico, o tratamento de água com ozônio pode ser uma opção melhor.

Outra questão envolvendo o cloro é o uso de inseticidas organoclorados, cujo uso atualmente é proibido para aplicações em produtos agrícolas por causa da sua elevada toxidez e alta persistência no ambiente.

"Antes do advento do DDT, cerca de 200 milhões de pessoas eram, anualmente, acometidas pela malária, e cerca de 2 milhões morriam todo ano. [...] No início de 1946, foi instituído um programa de combate à malária pela pulverização com DDT, com uma queda imediata e extraordinária do número de doentes. [...]

Em 1948, antes do uso do DDT, havia 2,8 milhões de casos de malária. Por volta de 1963, apenas dezessete."

Fonte: Sucateando o Planeta, de Dixy Lee Ray e Lou Guzzo, Rio de Janeiro, Expressão e Cultura, Instituto Liberal, 1992.

Também é possível discutir o uso do cloro em produtos alvejantes destinados a tecidos, a papéis e a produtos alimentícios, como farinha de trigo, por exemplo, e tentar refletir, por que afinal precisamos de "tudo tão branco" e qual o custo dessa escolha para a nossa saúde e a do meio ambiente.

Conversa com o professor

Quantidade de matéria e concentração

O nome e o símbolo da unidade **mol** são idênticos. O plural do nome, muito usado no Brasil, é mols e não moles, analogamente a becquerels, henrys, pascals, etc., embora esses plurais não se ajustem às normas gramaticais da língua portuguesa. Entretanto, é importante lembrar que o símbolo das unidades não muda no plural [...].

O emprego desta definição de mol tornou obsoletos e em desuso diversos termos como número de mols, número de moléculas-grama, número de átomos-grama (todos substituídos por quantidade de matéria); peso atômico e peso molecular (substituídos por massa molar), e molaridade e normalidade (substituídos por concentração em quantidade de matéria ou, simplesmente, concentração). [...]

ANDRADE, João Carlos de; CUSTÓDIO, Rogério. Quantidade de matéria e concentração. Disponível em: <http://chemkeys.com/br/2000/03/24/quantidade-de-materia-e-concentracao/>. Acesso em: 21 fev. 2013.

Resolução das questões

1. Alternativa E.

1 L de refrigerante ——— 0,175 mol de $C_4H_6O_6$

100000 L de refrigerante ——— x

$x = \frac{100000 \cdot 0,175}{1} \rightarrow x = 17500$ mol de $C_4H_6O_6$

Massa molar do $C_4H_6O_6 = 150$ g/mol

1 mol de $C_4H_6O_6$ ——— 150 g

17500 mol de $C_4H_6O_6$ ——— y

$y = \frac{17500 \cdot 150}{1} \rightarrow y = 2,625 \cdot 10^6$ g de $C_4H_6O_6$ ou $\sim 2,6$ toneladas de $C_4H_6O_6$.

2. Alternativa A.

Massa molar do $KMnO_4 = 158$ g/mol

1 mol de $KMnO_4$ ——— 158 g de $KMnO_4$

x ——— 0,395 g de $KMnO_4$

$x = \frac{0,395 \cdot 1}{158} \rightarrow x = 0,0025$ mol de $KMnO_4$

0,0025 mol de $KMnO_4$ ——— 250 mL de solução

y ——— 1000 mL de solução

$y = \frac{1000 \cdot 0,0025}{250} \rightarrow y = 0,01$ mol/L de $KMnO_4$

3. Alternativa C.

1 mol de NaCℓ ——— 58,5 g de NaCℓ

x ——— 117 g de NaCℓ

$x = \frac{117 \cdot 1}{58,5} \rightarrow x = 2$ mol de NaCℓ

0,25 mol de NaCℓ ——— 1 L de água

2 mol de NaCℓ ——— y

$y = \frac{2 \cdot 1}{0,25} \rightarrow y = 8$ L de água

4. a) Massa molar do $A\ell_2(SO_4)_3 = 342$ g/mol

68,4 g de $A\ell_2(SO_4)_3$ ——— 100 mL de solução

x ——— 1000 mL de solução

$x = \frac{1000 \cdot 68,4}{100} \rightarrow x = 684$ g de $A\ell_2(SO_4)_3$

1 mol de $A\ell_2(SO_4)_3$ ——— 342 g de $A\ell_2(SO_4)_3$

y ——— 684 g de $A\ell_2(SO_4)_3$

$y = \frac{684 \cdot 1}{342} \rightarrow y = 2$ mol de $A\ell_2(SO_4)_3$

Solução 2 mol/L de $A\ell_2(SO_4)_3$.

b) Considerando $\alpha = 60\%$:

$A\ell_2(SO_4)_3(aq) \rightarrow 2\ A\ell^{3+}(aq) + 3\ SO_4^{2-}(aq)$

2 mol/L — 4 mol/L — 6 mol/L

Para o $A\ell^{3+}(aq)$:

4 mol/L de íons $A\ell^{3+}(aq)$ _____ 100% de dissociação

z _____ 60% de dissociação

$z = \frac{60 \cdot 4}{100} \rightarrow z = 2{,}4$ mol/L de íons $A\ell^{3+}(aq)$

Para o $SO_4^{2-}(aq)$:

6 mol/L de íons $SO_4^{2-}(aq)$ _____ 100% de dissociação

w _____ 60% de dissociação

$w = \frac{60 \cdot 6}{100} \rightarrow w = 3{,}6$ mol/L de íons $SO_4^{2-}(aq)$

5. 1 mol de $HC\ell O$ _____ 52,5 g de $HC\ell O$

$8{,}0 \cdot 10^{-5}$ mol de $HC\ell O$ _____ x

$x = \frac{8{,}0 \cdot 10^{-5} \cdot 52{,}5}{1} \rightarrow x = 4{,}2$ mg/L

A água contém uma quantidade de "cloro residual" acima da faixa de concentração e não segue a norma enunciada.

6. Resposta pessoal.

Exercícios de revisão

6.1 Alternativa D.

1 mol _____ 342 g sacarose

x _____ 61,56 g sacarose $\rightarrow C = \frac{m}{v} = \frac{0{,}18}{0{,}18}$ 1 mol/L.

x = 0,18 mol de sacarose

6.2 Alternativa A.

1 L _____ $3 \cdot 10^{-2}$ mol de cálcio

0,1 L _____ x $\rightarrow$ x = 0,003 mol de cálcio

1 mol de cálcio _____ 40 g de cálcio

0,003 mol _____ y

y = 0,12 g de cálcio $\rightarrow$ 120 mg de cálcio.

6.3 Alternativa B.

100 mL de solução aquosa _____ 2 g de glutaraldeído

1000 mL de solução aquosa _____ x

$x = \frac{1000 \cdot 2}{100} \rightarrow x = 20$ g de glutaraldeído

Massa molar do glutaraldeído, $C_5H_8O_2 = 100$ g/mol

100 g glutaraldeído _____ 1 mol

20 g glutaraldeído _____ y

$y = \frac{20 \cdot 1}{100} \rightarrow y = 0{,}2$ mol

Concentração em quantidade de matéria de glutaraldeído na solução: 0,2 mol/L

6.4 Alternativa B.

0,20 mol de $C_4H_{10}O$ _____ 1000 mL de solução

x _____ 500 mL de solução

$x = \frac{500 \cdot 0{,}20}{1000} \rightarrow x = 0{,}10$ mol de $C_4H_{10}O$

Massa molar do $C_4H_{10}O = 74$ g/mol

1,0 mol de $C_4H_{10}O$ _____ 74 g

0,10 mol de $C_4H_{10}O$ _____ y

$y = \frac{0{,}10 \cdot 74}{1} \rightarrow y = 7{,}4$ g de $C_4H_{10}O$

6.5 Alternativa E.

4,2 g de $C_2H_4O_2$ _____ 100 mL de vinagre

x _____ 1000 mL de vinagre

$x = \frac{1000 \cdot 4{,}2}{100} \rightarrow x = 42$ g de $C_2H_4O_2$/L de vinagre

Massa molar do $C_2H_4O_2 = 60$ g/mol

1,0 mol de $C_2H_4O_2$ _____ 60 g

y _____ 42 g (por litro de vinagre)

$y = \frac{42 \cdot 1{,}0}{60} \rightarrow y = 0{,}7$ mol/L

6.6

$2 \cdot M = 1{,}0 \cdot 10^{-2}$ mol/L = 0,01 mol/L

$V = 2{,}0 \cdot 10^2$ mL = 200 mL = 0,2 L

$MM_1 = 60$ g/mol

a) $M = \frac{m_1}{V \cdot MM_1} \rightarrow 0{,}01 = \frac{m_1}{0{,}2 \cdot 60}$

$\rightarrow m_1 = 0{,}01 \cdot 0{,}2 \cdot 60 \rightarrow m_1 = 0{,}12$ g de ureia.

b) 1 mol possui $6{,}02 \cdot 10^{23}$ entidades (moléculas, átomos, etc.). Assim em 1 mol de ureia (60 g) tem-se $6{,}02 \cdot 10^{23}$ moléculas.

60 g de ureia _____ $6{,}02 \cdot 10^{23}$ moléculas

0,12 g de ureia _____ x

$60 \cdot x = 0{,}12 \cdot 6{,}02 \cdot 10^{23}$

$60 \cdot x = 0{,}7224 \cdot 10^{23}$

$x = \frac{0{,}7224 \cdot 10^{23}}{60} \rightarrow x = 0{,}01204 \cdot 10^{23} \rightarrow$

$\rightarrow x = 1{,}204 \cdot 10^{21}$ moléculas.

6.7 Alternativa B.

$NaC\ell$

Massa molar = 23 + 35,5 = 58,5

M = 0,06 mol/L

0,06 _____ 1000 mL

x _____ 200 mL

1000x = 1,2

x = 0,012 mol

1 mol _____ 58,5 g

0,012 mol _____ x

$x = 58{,}5 \cdot 0{,}012$

$x = 0{,}702$ g = 0,70 g

$MM_{C_{12}H_{22}O_{11}} = 12 \cdot 12 + 1 \cdot 22 + 16 \cdot 11 = 144 + 22 + 176 = 342$

0,032 mol _____ 1000 mL

x mol _____ 200 mL

$1000 \cdot x = 0{,}64$

x = 0,0064 mol

1 mol _____ 342 g

0,0064 mol _____ x

$x = 2{,}188 = \sim 2{,}19$ g

6.8

Cálculo da concentração de lactose no leite.

1 mol de lactose _____ 342 g

x _____ 5 g

$x = \frac{5 \cdot 1}{342} \rightarrow x \approx 0{,}015$ mol de lactose

0,015 mol de lactose _____ 0,1 L de leite integral

y _____ 1 L de leite integral

$y = \frac{1 \cdot 0{,}015}{0{,}1} \rightarrow y \approx 0{,}15$ mol de lactose

A concentração em quantidade de matéria de lactose no leite integral é igual a 0,15 mol/L.

6.9 Alternativa E.

$d = 1{,}29$ g/cm³

1,29 g _____ 1 cm³

x _____ 1000 cm³

$x = \frac{1000 \cdot 1{,}29}{1} \rightarrow x = 1290$ g

Uma solução com 38% em massa de soluto apresenta título igual a 0,38 (38 ÷ 100).

Em 100 unidades de massa dessa solução, temos 38 unidades de massa de soluto e 62 unidades de massa de solvente.

100 g de solução _____ 38 g de soluto

1290 g de solução _____ y

$y = \frac{1290 \cdot 38}{100} \rightarrow y = 490{,}2$ g de soluto (H_2SO_4)

1 mol de H_2SO_4 _____ 98,0 g

n _____ 490,2

$n = \frac{490{,}2 \cdot 1}{98{,}0} \rightarrow n = 5{,}0$ mol de H_2SO_4

6.10

a) Solução 0,0025% em massa

100 g de solução _____ 0,0025 g de soluto

1000 g de solução _____ x

$x = \frac{1000 \cdot 0{,}0025}{100} \rightarrow x = 0{,}025$ g

Como a densidade da solução é igual a 1 kg/L, teremos uma concentração em massa igual a 0,025 g/L.

b) Solução 0,15% em massa:

100 g de solução _____ 0,15 g de soluto

1000 g de solução _____ x

$x = \frac{1000 \cdot 0{,}15}{100} \rightarrow x = 1{,}5$ g

Como a densidade da solução é igual a 1 kg/L, teremos uma concentração em massa igual a 1,5 g/L.

210 g de ácido cítrico _____ 1 mol

1,5 g _____ y

$y = \frac{1{,}5 \cdot 1}{210} \rightarrow y = 0{,}00714$ mol

A concentração em quantidade de matéria da solução é igual a $7{,}14 \cdot 10^{-3}$ mol/L.

6.11

Massa molar do $I_2 = 254$ g/mol

254 g de I_2 _____ 1 mol de I_2

15,24 g de I_2 _____ x

$x = \frac{15{,}24 \cdot 1}{254} \rightarrow x = 0{,}06$ mol de I_2

Cálculo do volume de álcool etílico:

0,8 g de álcool etílico _____ 1 mL

500 g de álcool etílico _____ y

$y = \frac{500 \cdot 1}{0{,}8} \rightarrow y = 625$ mL

0,06 mol de I_2 _____ 625 mL de álcool etílico

z _____ 1000 mL de álcool etílico

$z = \frac{1000 \cdot 0{,}06}{625}$

$z = 0{,}096$ mol/L ou q 0,01 mol/L

6.12 Alternativa C.

Massa molar do $CaBr_2 = 200$ g/mol

200 g de $CaBr_2$ _____ 1 mol

10 g de $CaBr_2$ _____ x

$x = \frac{10 \cdot 1}{200} \rightarrow x = 0{,}05$ mol

Concentração em quantidade de matéria = 0,05 mol/L.

6.13 Alternativa D.

0,010 mol/L de íons $Ca^{2+}(aq)$ _ 1 L de solução

x _____ $1{,}0 \cdot 10^3$ L de solução

$x = \frac{1{,}0 \cdot 10^3 \cdot 0{,}010}{1} \rightarrow x = 10$ mol de íons $Ca^{2+}(aq)$

0,005 mol/L de íons $Mg^{2+}(aq)$ _ 1 L de solução

y _____ $1{,}0 \cdot 10^3$ L de solução

$y = \frac{1{,}0 \cdot 10^3 \cdot 0{,}005}{1} \rightarrow y = 5$ mol de íons $Mg^{2+}(aq)$

Total de íons bivalentes a serem substituídos:

10 + 5 = 15 mol.

Como o sódio, Na^{1+}, é monovalente, será necessário o dobro de íons desse elemento para substituir os íons Ca^{2+} e Mg^{2+}, portanto, serão necessários 30 mol de íons $Na^{1+}(aq)$.

6.14 Alternativa D.

$0{,}975 \cdot 10^{-3}$ g de K_2A _____ 280 mL de solução

x _____ 1000 mL de solução

$x = \frac{1000 \cdot 0{,}975 \cdot 10^{-3}}{280} \rightarrow x = 0{,}0035$ g de K_2A

Concentração em massa de $K_2A = 0{,}0035$ g/L

174 g de K_2A _____ 1 mol

0,0035 g de K_2A _____ y

$y = \frac{0{,}0035 \cdot 1}{174} \rightarrow y = 2{,}01 \cdot 10^{-5}$ mol

Concentração em mol/L de $K_2A = 2{,}01 \cdot 10^{-5}$ mol/L

1 mol de K_2A _____ 2 mol de íons K^{1+}

$2{,}01 \cdot 10^{-5}$ mol de K_2A _____ z

$z = \frac{2{,}01 \cdot 10^{-5} \cdot 2}{1} \rightarrow z = 4{,}02 \cdot 10^{-5}$ mol

Concentração em mol/L de íons $K^{1+} = 4{,}02 \cdot 10^{-5}$ mol/L

6.15 Alternativa C.

1 mol de $FeSO_4 \cdot 7\,H_2O$ _____ 278 g

x _____ $12{,}49 \cdot 10^{-3}$ g

$x = \frac{12{,}49 \cdot 10^{-3} \cdot 1}{278} \rightarrow x = 0{,}045 \cdot 10^{-3}$ mol de $FeSO_4 \cdot 7\,H_2O$

1 mol de $FeSO_4 \cdot 7\,H_2O$ _____ 1 mol Fe^{2+}

Logo, tem-se: $0{,}045 \cdot 10^{-3}$ mol de íons Fe^{2+}

$0{,}045 \cdot 10^{-3}$ mol de íons Fe^{2+} _____ 15 mL

y _____ 1000 mL

$y = \frac{1000 \cdot 0{,}045 \cdot 10^{-3}}{15} \rightarrow y = 3{,}0 \cdot 10^{-3}$ mol

A concentração em quantidade de matéria de íons Fe^{2+} no biotônico é igual a $3 \cdot 10^{-3}$ mol/L.

Capítulo 7 – Mistura de soluções

Este capítulo discute alguns procedimentos em que a concentração de uma solução pode ser alterada.

Também são abordados casos de determinação de quantidades e de concentrações dos reagentes e produtos que participam de uma reação, por meio das misturas de soluções que reagem entre si e o uso da técnica da titulação.

Objetivos

Compreender e determinar a concentração das soluções e também quantidades (mol, massa, volume) da solução ou do soluto nas diversas formas de unidades pela adição ou evaporação do solvente e por misturas de soluções.

Prever a quantidade dos reagentes ou produtos que participam de uma reação por meio dos valores de concentrações expressos em diferentes unidades.

Determinar a concentração das soluções que apresentam as substâncias envolvidas em uma reação química.

Entender e determinar a concentração de uma solução utilizando a técnica da titulação ácido-base.

Conteúdos específicos indispensáveis para a sequência dos estudos

Diluição de soluções.

Misturas de soluções de mesmo soluto.

Misturas de soluções de solutos diferentes que não reagem entre si.

Mistura de soluções em que ocorre reação química.

Titulação.

Comentários e sugestões

É interessante nesta aula levar para a sala uma jarra transparente com suco artificial e outro recipiente com água para fazer de forma demonstrativa a adição de água nesse suco (diluição de solução).

Algumas perguntas podem ser feitas aos alunos para iniciar a discussão e assim construir o conhecimento.

A composição do suco se altera?

O que acontece com a cor do suco?

O que está aumentando: soluto, solvente, concentração?

Os alunos costumam ter dificuldades para entender quais grandezas são alteradas com a adição do solvente.

Para misturas de soluções de mesmo soluto, é interessante que o aluno compreenda que o valor da concentração da solução final encontrada é sempre um valor intermediário entre as duas soluções que foram misturadas. Essa ideia pode ser discutida por meio do exercício resolvido na página 104.

Se for constatada alguma dificuldade por parte dos alunos na compreensão desse fenômeno, o professor poderá preparar sucos artificiais, de concentrações diferentes (o que fica visível por causa da cor: mais intensa no suco mais concentrado) e fazer a mistura que resultará numa tonalidade de cor intermediária (lembre aos alunos, porém, que a cor não pode ser um critério para estimar a concentração das soluções porque muitas delas são incolores).

Discuta o que acontece com as grandezas (massa, quantidade de matéria, volume) quando são misturadas soluções de solutos diferentes que não reagem entre si. O professor poderia fazer as perguntas oralmente e anotar na lousa as respostas para que os alunos possam refletir melhor sobre suas ideias e construir os conceitos necessários.

A questão resolvida a seguir faz parte do cotidiano de um químico que trabalha em laboratório, mas é considerada difícil pela maioria dos alunos porque exige um raciocínio matemático um pouco mais elaborado. Pense na possibilidade de lançá-la como um desafio para seus alunos (a resolução segue o mesmo caminho do exemplo que se encontra no item **Cotidiano do químico** na página 111).

Verifique a possibilidade de o professor de Matemática orientar os alunos na resolução desse desafio. No dia marcado, quem explicar a resolução na lousa corretamente para os colegas recebe alguma gratificação na nota. Na avaliação da classe em geral, considere principalmente o empenho de cada aluno em encontrar a solução para o problema.

Desafio: (Fesp-PE) O volume em mL de uma solução de hidróxido de sódio, NaOH(aq), 1,5 mol/L que deve ser misturado a 300 mL de uma solução 2,0 mol/L da mesma base, a fim de torná-la solução 1,8 mol/L, é:

a) 200 b) 20 c) 2000 d) 400 e) 350

Resolução:

Alternativa A.

Cálculo da quantidade de matéria de NaOH(aq) na solução 2,0 mol/L, em 300 mL de solução. (solução 1)

2,0 mol de NaOH _____ 1 L de solução

X_1 _____ 0,3 L de solução

$X_1 = \frac{0,3 \cdot 0,2}{1} \rightarrow X_1 = 0,6$ mol de NaOH

Cálculo da quantidade de matéria de NaOH(aq) na solução final (1,8 mol/L), solução 3, em um volume V ($V = V_2 + 0,3$), sendo V_2 o volume acrescentado da solução 2 (1,5 mol/L) e 0,3 L o volume conhecido da solução 2,0 mol/L.

1,8 mol de NaOH _____ 1 L de solução

X_3 _____ $(V_2 + 0,3)$ L de solução

$X_3 = \frac{(V_2 + 0,3) \cdot 1,8}{1} \rightarrow X_3 = 1,8 \cdot V_2 + 0,54$

Massa proveniente da solução de 1,5 mol/L:

$X_3 = X_2 + X_1$

$1,8 \cdot V_2 + 0,54 = X_2 + 0,6 \rightarrow X_2 = 1,8 \cdot V_2 - 0,06$

Cálculo do volume de solução de NaOH(aq) 1,5 mol/L adicionado a 0,3 L de solução 2,0 mol/L para obter uma solução 1,8 mol/L:

$(1,8 \cdot V_2 - 0,06)$ mol de NaOH ___ V_2 L de solução 1,5 mol/L

1,5 mol de NaOH _____ 1 L de solução

$1,8 \cdot V_2 - 0,06 = 1,5 \cdot V_2 \rightarrow 0,3 \cdot V_2 = 0,06$

$V_2 = 0,2$ L ou 200 mL

Resolução das questões

1. $C_1 \cdot V_1 = C_2 \cdot V_2$

$2 \cdot V_1 = 1,5 \cdot 500$

$V_1 = 375$ mL

2. a) 46 g de C_2H_5OH _____ 1 mol de C_2H_5OH

460 g de C_2H_5OH _____ x

$x = \frac{460 \cdot 1}{46} \rightarrow x = 10$ mol de C_2H_5OH/L de cachaça

Ao misturar 1 L da cachaça com 1 L de água, houve apenas diluição do etanol, ou seja, a quantidade de matéria permanece inalterada. Logo, n = 10 mol de C_2H_5OH.

b) 10 mol de C_2H_5OH _____ 2 L de solução final

y _____ 1 L de solução final

$y = \frac{1 \cdot 10}{2} \rightarrow y = 5$ mol de C_2H_5OH/L de cachaça

A concentração em quantidade de matéria é 5 mol/L.

3. Alternativa C.

A quantidade de matéria do soluto permanece inalterada na evaporação em questão.

Cálculo da quantidade de matéria na solução inicial:

1,2 mol de CH_3COONa _____ 1 L de solução

x _____ 0,7 L de solução

$x = \frac{0,7 \cdot 1,2}{1} \rightarrow x = 0,84$ mol de CH_3COONa

Para obter uma solução de concentração 3,5 mol/L a partir de 0,84 mol de CH_3COONa, temos:

3,5 mol de CH_3COONa _____ 1 L de solução

0,84 mol de CH_3COONa _____ y

$y = \frac{0,84 \cdot 1}{3,5} \rightarrow y = 0,24$ L de solução

Logo, a quantidade de água que deve evaporar da solução para se obter a concentração desejada é a diferença entre o volume inicial da solução, 700 mL, e o volume final desejado, 240 mL: 700 mL − 240 mL = 460 mL de água.

4. Alternativa D.

0,5 mol de glicose _____ 1000 mL de solução

x _____ 100 mL de solução

$x = \frac{100 \cdot 0,5}{1000} \rightarrow x = 0,05$ mol de glicose

Antes da evaporação:

0,05 mol/L → 0,5 mol em 1000 mL

Como o volume variou de 1000 mL para 100 mL, conclui-se que o volume de água evaporada é de 900 mL.

5. a) Concentração da solução para o NaI

Cálculo da quantidade de matéria na solução inicial:

0,5 mol de NaI _____ 1 L de solução

x _____ 0,080 L de solução

$x = \frac{0,080 \cdot 0,5}{1} \rightarrow x = 0,04$ mol de NaI

Cálculo da concentração na solução final, de 200 mL:

0,04 mol de NaI _____ 0,2 L de solução

y _____ 1 L de solução

$y = \frac{1 \cdot 0,04}{0,2} \rightarrow y = 0,2$ mol de NaI

Logo, a concentração em quantidade de matéria de NaI é igual a 0,2 mol/L.

Concentração da solução para o BaI_2

Cálculo da quantidade de matéria na solução inicial:

1,0 mol de BaI_2 _____ 1 L de solução

z _____ 0,120 L de solução

$z = \frac{0,120 \cdot 1,0}{1} \rightarrow z = 0,12$ mol de BaI_2

Cálculo da concentração na solução final, de 200 mL:

0,12 mol de BaI_2 _____ 0,2 L de solução

w _____ 1 L de solução

$w = \frac{1 \cdot 0,12}{0,2} \rightarrow w = 0,6$ mol de BaI_2

Logo, a concentração em quantidade de matéria de BaI_2 é igual a 0,6 mol/L.

b) Dissociação dos sais:

NaI(aq)	→	Na^{1+}(aq)	+	I^{1-}(aq)
1 mol		1 mol		1 mol
0,2 mol		0,2 mol		0,2 mol
BaI_2(aq)	→	1 Ba^{2+}(aq)	+	2 I^{1-}(aq)
1 mol		1 mol		2 mol
0,6 mol		0,6 mol		1,2 mol

Com base nesses dados concluímos que:

A concentração em quantidade de matéria dos íons Na^{1+}(aq) na solução final é igual a 0,2 mol/L.

A concentração em quantidade de matéria dos íons $Ba^{2+}(aq)$ na solução final é igual a 0,6 mol/L.

A concentração em quantidade de matéria dos íons $I^{1-}(aq)$ na solução final é igual a 1,4 mol (0,2 mol + + 1,2 mol) em 1 L de solução = 1,4 mol/L

6. Alternativa C.

Concentração Solução A:

$C_1 \cdot V_1 = C_2 \cdot V_2$

$0,2 \cdot 500 = C_2 \cdot 800$

$C_2 = 0,125$ mol/L

Concentração Solução B:

$C_1 \cdot V_1 = C_2 \cdot V_2$

$300 \cdot 0,6 = C_2 \cdot 800$

$C_2 = 0,225$ mol/L

Concentração Solução final: Concentração Solução A + + Concentração Solução B = 0,125 + 0,225 = 0,35 mol/L.

7. Solução A:

30 g de $CaC\ell_2$ _____ 1 L de solução

X_A _____ 0,10 L de solução

$X_A = \frac{0,10 \cdot 30}{1} \rightarrow X_A = 3$ g de $CaC\ell_2$

Solução C:

40 g de $CaC\ell_2$ _____ 1 L de solução

X_C _____ 0,30 L de solução

$X_C = \frac{0,30 \cdot 40}{1} \rightarrow X_C = 12$ g de $CaC\ell_2$

Portanto, a massa de $CaC\ell_2$ acrescentada pela solução B é de 12 g − 3 g = 9 g.

Solução B:

9 g de $CaC\ell_2$ _____ 0,20 L de solução

X_B _____ 1 L de solução

$X_B = \frac{1 \cdot 9}{0,20} \rightarrow X_B = 45$ g de $CaC\ell_2$/L

8. Alternativa A.

Solução I:

4 g de $KMnO_4$ _____ 0,1 L de solução

X_I _____ 1 L de solução

$X_I = \frac{1 \cdot 4}{0,1} \rightarrow X_I = 40$ g de $KMnO_4$/L

Solução II:

6 g de $KMnO_4$ _____ 0,3 L de solução

X_{II} _____ 1 L de solução

$X_{II} = \frac{1 \cdot 6}{0,3} \rightarrow X_{II} = 20$ g de $KMnO_4$/L

Solução III:

12 g de $KMnO_4$ _____ 0,2 L de solução

X_{III} _____ 1 L de solução

$X_{III} = \frac{1 \cdot 12}{0,2} \rightarrow X_{III} = 60$ g de $KMnO_4$/L

Analisando as alternativas, temos:

a) A adição da solução II à solução III:

Massa de soluto = 6 g + 12 g = 18 g

Volume final da mistura = 300 mL + 200 mL = 500 mL

18 g de $KMnO_4$ _____ 0,5 L de solução

x _____ 1 L de solução

$x = \frac{1 \cdot 18}{0,5} \rightarrow x = 36$ g de $KMnO_4$/L

A concentração em massa da mistura das soluções II e III é, de fato, menor que a concentração em massa da solução I.

b) Considerando a aditividade de volume, temos:

Massa de soluto = 4 g

Volume final da mistura = 100 mL + 100 mL = 200 mL

4 g de $KMnO_4$ _____ 0,2 L de solução

y _____ 1 L de solução

$y = \frac{1 \cdot 4}{0,2} \rightarrow y = 20$ g de $KMnO_4$/L

A afirmação é incorreta, pois a concentração da solução III é igual a 60 g/L.

c) A solução mais concentrada é a que apresenta a maior relação entre soluto e solvente, no caso, a solução III.

d) A solução mais diluída é a que apresenta a menor relação entre soluto e solvente, no caso, a solução II.

9. Alternativa C.

400 mL	+	Y mL	=	600 mL
X mol/L		0,40 mol/L		0,2 mol/L
A		B		C

Se não há variação de volumes ao se misturar as soluções:

$V_C = V_A + V_B \rightarrow 600 = 400 + V_B \rightarrow V_B = 200$ mL ou 0,2 L

Cálculo da quantidade de matéria de NaOH em cada solução:

Solução B:

0,4 mol de NaOH _____ 1 L de solução

X_B _____ 0,2 L de solução

$X_B = \frac{0,2 \cdot 0,4}{1} \rightarrow X_B = 0,08$ mol de NaOH

Solução C:

0,2 mol de NaOH _____ 1 L de solução

X_C _____ 0,6 L de solução

$X_C = \frac{0,2 \cdot 0,6}{1} \rightarrow X_C = 0,12$ mol de NaOH

Cálculo da quantidade de matéria de NaOH acrescentada pela solução A:

$X_C = X_A + X_B$

$0,12 = X_A + 0,08 \rightarrow X_A = 0,04$ mol de NaOH

Solução A:

0,04 mol de NaOH _____ 0,4 L de solução

y _____ 1 L de solução

$y = \frac{1 \cdot 0,04}{0,4} \rightarrow y = 0,1$ mol de NaOH

Logo, a concentração em quantidade de matéria da solução A é igual a 0,1 mol/L.

10. Alternativa E.

Para a solução de cloreto de potássio:

0,1 mol de $KC\ell$ _____ 1000 mL de solução

x _____ 100 mL de solução

$x = \frac{100 \cdot 0,1}{1000} \rightarrow x = 0,01$ mol de $KC\ell$

$1\ KC\ell(aq) \rightarrow 1\ K^{1+}(aq) + 1\ C\ell^{1-}(aq)$

0,01 mol 0,01 mol 0,01 mol

Para a solução de cloreto de magnésio:

0,1 mol de $MgC\ell_2$ _____ 1000 mL de solução

y _____ 100 mL de solução

$y = \frac{100 \cdot 0,1}{1000} \rightarrow y = 0,01$ mol de $MgC\ell_2$

$1\ MgC\ell_2(aq) \rightarrow 1\ MgC\ell_2(aq) + 2\ C\ell^{1-}(aq)$

0,01 mol 0,01 mol 0,02 mol

Volume final da solução = 0,2 L

Para o íon $K^{1+}(aq)$: 0,01 mol

0,01 mol de $K^{1+}(aq)$ _____ 0,2 L de solução

z _____ 1 L de solução

$z = \frac{1 \cdot 0,01}{0,2} \rightarrow z = 0,05$ mol de $K^{1+}(aq)$/L

Para o íon $Mg^{2+}(aq)$: 0,01 mol

0,01 mol de $Mg^{2+}(aq)$ _____ 0,2 L de solução

w _____ 1 L de solução

$w = \frac{1 \cdot 0,01}{0,2} \rightarrow w = 0,05$ mol de $Mg^{2+}(aq)$/L

Para o íon $C\ell^{1-}(aq)$: 0,01 mol + 0,02 mol = 0,03 mol

0,03 mol de $C\ell^{1-}(aq)$ _____ 0,2 L de solução

k _____ 1 L de solução

$k = \frac{1 \cdot 0,03}{0,2} \rightarrow k = 0,15$ mol de $C\ell^{1-}(aq)$/L

11. Alternativa C.

Cálculo da quantidade de matéria de NaOH nas soluções:

5 mol de NaOH _____ 1000 mL de solução

x _____ 60 mL de solução

$x = \frac{60 \cdot 5}{1000} \rightarrow x = 0,3$ mol de NaOH

2 mol de NaOH _____ 1000 mL de solução

y _____ 300 mL de solução

$y = \frac{300 \cdot 2}{1000} \rightarrow y = 0,6$ mol de NaOH

Cálculo da concentração em quantidade de matéria final:

(0,3 + 0,6) mol de NaOH _____ (0,06 + 0,3) L de solução

z _____ 1 L de solução

$z = \frac{1 \cdot 0,9}{0,360} \rightarrow z = 2,5$ mol de NaOH/L

12. 7,50 mL de H_2SO_4: ? mol/L + 40 mL de NaOH: 0,75 mol/L

Equação balanceada da neutralização total:

$1\ H_2SO_4(aq) + 2\ NaOH(aq) \rightarrow 1\ Na_2SO_4(aq) + 2\ H_2O(\ell)$

1 mol 2 mol 1 mol 2 mol

Quantidade de matéria de NaOH utilizada para neutralizar a solução da bateria:

0,75 mol de NaOH _____ 1 L de solução

X_B _____ 0,040 L de solução

$X_B = \frac{0,040 \cdot 0,75}{1} \rightarrow X_B = 0,03$ mol de NaOH

Cálculo da quantidade de matéria de H_2SO_4 necessária para neutralizar 0,03 mol de NaOH:

1 mol de H_2SO_4 _____ 2 mol de NaOH

X_A _____ 0,03 mol de NaOH

$X_A = \frac{0,03 \cdot 1}{2} \rightarrow X_A = 0,015$ mol de H_2SO_4

Cálculo da concentração em quantidade de matéria do ácido na solução da bateria:

0,015 mol de H_2SO_4 _____ 0,0075 L de solução

y _____ 1 L de solução

$y = \frac{1 \cdot 0,015}{0,0075} \rightarrow y = 2$ mol de H_2SO_4

Concentração em quantidade de matéria do ácido = = 2 mol/L

13. Alternativa E.

$HC\ell(aq) + NaOH(aq) \rightarrow NaC\ell(aq) + H_2O(\ell)$

0,10 mol de $HC\ell$ _____ 1000 mL de solução $HC\ell$

X_A _____ 15 mL de solução $HC\ell$

$X_A = \frac{15 \cdot 0,10}{1000} \rightarrow X_A = 1,5 \cdot 10^{-3}$ mol de $HC\ell$

Portanto, a quantidade de matéria de NaOH que reagiu foi igual a $1,5 \cdot 10^{-3}$ mol. Assim:

$1,5 \cdot 10^{-3}$ mol de NaOH _____ 10 mL de solução

X_B _____ 1000 mL de solução

$X_B = \frac{1000 \cdot 1,5 \cdot 10^{-3}}{10} \rightarrow X_B = 0,15$ mol de NaOH/L

14. Alternativa D.

Massa molar do $CaCO_3$ = 100 g/mol

1 mol de $CaCO_3$ _____ 100 g de $CaCO_3$

x _____ 25 g de $CaCO_3$

$x = \frac{25 \cdot 1}{100} \rightarrow x = 0,25$ mol de $CaCO_3$

Como a proporção estequiométrica entre $CaCO_3$ e H_2SO_4 é de 1 : 1, reagem 0,25 mol de H_2SO_4.

1 L de solução _____ 0,50 mol de H_2SO_4

y _____ 0,25 mol de H_2SO_4

$y = \frac{0,25 \cdot 1}{0,50} \rightarrow y = 0,5$ L ou 500 mL de solução

15. Alternativa E.

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

1 mol de $HC\ell$ _____ 1000 mL de solução $HC\ell$

X_A _____ 30 mL de solução $HC\ell$

$X_A = \frac{30 \cdot 1}{1000} \rightarrow X_A = 0,03$ mol de $HC\ell$

0,03 mol de NH_3 _____ 5 mL de amostra

X_B _____ 1000 mL de amostra

$X_B = \frac{1000 \cdot 0,03}{5} \rightarrow X_B = 6$ mol de NH_3/L

16. a) Equação da reação:

$2\ HC\ell(aq) + Ba(OH)_2(aq) \rightarrow BaC\ell_2(aq) + 2\ H_2O(\ell)$

Cálculo da quantidade de matéria de $Ba(OH)_2$ que reage:

0,01 mol de $Ba(OH)_2$ _____ 1000 mL de solução
x _____ 100 mL de solução

$x = \frac{100 \cdot 0,01}{1000} \rightarrow x = 0,001$ mol de $Ba(OH)_2$

Como a proporção estequiométrica entre HCℓ e $Ba(OH)_2$ é de 2 : 1, reagem 0,002 mol de HCℓ.

Cálculo do volume de solução de HCℓ 0,002 mol/L:

0,02 mol de HCℓ _____ 1000 mL de solução
0,002 mol de HCℓ _____ y

$y = \frac{0,002 \cdot 1000}{0,02} \rightarrow y = 100$ mL de solução

Portanto, são necessários 100 mL de solução de ácido clorídrico, HCℓ, 0,002 mol/L

b) $HC\ell(aq) + NaOH(aq) \rightarrow NaC\ell(aq) + H_2O(\ell)$

Cálculo da quantidade de matéria de HCℓ que reagiu:

0,10 mol de HCℓ _____ 1000 mL de solução
z _____ 5 mL de solução

$z = \frac{5 \cdot 0,10}{1000} \rightarrow z = 5 \cdot 10^{-4}$ mol de HCℓ

Como a proporção estequiométrica entre HCℓ e NaOH é de 1 : 1, reagem $5 \cdot 10^{-4}$ mol de NaOH.

1 mol de NaOH _____ 1000 mL de solução
$5 \cdot 10^{-4}$ mol de NaOH _____ w

$w = \frac{5 \cdot 10^{-4} \cdot 1000}{1} \rightarrow w = 0,5$ mL de solução

Portanto, são necessários 0,5 mL de solução de NaOH 1 mol/L.

17. Alternativa D.

$MM_{NaHCO_3} = 84$ g/mol

$HC\ell(aq) + NaHCO_3(aq) \rightarrow NaC\ell(aq) + H_2O(\ell) + CO_2(g)$

$1 \cdot 36,5$ g _____ 1,84 g
1 mol de HCℓ _____ 36,5 g
0,1 mol de HCℓ _____ 3,65 g
3,65 g _____ 1000 mL
x _____ 250,0 mL

x = 0,91 g de HCℓ
$1 \cdot 36,5$ g de HCℓ _____ 1,84 g de $NaHCO_3$
0,91 g de HCℓ _____ y

y = 2,1 g de $NaHCO_3$.

18. Cálculo da massa de HCℓ em 15 mL de solução:

0,73 g de HCℓ _____ 250 mL de solução de HCℓ
x _____ 15 mL de solução de HCℓ

$x = \frac{15 \cdot 0,73}{250} \rightarrow x = 0,0438$ g de HCℓ

Dada a massa molar do HCℓ = 36,5 g/mol, temos:

1 mol de HCℓ _____ 36,5 g de HCℓ
y _____ 0,0438 g de HCℓ

$y = \frac{0,0438 \cdot 1}{36,5} \rightarrow y = 1,2 \cdot 10^{-3}$ mol de HCℓ

$2\,HC\ell(aq) + Ca(OH)_2(aq) \rightarrow CaC\ell_2(aq) + 2\,H_2O(\ell)$

Como a proporção estequiométrica entre HCℓ e $Ca(OH)_2$ é de 2 : 1, conclui-se que reagiu a metade, ou seja, $0,6 \cdot 10^{-3}$ mol de $Ca(OH)_2$. Assim:

$0,6 \cdot 10^{-3}$ mol de $Ca(OH)_2$ _____ 25 mL de solução
z _____ 1000 mL de solução

$z = \frac{1000 \cdot 0,6 \cdot 10^{-3}}{25} \rightarrow z = 0,024$ mol de $Ca(OH)_2$/L

19. Alternativa D.

$HC\ell(aq) + NaOH(aq) \rightarrow NaC\ell(aq) + H_2O(\ell)$
1 mol 1 mol 1 mol 1 mol

7 mL de solução 0,09 mol/L de NaOH
0,09 mol de NaOH _____ 1000 mL
x _____ 7 mL

$x = \frac{7 \cdot 0,09}{1000} \rightarrow x = 6,3 \cdot 10^{-4}$ mol de NaOH

Logo, reagiu $6,3 \cdot 10^{-4}$ mol de HCℓ
$6,3 \cdot 10^{-4}$ mol de HCℓ _____ 5 mL
y _____ 1000 mL

$y = \frac{1000 \cdot 6,3 \cdot 10^{-4}}{5} \rightarrow y = 0,126$ mol de HCℓ

Concentração de HCℓ = 0,126 mol/L

20. Alternativa E.

Solução de base: 4 g/100 mL
1 mol de base _____ 40 g
x _____ 4 g

$x = \frac{4 \cdot 1}{40} \rightarrow x = 0,1$ mol

0,1 mol de base _____ 100 mL
y _____ 25 mL

$y = \frac{25 \cdot 0,1}{100} \rightarrow y = 0,025$ mol de base

Cálculo da quantidade de matéria do ácido:

0,5 mol de ácido _____ 1000 mL
z _____ 20 mL

$z = \frac{20 \cdot 0,5}{100} \rightarrow z = 0,01$ mol

ácido + base → sal + água
1 mol 2 mol
0,01 mol 0,02 mol

Impurezas da base = 0,025 − 0,02
Impurezas da base = 0,005 mol
0,025 _____ 100%
0,005 _____ w

$w = \frac{0,005 \cdot 100}{0,025} \rightarrow w = 20\%$ de impurezas

Logo, a percentagem de pureza da base = 80%

Exercícios de revisão

7.1 São verdadeiras: 01, 04 e 32. Resposta = 37.

02. Falso. As soluções saturadas apresentam soluto dissolvido em quantidade igual ao coeficiente de solubilidade.

04. Verdadeiro. Aumentando a pressão, a solubilidade aumenta (lei de Henry).

08. Falso. O etanol é separado do álcool hidratado por destilação fracionada.

16. Falso.

1 mol de NaCℓ _____ 58,5 g de NaCℓ

x _____ 30 g de NaCℓ

$x = \frac{30 \cdot 1}{58,5} \rightarrow x \approx 0,513$ mol de NaCℓ

0,513 mol de NaCℓ _____ 0,5 L de solução

y _____ 1 L de solução

$y = \frac{1 \cdot 0,513}{0,5} \rightarrow y \approx 1,026$ mol/L de NaCℓ

32. Verdadeiro

1 L de solução _____ 2 mol de HCℓ

0,70 L de solução _____ z

$z = \frac{0,70 \cdot 2}{1} \rightarrow z = 1,40$ mol de HCℓ

O volume da solução resultante é: 0,30 L + 0,70 L = 1,0 L

Portanto: 1,40 mol/L de HCℓ

64. Falso. A solubilidade dos gases, por exemplo, aumenta com a diminuição da temperatura.

7.2

Cálculo da quantidade de matéria total de NaCℓ:

0,08 mol de NaCℓ _____ 1 L de solução

x _____ 20 L de solução

$x = \frac{20 \cdot 0,08}{1} \rightarrow x = 1,6$ mol de NaCℓ

0,52 mol de NaCℓ _____ 1 L de solução

Y _____ 2 L de solução

$y = \frac{2 \cdot 0,52}{1} \rightarrow y = 1,04$ mol de NaCℓ

Quantidade de matéria total de NaCℓ na solução final:

1,6 + 1,04 = 2,64 mol de NaCℓ

Cálculo da concentração em quantidade de matéria da solução final:

2,64 mol de NaCℓ _____ 22 L de solução

z _____ 1 L de solução

$z = \frac{1 \cdot 2,64}{22} \rightarrow z = 0,12$ mol de NaCℓ

Concentração = 0,12 mol/L de NaCℓ

Resposta: 0,12 · 100 = 12 mol/L

7.3

a) Pretende-se determinar se o solo é ácido ou básico, ou seja, o seu pH. Isso pode ser feito pela medida do pH da solução inicial de acetato de cálcio, comparando-a com o pH obtido pela titulação da solução final.

b) O ponto final da titulação pode ser observado com a utilização de um indicador apropriado.

c) Como se trata de uma reação ácido-base, teremos:

$H_3O^{1+}(aq) + OH^{1-}(aq) \rightarrow 2\ H_2O(\ell)$

7.4 Alternativa C.

Cálculo da concentração de oxigênio em 20 litros de H_2O_2 a 125 volumes.

1 L de H_2O_2 (125 volumes) _____ 125 L de $O_2(g)$

20 L de H_2O_2 (125 volumes) _____ x

$x = \frac{20 \cdot 125}{1} \rightarrow x = 2500$ L de $O_2(g)$

Cálculo da concentração de oxigênio em 100 litros de água oxigenada a 10 volumes:

1 L de H_2O_2 (10 volumes) _____ 10 L de $O_2(g)$

100 L de H_2O_2 (10 volumes) _____ y

$y = \frac{100 \cdot 10}{1} \rightarrow y = 1000$ L de $O_2(g)$

20 L de H_2O_2 (125 volumes) _____ 2500 L de $O_2(g)$

z _____ 1000 L de $O_2(g)$

$z = \frac{1000 \cdot 20}{2500} \rightarrow z = 8$ L de H_2O_2 (125 volumes)

Para obter 100 L de água oxigenada a 10 volumes, tomam-se 8 litros de água oxigenada a 125 volumes e diluem-se a 100 litros.

7.5

Para o HCℓ:

0,2 mol de HCℓ _____ 1000 mL

x _____ 800 mL

$x = \frac{800 \cdot 0,2}{1000} \rightarrow x = 0,16$ mol de HCℓ

Quantidade de matéria de HCℓ neutralizado:

$HC\ell(aq) + NaOH(aq) \rightarrow NaC\ell(aq) + H_2O(\ell)$

1 mol 1 mol 1 mol 1 mol

Na solução de NaOH(aq) utilizada:

0,1 mol de NaOH(aq) _____ 1000 mL

y _____ 250 mL

$y = \frac{250 \cdot 0,1}{1000} \rightarrow y = 0,025$ mol de NaOH(aq)

Logo, foram neutralizados 0,025 mol de HCℓ(aq)

0,16 − 0,025 = 0,135 mol de HCℓ não neutralizado.

$1\ Na_2CO_3 + 2\ HC\ell \rightarrow 2\ NaC\ell + H_2O + CO_2$

1 mol _____ 2 mol de HCℓ

z _____ 0,135 mol de HCℓ

$z = \frac{0,135 \cdot 1}{2} \rightarrow z = 0,0675$ mol de Na_2CO_3

1 mol de Na_2CO_3 _____ 106 g

0,0675 mol _____ w

$w = \frac{0,0675 \cdot 106}{1} \rightarrow w = 7,15$ g

10 g de Na_2CO_3 _____ 100%

7,15 g de Na_2CO_3 _____ k

$k = \frac{7,15 \cdot 100}{10} \rightarrow k = 71,5\%$ de pureza

7.6

a) $V = {}^1/_3 \cdot 300\ m^3$

$V = 100\ m^3$ ou 10^5 L;

$m = 10^4$ g de $CuSO_4$

1 mol de $CuSO_4$ _____ 159,5 g de $CuSO_4$ (massa molar)

x _____ 10^4 g de $CuSO_4$

$x = \frac{10^4 \cdot 1}{159,5} \rightarrow x = 62,7$ mol de $CuSO_4$

62,7 mol de $CuSO_4$ ___ 10^5 L de solução
y _____ 1 L de solução

$y = \frac{1 \cdot 62,7}{10^5} \rightarrow y = 6,27 \cdot 10^{-4}$ mol de $CuSO_4$/L

b) Numa diluição, a quantidade do soluto não muda.

$3 \cdot 10^{-3}$ mol de $CuSO_4$ ___ 1 L de solução
y _____ 10^5 L de solução

$y = \frac{3 \cdot 10^{-3} \cdot 10^5}{1} \rightarrow y = 3 \cdot 10^{-3} \cdot 10^5$ mol de $CuSO_4$

Como o volume da piscina é de 300 m^3 ou $3 \cdot 10^5$ L, temos:

$3 \cdot 10^{-3} \cdot 10^5$ mol de $CuSO_4$ ___ $3 \cdot 10^5$ L de solução
z _____ 1 L de solução

$z = \frac{3 \cdot 10^{-3} \cdot 10^5 \cdot 1}{3 \cdot 10^5} \rightarrow z = 1 \cdot 10^{-3}$ mol de $CuSO_4$/L

7.7

Em relação aos sais NaBr e $MgBr_2$:

1 NaBr(aq)	→	1 Na^{1+}(aq)	+	1 Br^{1-}(aq)
0,20 mol/L		0,20 mol/L		0,20 mol/L
1 $MgBr_2$(aq)	→	1 Mg^{2+}(aq)	+	2 Br^{1-}(aq)
0,30 mol/L		0,30 mol/L		$2 \cdot 0,30$ mol/L

Volume da solução final (desprezando-se qualquer variação):

200 mL + 600 mL = 800 mL

Para os íons Na^{1+}(aq):

0,20 mol de Na^{1+}(aq) ___ 1000 mL
x _____ 200 mL

$x = \frac{200 \cdot 0,20}{1000} \rightarrow x = 0,04$ mol de Na^{1+}(aq)

0,04 mol de Na^{1+}(aq) ___ 800 mL
y _____ 1000 mL

$y = \frac{1000 \cdot 0,04}{800} \rightarrow y = 0,05$ mol de Na^{1+}(aq)

Concentração de íons Na^{1+}(aq) = 0,05 mol/L

Para os íons Mg^{2+}(aq):

0,30 mol de Mg^{2+}(aq) ___ 1000 mL
z _____ 600 mL

$z = \frac{600 \cdot 0,30}{1000} \rightarrow z = 0,18$ mol de Mg^{2+}(aq)

0,18 mol de Mg^{2+}(aq) ___ 800 mL
w _____ 1000 mL

$w = \frac{1000 \cdot 0,18}{800} \rightarrow w = 0,225$ mol de Mg^{2+}(aq)

Concentração de íons Mg^{2+}(aq) = 0,225 mol/L

Para os íons Br^{1-}(aq), cálculo da quantidade de matéria total:

0,20 mol de Br^{1-}(aq) ___ 1000 mL
a _____ 200 mL

$a = \frac{200 \cdot 0,20}{1000} \rightarrow a = 0,04$ mol de Br^{1-}(aq)

$2 \cdot 0,30$ mol de Br^{1-}(aq) ___ 1000 mL
b _____ 600 mL

$b = \frac{600 \cdot 2 \cdot 0,300}{1000} \rightarrow b = 0,36$ mol de Br^{1-}(aq)

Quantidade de matéria total = 0,04 + 0,36

Quantidade de matéria total = 0,4 mol de Br^{1-}(aq)

0,4 mol de Br^{1-}(aq) ___ 800 mL
g _____ 1000 mL

$g = \frac{1000 \cdot 0,4}{800} \rightarrow g = 0,5$ mol de Br^{1-}(aq)

Concentração de íons Br^{1-}(aq) = 0,5 mol/L

7.8 Alternativa B.

100000 $m^3 = 10^8$ L

Cálculo da quantidade de matéria de CN^{1-}:

0,0012 mol de CN^{1-} ___ 1 L de solução
x _____ 10^8 L de solução

$x = \frac{0,0012 \cdot 10^8}{1} \rightarrow x = 1,2 \cdot 10^5$ mol de CN^{1-}

Massa molar do íon cianeto, CN^{1-} = 26 g/mol

1 mol de CN^{1-} ___ 26 g de CN^{1-}
$1,2 \cdot 10^5$ mol de CN^{1-} ___ y

$y = \frac{1,2 \cdot 10^5 \cdot 26}{1}$

$y = 3,12 \cdot 10^6$ g de CN^{1-} ou $y = 3,12 \cdot 10^9$ mg de CN^{1-}

Cálculo do volume de água necessário para diluir $3,12 \cdot 10^9$ mg de CN^{1-} para que a água do efluente possa servir ao consumo doméstico:

0,01 mg de CN^{1-} ___ 1 L de solução
$3,12 \cdot 10^9$ mg de CN^{1-} ___ z

$z = \frac{3,12 \cdot 10^9 \cdot 1}{0,01} \rightarrow z = 3,12 \cdot 10^{11}$ L de solução

Deve-se diluir aproximadamente em:

$\frac{3,12 \cdot 10^{11}}{10^8} = 3,12 \cdot 10^3$, ou seja, 3120 vezes ou ≈ 3200 vezes

7.9 Alternativa C.

4,0 mol de KCℓ ___ 1 L de solução
x _____ 0,150 L de solução

$x = \frac{0,150 \cdot 4,0}{1} \rightarrow x = 0,6$ mol de KCℓ

Como: KCℓ(aq) → K^{1+}(aq) + $C\ell^{1-}$(aq),

Em 150 mL da solução de KCℓ(aq) 4,0 mol/L haverá 0,6 mol de íons K^{1+}(aq) e 0,6 mol de íons $C\ell^{1-}$(aq).

3,0 mol de K_2SO_4 ___ 1 L de solução
y _____ 0,350 L de solução

$y = \frac{0,350 \cdot 3,0}{1} \rightarrow y = 1,05$ mol de K_2SO_4

Como: K_2SO_4(aq) → 2 K^{1+}(aq) + 1 SO_4^{1-}(aq)

Em 350 mL da solução de K_2SO_4(aq) 3,0 mol/L haverá 2,10 mol de íons K^{1+}(aq) e 1,05 mol de íons SO_4^{1-}(aq).

Cálculo da concentração de íons $K^{1+}(aq)$:

$(0{,}6 + 2{,}10)$ mol de $K^{1+}(aq)$ ___ $(0{,}150 + 0{,}350)$ L de solução

z _____ 1 L de solução

$z = \frac{2{,}7 \cdot 1}{0{,}5} \rightarrow z = 5{,}4$ mol de $K^{1+}(aq)$/L

Cálculo da concentração de íons $SO_4^{2-}(aq)$:

1,05 mol de $SO_4^{2-}(aq)$ _____ $(0{,}150 + 0{,}350)$ L de solução

w _____ 1 L de solução

$w = \frac{1{,}05 \cdot 1}{0{,}5} \rightarrow w = 2{,}1$ mol de $SO_4^{2-}(aq)$/L

7.10 Alternativa B.

A solução sempre é eletricamente neutra. Dessa forma temos:

Total de cargas negativas na solução:

0,28 mol de $C\ell^{1-}$ + 0,10 mol de SO_4^{2-}

$0{,}28 \cdot (1-) + 0{,}10 \cdot (2-) = 0{,}48$ mol de cargas negativas

Total de cargas positivas na solução:

0,30 mol de Na^{1+} + x mol de Fe^{3+}

$0{,}30 \cdot (1+) + x \cdot (3+) = 0{,}48$ mol de cargas positivas

$+0{,}30 + 3x = 0{,}48 \rightarrow 3x = 0{,}48 - 0{,}30$

$x = \frac{0{,}18}{3} \rightarrow x = 0{,}06$ mol de íons Fe^{3+}.

A concentração de íons Fe^{3+} é 0,06 mol/L.

7.11 Alternativa C.

Cálculo da massa de NaOH nas soluções:

24 g de NaOH _____ 1000 mL de solução

x _____ 200 mL de solução

$x = \frac{200 \cdot 24}{1000} \rightarrow x = 4{,}8$ g de NaOH

2,08 g de NaOH_____ 1000 mL de solução

y _____ 1300 mL de solução

$y = \frac{1300 \cdot 2{,}08}{1000} \rightarrow y = 2{,}704$ g de NaOH

Na diluição a massa de NaOH não muda.

Cálculo da concentração em g/L:

$(4{,}8 + 2{,}704)$ g de NaOH ____ 2500 mL de solução

z _____ 1000 L de solução

$z = \frac{1000 \cdot 7{,}504}{2500} \rightarrow z \approx 3{,}0$ g de NaOH/L

7.12 Alternativa B.

$BaC\ell_2(aq) + Na_2SO_4(aq) \rightarrow 2\ NaC\ell(aq) + 1\ BaSO_4(ppt)$

Como 1 mol de $BaC\ell_2$ reage com 1 mol de Na_2SO_4, o Na_2SO_4 está em excesso (o dobro da concentração). Assim, precisamos da metade do volume da solução de Na_2SO_4 para obtermos a máxima quantidade de $BaSO_4$.

7.13 Alternativa E.

$1\ HC\ell + 1\ NaOH \rightarrow 1\ NaC\ell + 1\ H_2O$

1 mol 1 mol

Para o $HC\ell$:

1,600 mol _____ 1 L

x _____ 0,04 L

$x = \frac{0{,}04 \cdot 1{,}600}{1} \rightarrow x = 6{,}4 \cdot 10^{-2}$ mol

Para o NaOH

2,000 mol _____ 1 L

y _____ 0,06 L

$y = \frac{0{,}06 \cdot 2{,}000}{1} \rightarrow y = 12 \cdot 10^{-2}$ mol

Excesso de NaOH $= 12 \cdot 10^{-2} - 6{,}4 \cdot 10^{-2}$

Excesso de NaOH $= 5{,}6 \cdot 10^{-2}$ mol

Volume final $= 40 + 60 \rightarrow$ Volume final $= 100$ mL

Para o cátion Na^{1+}:

$12 \cdot 10^{-2}$ mol _____ 0,1 L

z _____ 1 L

$z = \frac{1 \cdot 12 \cdot 10^{-2}}{0{,}1} \rightarrow z = 1{,}2$ mol

Concentração de íons $Na^{1+}(aq) = 1{,}2$ mol/L

Para o ânion $C\ell^{1-}$:

$6{,}4 \cdot 10^{-2}$ mol _____ 0,1 L

w _____ 1 L

$w = \frac{1 \cdot 6{,}4 \cdot 10^{-2}}{0{,}1} \rightarrow w = 0{,}64$ mol

Concentração de íons $C\ell^{1-}(aq) = 0{,}64$ mol/L

Para o ânion OH^{1-}:

$5{,}6 \cdot 10^{-2}$ mol _____ 0,1 L

a _____ 1 L

$a = \frac{1 \cdot 5{,}6 \cdot 10^{-2}}{0{,}1} \rightarrow a = 0{,}56$ mol

Concentração de íons $OH^{1-}(aq) = 0{,}56$ mol/L

7.14

a) Cálculo da quantidade de matéria de NaOH:

0,1 mol de NaOH _____ 1000 mL de solução

x _____ 500 mL de solução

$x = \frac{500 \cdot 0{,}1}{1000} \rightarrow x = 0{,}05$ mol de NaOH

Massa molar do NaOH = 40 g/mol:

1 mol de NaOH _____ 40 g de NaOH

0,05 mol de NaOH _____ y

$y = \frac{0{,}05 \cdot 40}{1} \rightarrow y = 2$ g de NaOH

b) Em 1 L de solução de NaOH 0,01 mol/L há 0,01 mol de NaOH. Essa quantidade de matéria corresponde a 0,1 L de uma solução de NaOH 0,1 mol/L.

0,1 mol de NaOH _____ 1 L de solução

0,01 mol de NaOH _____ z

$z = \frac{0{,}01 \cdot 1}{0{,}1} \rightarrow z = 0{,}1$ L de solução

Assim, pode-se preparar 1 L de solução de NaOH 0,01 mol/L por meio de diluição de 0,1 L de solução de NaOH 0,1 mol/L com 0,9 L de água.

c) $HC\ell(aq) + NaOH(aq) \rightarrow NaC\ell(aq) + H_2O(\ell)$

Cálculo da quantidade de matéria de NaOH que reagiu:

0,10 mol de NaOH _____ 1000 mL de solução

w _____ 10 mL de solução

$w = \frac{10 \cdot 0{,}10}{1000} \rightarrow w = 0{,}001$ mol de NaOH

Como a proporção estequiométrica entre HCℓ e NaOH é de 1 : 1, reagem 0,001 mol de HCℓ.

0,05 mol de HCℓ _____ 1000 mL de solução

0,001 mol de HCℓ _____ a

$a = \frac{0{,}001 \cdot 1000}{0{,}05} \rightarrow a = 20$ mL de solução

Portanto, são necessários 20 mL de solução de ácido clorídrico, HCℓ, 0,005 mol/L.

7.15

a) Equação da reação:

$1\ H_2SO_4(aq) + 2\ NaOH(aq) \rightarrow 1\ Na_2SO_4(aq) + 2\ H_2O(\ell)$

Cálculo da quantidade de matéria de H_2SO_4:

0,10 mol de H_2SO_4 _____ 1000 mL de solução

x _____ 50 mL de solução

$x = \frac{50 \cdot 0{,}10}{1000} \rightarrow x = 0{,}005$ mol de H_2SO_4

Cálculo da quantidade de matéria de NaOH:

0,40 mol de NaOH _____ 1000 mL de solução

y _____ 50 mL de solução

$y = \frac{50 \cdot 0{,}40}{1000} \rightarrow y = 0{,}02$ mol de NaOH

Na solução final restam 0,01 mol de NaOH em excesso (o H_2SO_4 é o reagente limitante).

O volume de solução final (considerando desprezível qualquer variação que possa ter ocorrido) é: 0,05 L + 0,05 L = 0,1 L.

A solução será básica, pois há um excesso de 0,01 mol de NaOH em relação ao de H_2SO_4.

b) Cálculo da concentração de base na solução remanescente:

0,01 mol de NaOH _____ 0,1 L de solução

z _____ 1 L de solução

$z = \frac{1 \cdot 0{,}01}{0{,}1} \rightarrow z = 0{,}1$ mol de NaOH/L

7.16 Alternativa C.

O funcionário não terá sucesso, pois a mistura de soluções aquosas de HCℓ e NaOH resultará numa neutralização. A solução obtida será constituída de NaCℓ (cloreto de sódio), podendo conter ácido ou base, dependendo das concentrações iniciais das soluções. A mistura de água e sal usualmente não é utilizada na remoção de manchas.

7.17

O vinagre apresenta 4,8 g de ácido acético em 100 mL de solução. Logo:

4,8 g H_3CCOOH _____ 100 mL

x _____ 25 mL $\rightarrow$ x = 1,2 g de H_3CCOOH

Em cada análise:

$H_3CCOOH(aq) + NaOH(aq) \rightarrow H_3CCOO^-Na^+(aq) + H_2O(\ell)$

1 mol _____ 1 mol

60 g _____ 40 g $\rightarrow$ m = 0,8 g de NaOH.

1,2 g _____ m

De acordo com o enunciado, são realizadas 264 análises em um mês de trabalho. Logo a massa média de NaOH consumida é: 0,8 g · 264 = 211,2 g.

7.18 Alternativa B.

$HC\ell(aq) + NaOH(aq) \rightarrow NaC\ell(aq) + H_2O(\ell)$

1 mol 1 mol

0,1 mol de HCℓ _____ 1 L de solução HCℓ

x _____ 87,5 L de solução HCℓ

x = 8,75 mol de HCℓ

Como a relação estequiométrica de HCℓ e NaCℓ é 1 mol:

0,35 mol de NaOH _____ 1 L de NaOH

8,75 mol de NaOH _____ y

y = 25 L de solução de NaOH.

7.19 Alternativa A.

$1\ H_2SO_4(aq) + 2\ NaOH(aq) \rightarrow 1\ Na_2SO_4(aq) + 2\ H_2O(\ell)$

1 mol 2 mol

0,2 mol de NaOH _____ 1 L de solução NaOH

x _____ 0,0225 L de solução NaOH

x = 0,0045 mol de NaOH.

Como a relação estequiométrica de NaOH e H_2SO_4 é 1 mol:

(2 · 0,0045) mol de H_2SO_4 _____ 1 L de solução de H_2SO_4

y _____ 0,015 L

y = 0,135 mol de solução de $H_2SO_4 \sim 0{,}15$ mol/L.

Capítulo 8 – Propriedades coligativas

Este capítulo trata do estudo qualitativo das propriedades coligativas das soluções ideais. Compara-se a variação de pressão de vapor, ponto de ebulição, ponto de solidificação e pressão osmótica do solvente puro em relação à solução ideal desse solvente.

Objetivos

Compreender as propriedades coligativas provocadas pela adição de um soluto em um solvente na formação de uma solução ideal.

Compreender os fenômenos da tonoscopia, ebulioscopia, crioscopia e pressão osmótica.

Relacionar a temperatura de ebulição e de solidificação com a pressão de vapor.

Analisar e interpretar os gráficos da pressão de vapor em função da temperatura.

Relacionar a pressão de vapor de um solvente e de uma solução ideal submetidos a determinada pressão atmosférica.

Compreender e estabelecer possíveis relações entre pressão de vapor e altitude.

Relacionar temperatura de ebulição e pressão de vapor por meio da interação que ocorre entre as moléculas.

Reconhecer os efeitos coligativos em fenômenos da natureza e do cotidiano.

Distinguir soluções isotônica, hipotônica e hipertônica.

Conteúdos específicos indispensáveis para a sequência dos estudos:

Efeitos coligativos: crioscopia, tonoscopia, ebulioscopia e pressão osmótica.

Gráficos da pressão de vapor × temperatura.

Comentários e sugestões

Uma forma de iniciar a aula é destacar as perguntas que são feitas sobre as imagens apresentadas na página 116. Na busca de respostas, os conceitos químicos sobre as propriedades coligativas podem ser apresentados.

Os gráficos da pressão de vapor e temperatura devem ser interpretados e discutidos pelos alunos, sob a orientação do professor.

É interessante trabalhar em sala de aula o boxe **Curiosidade**: Como funciona a panela de pressão? Para verificar se os alunos estão compreendendo os conceitos envolvidos no fenômeno, solicite que façam um gráfico da variação da pressão interna na panela de pressão em função da temperatura do início ao fim do "cozimento do feijão". Isso poderia ser uma forma de avaliação.

Lembre sempre aos alunos que os efeitos coligativos dependem exclusivamente da quantidade de partículas de soluto dispersas no solvente e não do tipo específico de soluto.

Uma sugestão de atividade é dividir a sala em grupos e pedir a cada um que elabore uma apresentação de no máximo 10 minutos sobre um determinado método de obtenção de água doce a partir da água do mar (ou da água salobra), discutindo vantagens e desvantagens (três desses métodos são discutidos nas páginas 130 a 131). Podem ser trabalhados apenas esses três métodos ou, dependendo do planejamento do professor e do interesse da classe, podem ser incluídos os processos de eletrodiálise e permuta iônica como pesquisa.

É um bom momento para avaliar a participação e a oralidade dos alunos agindo mais como "observador" do que articulador das ideias.

Experimento: Difusão entre solvente puro e solução

Este experimento pode ser feito pelo professor de forma demonstrativa.

À medida que for realizando a parte experimental, vá discutindo com seus alunos possíveis conceitos que foram estudados e como estão relacionados com esta atividade.

Investigue

1. O LED não acende porque a água destilada não conduz corrente elétrica detectada pela sensibilidade do aparelho.

2. O LED acende.

Resolução das questões

1. Alternativa A.

A pressão de vapor da solução é tanto maior quanto menor for o número de partículas de soluto dissolvidas. Considerando $\alpha\% = 100\%$, para todas as soluções temos:

a) $1\ KOH(s) \rightarrow 1\ K^{1+}(aq) + 1\ OH^{1-}(aq)$
0,01 mol 0,01 mol 0,01 mol
Total: 0,02 mol de partículas em solução.

b) $1\ CaC\ell_2(s) \rightarrow 1\ Ca^{2+}(aq) + 2\ C\ell^{1-}(aq)$
0,01 mol 0,01 mol 0,02 mol
Total: 0,03 mol de partículas em solução.

c) $1\ NaC\ell(s) \rightarrow 1\ Na^{1+}(aq) + 1\ C\ell^{1-}(aq)$
0,1 mol 0,1 mol 0,1 mol
Total: 0,2 mol de partículas em solução.

d) $1\ C_{12}H_{22}O_{11}(s) \rightarrow 1\ C_{12}H_{22}O_{11}(aq)$
0,1 mol 0,1 mol
Total: 0,1 mol de partículas em solução.

e) $1\ C_6H_{12}O_6(s) \rightarrow 1\ C_6H_{12}O_6(aq)$
0,2 mol 0,2 mol
Total: 0,2 mol de partículas em solução.

2. Alternativa B.

Item II: errado, mesmo após o sistema ter atingido a pressão máxima de vapor do líquido, continua havendo:
– evaporação de moléculas do líquido;
– condensação de moléculas do vapor.
Apenas o número de moléculas que evaporam e que condensam é o mesmo.

Item IV: errado, a concentração do vapor depende da volatilidade do líquido, da pressão externa e da temperatura.

3. Alternativa D.

Ao molhar o balão com água fria, provoca-se uma condensação parcial do vapor de água presente no interior do balão. Essa condensação faz que a pressão sobre a água diminua, o que acaba provocando uma diminuição da temperatura de ebulição da água.

4. Alternativa E.

A temperatura de ebulição depende da pressão atmosférica local. Um líquido entra em ebulição quando sua pressão de vapor se iguala à pressão atmosférica local. A água, por exemplo, pode entrar em ebulição:
– a 0 °C (sob pressão de 4,6 mmHg);
– a 70 °C (sob pressão de 234 mmHg);
– a 100 °C (sob pressão de 760 mmHg ou 1 atm).

5. Alternativa C.

Quanto menor o ponto de ebulição, maior a volatilidade do composto e, portanto, maior sua pressão de vapor, assim o éter comum, $CH_3CH_2—O—CH_2CH_3$, a acetona, $CH_3CH_2—OH$ (etanol) são compostos voláteis cujas pressões de vapor crescem na ordem: álcool < acetona

< éter. A menor pressão de vapor do etanol é justificada pela formação de ligações intermoleculares do tipo pontes de hidrogênio.

6. Alternativa A.
A temperatura em que se inicia a ebulição do solvente em uma solução de soluto não volátil é sempre maior que a temperatura de ebulição do solvente puro (sob mesma pressão).

7. Alternativa C.
Em estradas cobertas de neve, o que se deseja é manter a água na fase sólida evitando que ocorra fusão, situação em que o risco de derrapagens e acidentes é muito grande.
O cloreto de sódio forma com a água uma solução de ponto de solidificação menor que o da água pura pois sua dissolução é exotérmica, ou seja, libera calor para o meio ambiente e, portanto, torna a solução "mais fria". A areia (dióxido de silício) aumenta a aderência dos pneus ao solo, diminuindo o risco de derrapagem.

8. Alternativa E.
Uma solução sempre congela a uma temperatura inferior à do respectivo solvente puro.

9. $1\ NaC\ell(s) \rightarrow 1\ Na^{1+}(aq) + 1\ C\ell^{1-}(aq)$
$1\ C_{12}H_{22}O_{11}(s) \rightarrow 1\ C_{12}H_{22}O_{11}(aq)$
a) $T_4 < T_2 < T_1 = T_3$
b) A garrafa 4 contém $NaC\ell$, uma substância iônica.
A concentração de soluto é igual à da garrafa 2, porém, o número ou concentração de partículas dissolvidas em 4 é o dobro do número de partículas dissolvidas em 2, por causa da dissociação do $NaC\ell$. As garrafas 1 e 3 não contêm soluto, apenas água e gelo em equilíbrio térmico; portanto, à mesma temperatura.

10. Alternativa C.
Quanto maior a concentração de partículas, menor o ponto de congelação ou solidificação. Considerando $\alpha = 100\%$:
$1\ KNO_3(s) \rightarrow 1\ K^{1+}(aq) + 1\ NO_3^{1-}(aq)$
1 mol de KNO_3 fornece 2 mol de íons em solução.
$1\ MgSO_4(s) \rightarrow 1\ Mg^{2+}(aq) + 1\ SO_4^{2-}(aq)$
1 mol de $MgSO_4$ fornece 2 mol de íons em solução.
$1\ Cr(NO_3)_3(s) \rightarrow 1\ Cr^{3+}(aq) + 3\ NO_3^{1-}(aq)$
1 mol de $Cr(NO_3)_3$ fornece 4 mol de íons em solução.
A solução de $Cr(NO_3)_3$ tem ponto de congelação mais baixo que as soluções dos outros dois sais.

11. Alternativa B.
O peixe de água doce é hipotônico e a água do mar é hipertônica; isso faz que o peixe perca água para o meio (sofra desidratação).

12. Alternativa E.
A solução com concentração de 0,2 mol/L é hipertônica em relação à concentração das células humanas. Na osmose, há passagem de solvente (água) do meio hipotônico para o hipertônico, sem gasto de energia, o que justifica a perda de água da célula para a solução.

13. Alternativa A.

Exercícios de revisão

8.1
a) Admitindo-se p = 760 mmHg, o líquido III é puro, porque possui ponto de ebulição 90 °C. O líquido I também é puro, sendo mais volátil que o III, pois apresenta maior pressão de vapor numa mesma temperatura.
b) II é a solução na qual o solvente é I; e IV é a solução na qual o solvente é III (as soluções têm pressão de vapor menor que seus respectivos solventes puros).

8.2 Alternativa D.
Ao erguer o êmbolo da seringa, a pressão sobre a água diminui. Essa diminuição de pressão faz que a temperatura de ebulição também diminua, o que pode provocar a ebulição da água em temperaturas inferiores a 100 °C.

8.3 Alternativa E.
Devido à válvula que mantém a pressão interna mais alta, porém constante, a temperatura de ebulição permanecerá a mesma durante a fervura. Desta forma, o tempo de cozimento não será afetado se o fogo ficar mais baixo, porém tal fato levará a uma boa economia.

8.4 Alternativa D.
As propriedades coligativas estão diretamente relacionadas com o número de partículas dispersas. Quanto maior o número de partículas na solução, maior o abaixamento crioscópico e, portanto, menor a temperatura de congelamento da solução. O ácido forte, estando mais ionizado, apresenta maior quantidade de partículas dispersas e consequentemente menor temperatura de congelamento.

8.5
a) $2\ H_3CCOOH(aq) + CaCO_3(s) \rightarrow$
$\rightarrow Ca(H_3CCOO)_2(aq) + CO_2(g) + H_2O(\ell)$
b) A variação de volume do ovo ocorre por causa de um processo de osmose. A água atravessa uma membrana semipermeável da região mais diluída para a região mais concentrada.
Existe uma concentração de proteínas muito elevada no ovo. Assim, quando o ovo é imerso no vinagre (solução diluída), a água entra no ovo, numa tentativa de tornar iguais as concentrações de soluto de ambos os lados da membrana semipermeável do ovo. Deste modo, o ovo aumenta de volume.
Quando se coloca o ovo numa solução de melaço, existe uma concentração de soluto (glicose) mais elevada na parte exterior do ovo do que no seu interior. Assim, a água sai do ovo, numa tentativa de diluir a solução exterior,

mais concentrada em glicose. Deste modo o ovo diminui de volume.

c) Porque a variação de volume causa uma variação da densidade (d = m/V). Pela fórmula, observamos que quanto maior o volume do ovo, menor a sua densidade, por isso o ovo sobe à tona. Quanto menor o volume do ovo, maior a densidade, por isso o ovo desce para o fundo do copo.

8.6 Alternativa E.

A planta é hipertônica e o meio é hipotônico, isso faz com que a planta receba água do meio (seja hidratada).

Compreendendo o mundo

É importante que tudo o que foi estudado em relação à poluição da água tenha sensibilizado o aluno para o problema de modo que ele queira tomar alguma atitude a respeito, seja economizar água em casa, na escola, seja elaborar uma campanha para conscientizar a comunidade. Incentive esse tipo de atitude e considere-a como um item importante de avaliação de seus alunos.

Unidade 3
Poluição térmica

O tema central desta unidade é poluição térmica. Trata-se de um tipo de poluição pouco discutida, que ocorre sem alarde, praticamente invisível, e que por isso tende a ser relegada como se fosse um problema menor. É um engano. A poluição térmica pode afetar sensivelmente o meio ambiente causando uma série de mudanças e desequilíbrios no ecossistema. Estar consciente de suas implicações e de suas formas de controle nos levará a tomar uma posição sobre o assunto e a agir da melhor forma em relação ao problema.

Antes de iniciar o estudo da unidade sugerimos que os alunos assistam ao vídeo: "SOS Meio Ambiente" (disponível em: <www.youtube.com/watch?v=TuIbDzAwXMg>. Acesso em: 20 fev. 2013), que tem duração de 4min57s. Ele apresenta o meio ambiente em duas versões: águas limpas, florestas intactas que contrastam com queimadas, peixes mortos, chaminés das indústrias lançando poluentes. No decorrer do vídeo, aparecem algumas frases para reflexões relacionadas a consumismo, um problema atual da maior gravidade que será tratado em detalhes no volume 3.

Como justificar para o aluno a importância do que ele irá aprender agora?

Vamos estudar a energia envolvida nas reações químicas começando por aquelas que ocorrem em nosso organismo quando retiramos energia dos alimentos e a usamos para manter nossos órgãos vitais em funcionamento, para dançar, correr, nadar, jogar bola ou ler um bom livro de Química (por que não?).

Mostraremos que algumas transformações ocorrem com liberação de energia e outras com absorção de energia e que podemos utilizar esse fenômeno para realizar trabalho a nosso favor como, por exemplo, na queima de combustíveis para movimentar veículos e máquinas ou em trocadores de calor (refrigeradores) para conservar nosso alimento e fornecer a água gelada tão importante em tempos de aquecimento global.

Falaremos também como os químicos fazem para controlar a velocidade das reações de modo a obter produtos de interesse industrial com maior rapidez e rendimento ou, ao contrário de modo a tornar mais lentas as reações que levam a degeneração de certos produtos como remédios, cosméticos, alimentos, para que eles se mantenham em condições de consumo por mais tempo.

Sugira então que o aluno use toda sua energia e rapidez para começar logo essa unidade.

Sobre como desenvolvemos o conteúdo

No estudo da termoquímica procuramos enfocar temas que fossem diretamente ao encontro dos interesses do aluno, como alimentação e nutrição, calorias dos alimentos, obtenção e gasto de energia.

Trabalhamos o conceito de entalpia a partir da definição de reações exotérmicas e endotérmicas e mostramos como é possível, por meio da análise de um gráfico, determinar se uma reação química absorve ou libera calor.

Nessa unidade também trabalhamos com cálculos de proporção (regra de três), para encontrar a quantidade de calor absorvida ou liberada por determinada reação e eventualmente utilizado na realização de trabalho.

Incluímos nessa unidade o estudo da cinética química porque são temas diretamente relacionados. Para que uma reação ocorra os reagentes devem atingir o complexo ativado, que representa sempre um processo de absorção de energia. O que vai definir, a partir do complexo ativado, se uma reação é exotérmica ou endotérmica é justamente o valor de ΔH.

Capítulo 9 – Reações exotérmicas e endotérmicas

Este capítulo inicia o estudo da termoquímica. Por meio de uma análise de alimentos, assunto do dia a dia, são abordados os conceitos de calor e caloria, absorção e liberação de energia.

Os processos endotérmicos e exotérmicos são discutidos também nas mudanças de estados físicos, principalmente aquelas que visam a realização de trabalho como nos refrigeradores domésticos, e nas reações químicas, com ênfase nas reações de combustão.

Objetivos

Analisar e compreender, de maneira geral, dados sobre composição dos alimentos.

Entender de onde vem a energia dos alimentos.

Compreender, de modo geral, como os seres vivos obtêm energia dos alimentos.

Calcular a energia fornecida pelos alimentos em função de sua composição.

Conceituar reações endotérmicas e exotérmicas.

Analisar e interpretar gráficos referentes a reações exotérmicas e endotérmicas.

Aplicar o conceito dos processos endotérmicos e exotérmicos nas mudanças de estados físicos e nas transformações químicas.

Contextualizar o assunto com problemas ambientais, como o smog e o efeito estufa.

Conteúdos específicos indispensáveis para a sequência dos estudos

• Processos endotérmicos e exotérmicos: reações químicas e estados físicos.

• Gráficos dos processos: endotérmicos e exotérmicos.

Comentários e sugestões

Inicie a aula discutindo o significado da composição dos alimentos que estão nas imagens da página 137 (observe que há uma coluna com opções de alimentos saudáveis e outra com opções de alimentos do tipo *junk food*). Deixe que os alunos expressem suas ideias sem ainda interferir nos conceitos que possam estar errados. Conduza a discussão abordando os conceitos químicos que julgar mais importantes.

Peça aos alunos que resolvam em grupos alguns exercícios sobre o cálculo de caloria dos alimentos. É importante fazer a correção na lousa para sanar possíveis dúvidas, inclusive as relacionadas à conversão de unidades de calor.

Ressalte, sempre que possível, que o calor é uma forma de energia em trânsito (conceito já trabalhado no volume 1).

Sobre os cálculos referentes à quantidade de calor e calor latente, é interessante a integração entre a Física e a Química. Durante o planejamento escolar, veja a possibilidade de essa integração ocorrer para que quando esses cálculos forem solicitados em Química já sejam de conhecimento dos alunos.

Discuta e auxilie os alunos a interpretar o calor envolvido nas reações químicas e nas mudanças de estados físicos. Tente sempre que possível fazer associações com fatos cotidianos.

Caso tenha tempo e interesse, convide um profissional da área de nutrição para discutir em classe os cuidados e escolhas que devemos fazer para conseguir uma alimentação balanceada, que mantenha e promova a nossa saúde.

Experimento: Calor e trabalho

Este experimento pode ser realizado de forma demonstrativa pelo professor durante as discussões em sala de aula.

Investigue

1. Não queima. Quando colocamos o copo de papel com água sob a chama, a temperatura do sistema começa a aumentar progressivamente até atingir 100 °C (sob pressão de 1 atm). Nesse momento a água entra em ebulição e a temperatura para de subir, ou seja, todo o calor fornecido pela chama passa a ser utilizado para mudar o estado da água de líquido para vapor. Enquanto a água líquida estiver passando para vapor, a temperatura do sistema permanece constante.
2. Quando toda a água líquida tiver passado para vapor, a temperatura do sistema começará a subir até atingir 230 °C que é a temperatura necessária para que o papel comece a queimar.
3. Não. O calor da chama é absorvido pela água que se encontra no interior do balão, impedindo que o látex amoleça e o balão estoure.

Conversa com o professor

Os três primeiros princípios da termodinâmica

A termodinâmica é uma ciência que estuda as transformações dos diversos tipos de energia ligados à transferência de calor e trabalho entre o(s) sistema(s) e o meio ambiente.

A termoquímica é uma parte da termodinâmica que estuda as trocas de calor desenvolvidas durante uma reação química entre o sistema e o meio ambiente, além do possível aproveitamento desse calor na realização de trabalho.

Sendo assim, julgamos proveitoso ter uma visão global dos princípios fundamentais da termodinâmica antes de centralizar nosso estudo especificamente na termoquímica. Para isso, é importante estabelecer algumas definições e conceitos:

Sistema: chamamos sistema a uma parte isolada do universo físico cujas propriedades estão sendo estudadas.

Fronteira: são os limites que definem o espaço físico do sistema, separando-o do resto do Universo.

Vizinhança ou meio ambiente: é a porção do Universo que rodeia as fronteiras do sistema e que pode, na maioria dos casos, interagir com ele.

A quantidade de calor, Q, cedida ou recebida por um corpo depende da massa, m, da variação de temperatura, Δt, e do calor específico do material, c, determinado experimentalmente.

$Q = m \cdot c \cdot \Delta t$

Princípio zero

A condição fundamental para que a energia possa ser transferida de um corpo a outro na forma de calor é que haja diferença de temperatura entre os corpos.

A energia na forma de calor só flui de um corpo de maior temperatura (mais quente) para outro de menor temperatura (mais frio). A menos que um dos corpos esteja mudando de fase de agregação, os corpos envolvidos na troca de calor tendem a adquirir uma temperatura igual e intermediária dentre as que apresentavam individualmente. A constatação desse fenômeno resulta no enunciado do princípio zero da termodinâmica:

"Sistemas em contato térmico, em que estão envolvidas trocas de calor, só estarão em equilíbrio completo um com o outro quando tiverem atingido a mesma temperatura, isto é, a mesma agitação térmica entre suas partículas constituintes."

O trabalho, assim como o calor, é uma **forma** na qual a energia pode ser transferida diretamente de um sistema a outro ou entre um sistema e o meio ambiente. O trabalho não existe como tal antes ou depois da transferência, somente durante. Não podemos dizer que o sistema ou o meio ambiente "contém trabalho", mas apenas que possui capacidade de fornecer ou de absorver trabalho. Concluindo: o trabalho é uma energia em trânsito.

A diferença fundamental entre calor e trabalho é que para a energia ser transferida de um corpo a outro na forma de trabalho não é necessário que haja diferença de temperatura entre os corpos. Resumindo, podemos dizer:

Calor é a troca de energia sob influência de diferenças de temperatura.

Trabalho é a troca de energia sem influência de diferenças de temperatura.

Todo sistema possui ainda determinado conteúdo energético, que engloba sua energia externa e interna.

Energia externa: está relacionada a fatores como o movimento do sistema ao longo do espaço e sua posição no campo gravitacional.

Energia interna: está relacionada a fatores como as atrações intermoleculares, os movimentos de rotação, translação e vibração de moléculas, íons e átomos, assim como dos elétrons e dos núcleons que compõem os átomos.

A termodinâmica, e especificamente a termoquímica, estuda principalmente os aspectos relacionados à energia interna, U, dos sistemas, pois, em última análise, as reações químicas se resumem justamente em uma variação de energia interna, ΔU, dos sistemas.

Primeiro princípio

Quando ocorre troca de calor entre um sistema e o meio ambiente, com consequente realização de trabalho pelo (ou sobre o) sistema, a diferença entre o calor, Q, trocado e o trabalho, T, realizado é igual à variação da energia interna do sistema, ΔU.

A variação da energia interna, ΔU, é fornecida pela diferença entre a energia interna final, U_f, e a energia interna inicial, U_i, do sistema.

$\Delta U = U_f - U_i$ e $\Delta U = Q - T$ ou $U_f - U_i = Q - T$

Essa constatação é enunciada como o primeiro princípio da termodinâmica.

A variação de energia interna, ΔU, de um sistema é igual à diferença entre o calor, Q, trocado com o meio ambiente e o trabalho, T, realizado pelo (ou sobre o) sistema.

Em um trabalho de expansão (+):

$\Delta U = Q - T.$

Em um trabalho de compressão (–):

$\Delta U = Q - (-T) \quad \therefore \quad \Delta U = Q + T.$

Quando uma transformação de estado de um sistema gasoso ocorre sem que haja troca de calor entre o sistema e o meio ambiente, Q = zero, essa transformação é denominada **adiabática**.

Em uma expansão adiabática, como $Q = 0$:

$\Delta U = 0 - T \quad \rightarrow \quad \Delta U = -T.$

Em uma compressão adiabática, como $Q = 0$:

$\Delta U = 0 - (-T) \quad \rightarrow \quad \Delta U = +T.$

Variação da energia interna

Chamamos Q_V ao calor trocado a volume constante e Q_P ao calor trocado a pressão constante. Como a variação da energia interna, ΔU, está relacionada ao calor trocado, Q, o cálculo de ΔU depende do tipo de transformação, isocórica ou isobárica, sofrido pelo sistema.

Transformação isocórica: volume constante.

Sabemos que: $T = P \cdot \Delta V$.

Numa transformação isocórica, $\Delta V = 0$ e $T = 0$.

Como $\Delta U = Q - T$, se $T = 0$,

então: $\Delta U = Q_V$

Na transformação isocórica, a variação da energia interna do sistema é igual ao calor trocado a volume constante.

Transformação isobárica: pressão constante.

A energia interna do sistema será calculada por:

$\Delta U = Q_p - T$

Como, $T = P \cdot \Delta V \rightarrow \Delta U = Q_p - P \cdot \Delta V$

Assim: $U_f - U_i = Q_p - P \cdot (V_f - V_i)$

Logo, $Q_p = U_f - U_i + P \cdot (V_f - V_i)$

e $Q_p = U_f - U_i + P \cdot V_f - P \cdot V_i$

De onde $Q_p = (U_f + P \cdot V_f) - (U_i + P \cdot V_i)$

Então: $Q_p = \Delta(U + P \cdot V)$

A quantidade $U + P \cdot V$ é denominada entalpia, H, do sistema ou conteúdo calorífico.

A variação $\Delta(U + P \cdot V)$ é igual à variação de entalpia, ΔH, que é igual ao calor trocado à pressão constante, Q_p.

Assim, definimos, à pressão constante:

$H = U + P \cdot V \rightarrow$ entalpia

$H_f = U_f + P \cdot V_f \rightarrow$ entalpia no estado final

$H_i = U_i + P \cdot V_i \rightarrow$ entalpia no estado inicial

$\Delta H = H_f - H_i \rightarrow$ variação de entalpia

Concluindo:

Numa transformação isobárica, a variação da energia interna, ΔU, do sistema é igual à diferença entre o calor trocado à pressão constante, Q_p, e o trabalho realizado, $P \cdot \Delta V$.

Como o trabalho trocado à pressão constante, Q_p, é igual à variação de entalpia, ΔH, então:

$$\Delta U = \Delta H - P \cdot \Delta V$$

Segundo princípio

Vimos que o calor (Q) e o trabalho (T) são duas formas diferentes de energia em trânsito.

Essas formas de energia podem ser interconvertidas. O calor pode ser usado para realizar trabalho, e é possível converter trabalho em calor.

O consumo de determinada quantidade de trabalho (T), de qualquer origem, produz sempre a mesma quantidade de calor (Q) e vice-versa.

Assim, podemos dizer que a relação trabalho/calor é sempre constante:

$$\frac{T}{Q} = \text{constante}$$

As grandezas trabalho e quantidade de calor devem ser expressas em joules, J, de acordo com o Sistema Internacional de Unidades, SI.

Uma outra unidade admitida provisoriamente pelo SI (e ainda muito utilizada em Química) para expressar quantidade de calor é a caloria, cal.

$$1 \text{ cal} = 4{,}1868 \text{ J} \quad \therefore \quad 1 = 4{,}1868 \text{ J} \cdot \text{cal}^{-1}$$

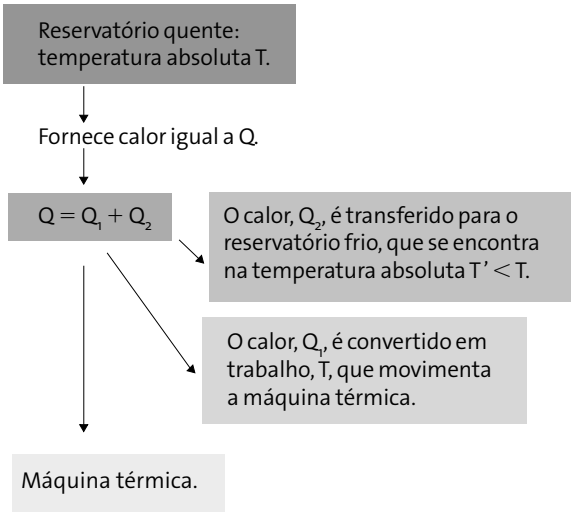
É importante observar o seguinte:

Para uma partícula ou um conjunto pequeno de partículas, os conceitos de calor e trabalho não se aplicam. A diferença entre calor e trabalho só é estabelecida para sistemas macroscópicos. Portanto, a Termodinâmica só estuda esse tipo de sistema.

É impossível a conversão integral de calor em trabalho. Apesar de a lei da conservação da energia permitir teoricamente a conversão total de calor em trabalho, na prática essa conversão será sempre parcial. Essa constatação é enunciada como o segundo princípio da termodinâmica.

É impossível extrair calor de um reservatório quente e convertê-lo em trabalho sem que, durante a operação, uma parte desse calor seja transferida a outro reservatório frio.

Assim, se tivermos um reservatório quente que forneça uma quantidade de calor, $Q = Q_1 + Q_2$, parte desse calor, por exemplo, Q_1, poderá ser usada para movimentar uma máquina térmica, convertendo-se em trabalho, T, mas uma outra parte desse calor, Q_2, deverá ser transferida para um reservatório frio, que pode inclusive ser o ar atmosférico.



Conversa com o professor

O desenvolvimento do termômetro

Em maior ou menor grau, todas as substâncias se dilatam ou se expandem com o aumento de temperatura. Na Antiguidade, os gregos de Alexandria, por exemplo, já sabiam que o ar sofre expansão ao ser aquecido.

Os termômetros (instrumentos utilizados para medir a temperatura) contêm um fluido que pode ser um gás (em geral o ar) ou um líquido (como mercúrio ou álcool). Esse fluido expande-se ou se contrai de acordo com a temperatura do sistema que esteja em contato com o termômetro, até que o equilíbrio térmico seja estabelecido. Nesse ponto, é só ler a temperatura do sistema na escala do termômetro. Para cada grau Celsius de variação de temperatura, o volume dos fluidos expande-se na seguinte proporção:

Substância	Expansão aproximada
Álcool	1,00 parte em 1000
Mercúrio	2,00 partes em 10000
Ar	3,67 partes em 1000

O mercúrio mede uma faixa extensa de temperatura; o álcool mede uma faixa menor. O gás, cuja capacidade de expansão é cerca de quatro vezes maior que a do mercúrio, é usado apenas para detectar pequenas variações de temperatura dentro de uma faixa bem estreita.

No século XVIII o astrônomo dinamarquês Ole Christensen Römer (1644-1710) — o primeiro cientista a medir a velocidade da luz (em ≈210000 km/s) — percebeu que uma escala termométrica necessitava de dois pontos fixos para poder ser usada cientificamente — um "ponto de congelamento" e um "ponto de ebulição".

Römer projetou seu termômetro em 1708, usando o álcool como líquido e para obter o "ponto de congelamento" empregou primeiro uma mistura de água e gelo; depois, ao que tudo indica uma mistura de gelo e cloreto de amônio. Para o "ponto de ebulição", ele considerou a temperatura da água fervendo e dividiu o espaço entre os dois pontos em 60 graus.

Römer não recebeu o reconhecimento devido por seu trabalho. O crédito para a escala com dois pontos fixos — ou melhor, para uma modificação dela — foi concedido ao físico holandês Gabriel Daniel Fahrenheit (1686-1736), que, após uma visita a Römer, em 1708, começou a produzir seus próprios termômetros.

Alguns historiadores dizem que Fahrenheit se enganou, a princípio, quanto aos detalhes da escala de Römer. Por exemplo, apesar de ter compreendido a necessidade de dois pontos fixos, tomou como o ponto mais elevado da escala a temperatura do sangue em vez da temperatura do ponto de ebulição da água.

Em contrapartida, Fahrenheit descobriu um método especial para purificar o mercúrio e foi o primeiro a utilizá-lo como fluido em termômetros, o que gerou progressos significativos nesse campo, pois o mercúrio abrange um intervalo mais amplo de temperatura; as medidas podem ser facilmente reproduzidas nas mesmas condições. Ele aperfeiçoou sua escala passando a usar como pontos de referência as temperaturas de fusão do gelo (32 °F) e de ebulição da água (212 °F), à pressão atmosférica, e dividiu esse intervalo (212 – 32) em 180 partes (grau Fahrenheit).

Em 1742, o astrônomo, físico e matemático sueco Anders Celsius (1701-1744) propôs uma nova escala termométrica, publicada pela Real Sociedade Sueca. Inicialmente Celsius escolheu o "zero grau" como sendo o ponto de ebulição da água, atribuindo os "100 graus" ao ponto de congelamento. Mais tarde, o biólogo sueco Carolus Linnaeus (1707-1778) inverteu esses pontos, surgindo, assim, a escala "centígrada" (que significa literalmente "dividida em cem graus"). Em 1948 o nome dessa escala viria a ser oficialmente alterado para "escala Celsius".

Lembre-se de que a temperatura é uma medida da agitação térmica das partículas que constituem a matéria. A temperatura é diretamente proporcional à energia cinética das partículas de um corpo. A diferença é que a temperatura não depende da massa, enquanto a energia cinética depende.

Mais ou menos na mesma época em que Celsius publicou sua escala, o cientista francês Réné-Antoine Ferchault Réaumur (1683-1757), que fazia experimentações com um termômetro de álcool, concluiu que essa substância tem uma expansão da ordem de 80 partes por mil entre o ponto de congelamento e o ponto de ebulição da água.

Conversão:

$$\frac{°C}{5} = \frac{°R}{4} = \frac{°F - 32}{9}$$

Em 1730, produziu então uma escala termométrica de 80 graus, que foi muito utilizada durante algum tempo na Europa Ocidental. Naquela época, os conceitos de temperatura e calor ainda não estavam bem definidos. Para o calor, por exemplo, havia duas concepções principais:

A primeira baseava-se no fato bem conhecido desde a Antiguidade de que o calor podia ser produzido pela fricção de dois corpos. Essa ideia foi sustentada por Robert Boyle (1627-1691), John Locke (1632-1704) e Daniel Bernoulli (1700-1782), que afirmavam que o calor era uma forma de movimento, possivelmente uma vibração.

A segunda apoiava-se no fenômeno de mistura de duas substâncias que se encontram a temperaturas diferentes. Tal fenômeno podia ser interpretado facilmente considerando o calor como um fluido elástico, indestrutível e imponderável, denominado calórico. Foi o físico William Clenghorn quem, em 1779, em sua dissertação na Universidade de Edimburgo (Escócia), publicou o que é considerada a primeira exposição detalhada dessa teoria.

O conceito do calor como substância imponderável acabou se tornando aceito pela maioria — a teoria do "calórico", como a chamaram os químicos franceses Antoine Laurent Lavoisier (1743-1794) e Claude-Louis Berthollet (1748-1822).

Porém, sempre havia os que pensavam de modo diferente, até que, no final do século XVIII, o americano Benjamin Thompson Rumford, futuro conde Rumford (1753-1814), mostrou por meio de seu experimento, ao construir canhões de ferro para o príncipe da Baviera, que o calor podia ser gerado pela fricção. Esse fenômeno não poderia ser explicado pela teoria do calórico, mas sim pela teoria da vibração. A questão, no entanto, só seria resolvida na metade do século XIX, e mesmo nessa época havia físicos famosos, como William Thomson Kelvin — lorde Kelvin — (1824-1907), que ainda acreditavam na hipótese do fluido imponderável.

Se a natureza do calor era motivo de polêmica, o desenvolvimento da termometria possibilitou o desenvolvimento de outro trabalho quantitativo — a medição do calor, qualquer que fosse sua natureza.

Examinando o calor envolvido nas misturas (água quente e água fria, por exemplo), chegou-se à conclusão de que os corpos perdem calor para o ambiente que os circunda e que quaisquer experimentos de medidas de temperatura deveriam levar esse fato em conta, além das perdas de calor nos próprios aparelhos em que os corpos estão contidos. Isso gerou maior preocupação com a precisão das medidas.

O trabalho mais significativo do século XVIII, nesse sentido, foi apresentado pelo médico, químico e físico escocês Joseph Black (1728-1799), que constatou que corpos de diferentes matérias têm diferentes capacidades de armazenar calor. Até aquela época acreditava-se que, quando vários corpos de diferentes materiais apresentavam a mesma temperatura, todos possuíam a mesma quantidade de calor.

Black, porém, observou que à mesma temperatura um bloco de ferro parece mais quente que um bloco de madeira de igual volume. Isso o levou, na década de 1760, ao conceito de calor específico, hoje definido como a quantidade de calor necessária para elevar de um grau Celsius a temperatura de um grama de determinado material.

Black também forneceu métodos experimentais para medir o calor específico. Além disso, ele estudou o calor necessário para mudar a fase de agregação de um corpo. Experimentos sobre esse assunto o levaram a propor um segundo conceito, que ele chamou "calor latente" de fusão ou de vaporização, definido atualmente como:

Calor latente de fusão é a quantidade de calor necessária para passar um grama do material da fase sólida para a fase líquida, sem que haja alteração da temperatura.

Calor latente de vaporização é a quantidade de calor necessária para passar um grama do material da fase líquida para a fase vapor, sem que haja alteração da temperatura.

Os conceitos propostos por Black foram importantes porque trataram de modo quantitativo um assunto que, no início do século XVII, parecia sem solução.

Também tiveram importantes aplicações práticas, sendo a mais notável o desenvolvimento do condensador separado para os motores a vapor, criado pelo engenheiro escocês James Watt (1736-1819), uma invenção que revolucionou esses motores e os tornou economicamente viáveis.

Conversa com o professor

Buscando uma definição para o calor

Tanto a Física quanto a Química interessam-se pelo estudo das trocas térmicas entre os corpos. Francis Bacon (1561-1626), um dos fundadores da ciência experimental moderna, buscou reunir elementos que pudessem explicar a natureza e melhor colocar o calor a serviço da humanidade. Investigador meticuloso, Bacon propôs que fossem listados todos os fenômenos em que ele estivesse presente e também aqueles em que estivesse ausente. Depois, passou à elaboração de uma terceira lista (ou tábua, conforme sua própria denominação), com o objetivo de distinguir os graus de manifestação mais ou menos intensa.

As tábuas baconianas pretendiam arrolar observações isentas de qualquer teorização prévia. Assim, tocar em um recipiente contendo cal virgem (óxido de cálcio) logo após a adição de água ou manusear o esterco recente de um cavalo eram experiências que acusavam a presença do calor. Por outro lado, perceber que certos metais (ouro, por exemplo) não produziam calor sensível quando dissolvidos pela água-régia era um indicativo da ausência do fenômeno. Examinando o comportamento de diferentes materiais, tornava-se possível compará-los (terceira tábua) e concluir que o tijolo, a pedra e o ferro, depois de aquecidos ao rubro, conservavam calor por muito tempo.

Segundo Bachelard (1996, p. 74), a qual conclusão chegou finalmente Bacon? "O infeliz calor, premido pelo juiz [no caso, o próprio Bacon], é forçado a confessar que é um ser ansioso, agitado e fatal para a existência civil de todos os corpos".

Embora a conclusão possa ser hoje risível, cabe salientar duas coisas, a primeira em defesa de Bacon: o mais importante era a proposição de um método para instruir o intelecto na investigação da natureza. A segunda critica o autor: nenhuma pesquisa científica pode prescindir de hipóteses ou mesmo de teorias prévias, já que a observação e a experiência, por si sós, não levam a razão muito longe.

Os estudos sobre a natureza do calor estiveram sempre na ordem do dia para os químicos e físicos dos séculos XVIII e XIX. Lavoisier apoiava a chamada "hipótese calórica", segundo a qual o calor se devia à transmissão de um fluido (calórico) dos corpos mais quentes para os mais frios. [...]

No campo industrial, as aplicações do calor foram se tornando progressivamente mais importantes. O escocês James Watt patenteou, em 1769, a primeira máquina a vapor, desencadeando a procura por engenhos com eficiência cada vez maior, isto é, com maior rendimento na conversão de calor em trabalho mecânico. Tal corrida resultou na criação de uma área de conhecimento para o estudo dos fenômenos térmicos: a Termodinâmica, que estabeleceu os princípios da conservação da energia (primeiro princípio) e do aumento da entropia [desordem] do Universo (segundo princípio).

A Termodinâmica promoveu uma abertura de pensamento que levou os(as) cientistas a se tornarem mais exigentes com respeito às teorias que formulavam. Em vista disso, em fins do século XIX, a 'hipótese calórica' perdia prestígio e novos meios de explicação eram buscados. Uma ferramenta importante nessa busca foi a teoria atômico-molecular, que serviu de apoio a Ludwig Boltzmann para a formulação da teoria cinética dos gases. Reconhecida somente após sua morte, a teoria de Boltzmann levou os físicos do século XX a estabelecer os atuais conceitos de temperatura (medida do grau de agitação molecular médio de um corpo) e calor (fluxo de energia entre corpos mantidos a diferentes temperaturas). [...]

Mas o que é, afinal, a energia? O termo é de origem grega (energeia) e significa força ou trabalho. Em 1807, o físico inglês Thomas Young propôs que a energia fosse definida como capacidade para realizar trabalho, conceito que é até hoje amplamente utilizado. Contudo, essa definição nada diz sobre a natureza mais específica da energia. Isso não nos deve deixar constrangidos, pois outras questões igualmente desafiadoras podem ser colocadas: [...]"

OLIVEIRA, Renato José de; SANTOS, Joana Mara. Energia e Química. Química Nova na Escola, n. 8, nov. 1998. Disponível em: <http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc08/conceito.pdf>. Acesso em: 20 fev. 2013.

Resolução das questões

1. Alternativa A.

Alimento	Método tradicional	Novo método
Feijão (1 concha)	68 kcal	45 kcal
Arroz branco (4 colheres de sopa)	155 kcal	140 kcal
Batatas fritas (2,5 colheres de sopa)	308 kcal	270 kcal
Contrafilé grelhado (64 g)	147 kcal	127 kcal

68 + 155 + 308 + 147 = 678 kcal (método tradicional)

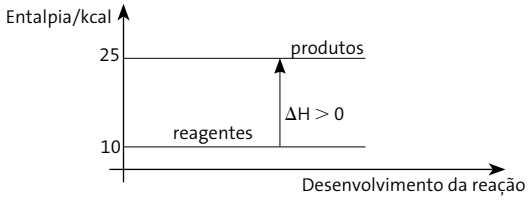
45 + 140 + 270 + 127 = 582 kcal (novo método)
678 − 582 = 96 kcal de redução comparando-se o método tradicional e o novo método.
678 _____ 100%
96 _____ x
x = 14,15%

2. a) Gasto metabólico: 4,2 · 60 · 24 = 6048 kJ
Gasto energético por digestão e absorção (10% da energia dos alimentos): 10% de 7600 = 760 kJ
Atividade física moderada: 40% de 6048 = 2419,2 kJ
Total: 6048 + 760 + 2419,2 = 9227,2 kJ
b) Ingestão de 7600 kJ
Perda de 9227,2 kJ
No total há uma perda de 9227,2 − 7600 = 1627,2 kJ
450 g _____ 15000 kJ
x _____ 1627,2 kJ

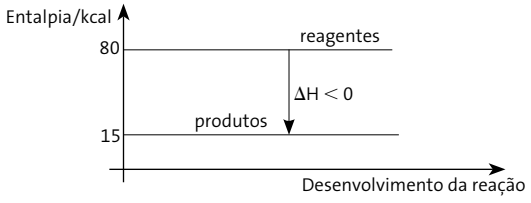
$x = \frac{1627{,}2 \cdot 450}{15000} \rightarrow x = 48{,}816\ g$

A perda de 1627,2 kJ corresponde, em massa, a uma perda de 48,816 g

3. a) $\Delta H = H_p - H_R \rightarrow \Delta H = 25 - 10$
$\Delta H = +15$ kcal (reação endotérmica)



b) $\Delta H = H_p - H_R \rightarrow \Delta H = 15 - 80$
$\Delta H = -65$ kcal (reação exotérmica)



4. a) $\Delta H = H_p - H_r$
$\Delta H = -30 - 80 \rightarrow \Delta H = -110$ kcal
Reação exotérmica (libera energia).
b) $\Delta H = H_p - H_r$
$\Delta H = 70 - 20 \rightarrow \Delta H = +50$ kcal
Reação endotérmica (absorve energia).

5. Todas as alternativas (0, 1, 2 e 3) estão corretas.

6. a) Do gráfico: $Sn(s) + O_2(g) \rightarrow SnO_2(s)$,
$\Delta H = -581$ kJ/mol; então em:
$SnO_2(s) \rightarrow Sn(s) + O_2(g)$
$\Delta H_1 = +581$ kJ/mol
b) $SnO(s) + \frac{1}{2} O_2(g) \rightarrow SnO_2(s)$
$\Delta H_2 = (-581) - (-286) \rightarrow \Delta H_2 = -295$ kJ/mol

7. a) Endotérmica
b) Exotérmica
c) Exotérmica
d) Endotérmica

8. Alternativa A.
Q = 7 kcal/g de álcool etílico.
Da densidade do álcool etílico encontramos, em mL, o equivalente a 1 g.
0,8 g _____ 1 mL de álcool etílico
1 g _____ x
x = 1,25 mL de álcool
Desse modo:
7 kcal _____ 1,25 mL de álcool etílico
3500 kcal _____ V
V = 625 mL de álcool etílico

9. Alternativa B.
$C_2H_2(g) + \frac{5}{2} O_2(g) \rightarrow 2\ CO_2(g) + H_2O(g)$
$H_2O(\ell) \rightarrow H_2O(v)$ Q = +10 kcal/mol
Energia para evaporar 360 g de água líquida:
1 mol de H_2O _____ 18 g de H_2O
x _____ 360 g de H_2O
x = 20 mol de H_2O
10 kcal _____ 1 mol de H_2O
y _____ 20 mol de H_2O
y = 200 kcal
Logo, 200 kcal são necessários para evaporar 360 g de água proveniente da queima do acetileno:
310 kcal _____ 1 mol de C_2H_2
200 kcal _____ z
$z \approx 0{,}645$ mol de C_2H_2

10. Como $\Delta H > 0$, a reação é endotérmica.
Sendo a massa molar do O_2 = 32 g/mol
$3\ O_2(g) \rightarrow 2\ O_3(g) \quad \Delta H = +68$ kcal
3 · 32 g de $O_2(g)$ _____ 68 kcal
1 g de O_2 _____ x
$x \approx 0{,}708$ kcal

11. Alternativa B.
Se $\Delta H^0 < 0$, a reação será exotérmica e a bolsa esquenta.
Se $\Delta H^0 > 0$, a reação será endotérmica e a bolsa esfria.

Exercícios de revisão

9.1 Alternativa B.
Considerando a composição do pão sendo basicamente carboidrato, ou seja, açúcar:
$Q = m \cdot c \cdot \Delta t \rightarrow 10\ kJ = 1{,}0\ g \cdot c_{açúcar} \cdot 8{,}3\ ^oC$
$C_{açúcar} = 1{,}205$ kJ/g.°C
Logo: $Q = m \cdot c \cdot \Delta t$
32,5 kJ = 2,0 g · 1,205 kJ/g.°C · Δt
$\Delta t \approx 13{,}5\ ^oC$

9.2 Alternativa B.

9.3 Alternativa D.
Para reações exotérmicas, Hr > Hp.

9.4 Alternativa A.

O hidrocarboneto, apresentado, que libera maior quantidade de energia por kg de substância queimada é o metano.

1 mol metano ___ 16,04 g ___ −890 kJ

1000 g ___ x → x = −55486 kJ = −55,5 MJ

1 mol etano ___ 30,07 g ___ −1560 kJ

1000 g ___ y → y = −51879 kJ = −51,9 MJ

1 mol propano ___ 44,07 g ___ −2220 kJ

1000 g ___ z → z = −50374 kJ = −50,4 MJ

1 mol butano ___ 58,12 g ___ −2878 kJ

1000 g ___ k → k = −49518 kJ = −49,5 MJ

1 mol iso-octano ___ 144,22 g ___ −5461 kJ

1000 g ___ w → w = −37866 kJ = −37,9 MJ

9.5

A massa molar do $C_{20}H_{42}(s)$ é igual a 282 g/mol

282 g de $C_{20}H_{42}(s)$ _____ 13300 kJ

10 g de $C_{20}H_{42}(s)$ _____ x

x ≈ 471,63 kJ liberados na queima de 10 g de $C_{20}H_{42}(s)$

9.6 Alternativa A.

– Alumínio:

$d = \frac{m}{v} \rightarrow 2{,}7\ g/cm^3 = \frac{m}{500\ cm^3} \rightarrow m = 1350\ g$

$Q = m \cdot c \cdot \Delta t$

$Q = 1350 \cdot 0{,}92 \cdot 1$

$Q = 1242\ J$

– Ferro:

$d = \frac{m}{v} \rightarrow 7{,}9\ g/cm^3 = \frac{m}{500\ cm^3} \rightarrow m = 3950\ g$

$Q = m \cdot c \cdot \Delta t$

$Q = 3950 \cdot 0{,}46 \cdot 1$

$Q = 1817\ J$

Capítulo 10 – Cálculos da variação de entalpia

Este capítulo discute os conceitos de entalpia-padrão de combustão e entalpia-padrão de formação das substâncias. Também apresenta a lei de Hess, em que a variação de entalpia de uma reação química pode ser obtida por meio da soma de uma sequência de reações cujos valores de variação de entalpia foram determinados experimentalmente.

Apresenta também outras duas formas de calcular o valor da variação de entalpia de uma reação química. A primeira se baseia nos valores tabelados de entalpias de formação dos reagentes e produtos, e a segunda na energia de ligação das substâncias que participam da reação.

Objetivos

Analisar a energia liberada de um combustível, a partir de valores do calor de combustão.

Reconhecer e compreender as reações químicas de formação de um mol da substância, considerando que os reagentes estejam na forma mais estável.

Analisar e compreender tabelas que trazem os valores de entalpia de formação.

Determinar variação de uma reação química aplicando a lei de Hess.

Compreender e determinar o cálculo da variação de entalpia de uma reação química, por meio dos valores de entalpia de formação dos reagentes e produtos que são fornecidos.

Conceituar energia de ligação.

Entender os procedimentos utilizados para efetuar cálculos utilizando os valores de energia de ligação.

Conteúdos específicos indispensáveis para a sequência dos estudos

Entalpia-padrão de formação.

Entalpia-padrão de combustão.

Aplicação da lei de Hess.

Formas de calcular variação de entalpia de uma reação química: com base nos valores de entalpia de formação dos reagentes e produtos e por meio da energia de ligação.

Comentários e sugestões

Inicie a aula definindo com seus alunos o conceito de entalpia-padrão.

Pergunte a eles quais substâncias estão envolvidas numa reação de combustão. A partir das respostas que forem surgindo, equacione alguns exemplos de reações de combustão e associe a essas reações o conceito de entalpia-padrão de combustão.

Coloque na lousa alguns exemplos de reações, por exemplo, de síntese, decomposição, combustão, neutralização e peça a eles que identifiquem quais são reações referentes à formação de um mol de substância. Partindo das ideias e observações dos alunos sobre as equações que estão na lousa, conceitue entalpia-padrão de formação.

Sobre a lei de Hess ressalte a representação algébrica das reações e formas para realizar os cálculos.

No estudo deste capítulo é importante que o aluno compreenda que o valor da variação de entalpia é proporcional às quantidades de reagentes e produtos. Ou seja, se multiplicamos os coeficientes da reação por 2, o valor de ΔH também é multiplicado. Outro aspecto relevante nesta aula é que o aluno compreenda que o valor do ΔH quando analisado para uma mesma reação que se processa no sentido direto e inverso apresenta o mesmo valor em módulo, mudando apenas o sinal.

Sobre os exercícios deixe que os alunos resolvam individualmente. Posteriormente, quando os alunos já tiverem resolvido, proponha que façam grupos para discutir suas

respostas e tentar chegar a um consenso. É importante corrigir na lousa os exercícios que julgar mais importantes.

Exercícios adicionais podem ser propostos como tarefa de casa e ser entregues numa folha. Essa proposta pode ser utilizada como avaliação, na qual também verifica-se o compromisso dos alunos com as atividades propostas.

Explique na lousa o exemplo da página 160 que calcula a variação de entalpia da reação a partir dos valores de entalpia de formação de reagentes e de produtos. É importante nesta aula que o aluno compreenda que existe uma relação de proporcionalidade entre a entalpia de formação das substâncias e seus respectivos coeficientes na equação química balanceada.

Sobre os cálculos envolvendo a energia de ligação é importante que o aluno reconheça que as ligações rompidas são processos endotérmicos e as ligações formadas, processos exotérmicos.

Sugere-se que os exercícios sejam feitos em grupos de três alunos. Posteriormente, um voluntário de cada grupo pode resolver um exercício na lousa. Caso note alguma informação errada, interfira e discuta com seus alunos para que eles mesmos percebam o erro.

Trabalho em equipe

O objetivo deste trabalho em grupo é levar o aluno a questionar os valores atuais da nossa sociedade, embutidos pela propaganda.

Se possível, permita que os alunos leiam a reportagem na íntegra, no *site* indicado na internet.

O diamante é só uma pedra bonita, muito útil industrialmente graças a sua elevada dureza. Mas a propaganda atribui a essa pedra um valor emocional tão grande (relacionado principalmente à beleza e ao amor "eternos") que ela se torna objeto de desejo de muitas pessoas.

A noção de que muitos países estão sendo explorados financeiramente para a extração dessa pedra que gera, ao mesmo tempo, riqueza para poucos e miséria e sofrimento para muitos deve levar o aluno a uma série de reflexões sobre valores, consumismo, justiça e cidadania.

A indignação diante da exploração do trabalho humano e a percepção do absurdo da guerra pelo controle das minas para a extração de diamantes que vão gerar riqueza em outro país devem ser levados em consideração na hora de avaliar o aluno.

Resolução das questões

1. Alternativa D.

Pela equação da reação, observamos que 1 mol de CH_4 produz 1 mol de CO_2 (44 g/mol):

44 g de CO_2 _____ 800 kJ

x _____ $2{,}4 \cdot 10^9$ kJ

$$x = \frac{2{,}4 \cdot 10^9 \cdot 44}{800} \rightarrow x = 0{,}132 \cdot 10^9 \text{ g de } CO_2$$

$x = 132 \cdot 10^6$ g ou 132 toneladas de CO_2/hora

2. Alternativa B.

$C_4H_{10} = 58$ g/mol

58 g de C_4H_{10} _____ 2900 kJ

x _____ 60000 kJ

$$x = \frac{60000 \cdot 58}{2900} \rightarrow x = 1200 \text{ g ou } 1{,}2 \text{ kg de } C_4H_{10}$$

3. Alternativa C.

1 mol _____ 96 kcal _____ 12 g de C

x _____ 10 g de C

$x = 80$ kcal

80 kcal _____ 100%

60 kcal _____ y

$y = 75\%$

4. a) $Ca(OH)_2(s)$; 74 g/mol $\quad \Delta H = -987{,}2474$ kJ/mol

$H_2SO_4(\ell)$; 98 g/mol $\quad \Delta H = -811{,}8624$ kJ/mol

$C_2H_4O_2(\ell)$; 60 g/mol $\quad \Delta H = -487{,}3435$ kJ/mol

NaOH(s); 40 g/mol $\quad \Delta H = -427{,}0117$ kJ/mol

$NaC\ell(s)$; 58,5 g/mol $\quad \Delta H = -411{,}2777$ kJ/mol

b) $Ca(OH)_2(s)$: $-987{,}2474$ kJ _____ 74 g

Q_1 _____ 100 g

$Q_1 \approx -1334{,}12$ kJ/100 g

$H_2SO_4(\ell)$: $-811{,}8624$ kJ _____ 98 g

Q_2 _____ 100 g

$Q_2 \approx -828{,}43$ kJ/100 g

$C_2H_4O_2(\ell)$: $-487{,}3435$ kJ _____ 60 g

Q_3 _____ 100 g

$Q_3 \approx -812{,}24$ kJ/100 g

NaOH(s): $-427{,}0117$ kJ _____ 40 g

Q_4 _____ 100 g

$Q_4 \approx -1067{,}53$ kJ/100 g

$NaC\ell(s)$: $-411{,}2777$ kJ _____ 58,5 g

Q_5 _____ 100 g

$Q_5 \approx -703{,}04$ kJ/100 g

Ordem crescente de energia liberada:

$NaC\ell(s) < C_2H_4O_2(\ell) < H_2SO_4(\ell) < NaOH(s) < Ca(OH)_2(s)$

5. Alternativa B.

Pela lei de Hess, encontramos o valor de ΔH da reação pela soma algébrica dos valores de ΔH do primeiro processo com os do segundo e do terceiro invertidos:

$C_6H_4(OH)_2(aq) \rightarrow C_6H_4O_2(aq) + H_2(g)$ $\quad \Delta H^0 = +177$ kJ/mol

$H_2O_2(aq) \rightarrow H_2O(\ell) + \frac{1}{2} O_2(g)$ $\quad \Delta H^0 = -95$ kJ/mol

$\frac{1}{2} O_2(g) + H_2(g) \rightarrow H_2O(\ell)$ $\quad \Delta H^0 = -286$ kJ/mol

$C_6H_4(OH)_2(aq) + H_2O_2(aq) \rightarrow C_6H_4O_2(aq) + 2\,H_2O(\ell)$

$\Delta H^0 = +177 + (-95) + (-286) \rightarrow \Delta H^0 = -204$ kJ/mol

6. Alternativa C.

O inverso da equação I + equação II = equação procurada:

$1\,CO(g) \rightarrow 1\,C(grafita) + \frac{1}{2}\,O_2(g)$ $\Delta H = +26{,}4$ kcal
$1\,C(grafita) + 1\,O_2(g) \rightarrow 1\,CO_2(g)$ $\Delta H = -94{,}1$ kcal
$1\,CO(g) + \frac{1}{2}\,O_2(g) \rightarrow 1\,CO_2(g)$ $\Delta H = -67{,}7$ kcal

7. Alternativa E.
$C(s) + H_2O(\ell) \rightarrow CO(g) + H_2(g)$

$C(s) + \frac{1}{2}\,O_2(g) \rightarrow CO(g)$ $\Delta H = -111$ kJ/mol de CO(g) – mantém-se a reação.
$H_2(g) + \frac{1}{2}\,O_2(g) \rightarrow H_2O(g)$ $\Delta H = -242$ kJ/mol de H_2O(g) – inverte-se a reação.

Assim,

$C(s) + \frac{1}{2}\,O_2(g) \rightarrow CO(g)$ $\Delta H = -111$ kJ/mol de CO(g)
$H_2O(g) \rightarrow H_2(g) + \frac{1}{2}\,O_2(g)$ $\Delta H = +242$ kJ/mol de H_2O(g)
$C(s) + H_2O(\ell) \rightarrow CO(g) + H_2(g)$ $\Delta H = +131$ kJ/mol

8. Alternativa B.
$\Delta H = Hp - Hr$
$\Delta H = [2 \cdot \Delta H_{FeO} + \Delta H_{CO_2}] - [\Delta H_{Fe_2O_3} + \Delta H_{CO}]$
$\Delta H = [2 \cdot (-63{,}8) + (-94{,}05)] - [-196{,}5 + (-26{,}41)]$
$\Delta H = (-221{,}65) - (-222{,}91)$
$\Delta H = +1{,}26$ kcal/mol

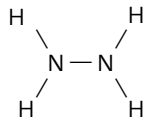
9. a) $1\,C_2H_5OH(\ell) + 3\,O_2(g) \rightarrow 2\,CO_2(g) + 3\,H_2O(\ell)$
b) $\Delta H = H_f - H_i$
$\Delta H = [2 \cdot (-94{,}1) + 3 \cdot (-68{,}3)] - [1 \cdot (-66{,}4) + 3 \cdot 0]$
$\Delta H = (-393{,}1) - (-66{,}4)$
$\Delta H = -326{,}7$ kcal/mol
Etanol, $C_2H_5OH = 46$ g/mol
46 g _____ 326,7 kcal
92 g _____ x
$x = \frac{92 \cdot 326{,}7}{46} \rightarrow x = 653{,}4$ kcal

10. Alternativa A.
$P_4S_3(s) + 8\,O_2(g) \rightarrow P_4O_{10}(s) + 3\,SO_2(g)$
$\Delta H = \Delta H^0_{f\,produtos} - \Delta H^0_{f\,reagentes}$
$\Delta H = (-2940) + 3\,(-296{,}8) - (-151{,}0)$
$\Delta H = -3679{,}4$ kJ

$P_4S_3(s) = 220$ g/mol
220 g de $P_4S_3(s)$ _____ 3679,4 kJ liberados
22,0 g de $P_4S_3(s)$ _____ x
x = 367,94 kJ de energia liberada

11. Alternativa C.
$1\,C_8H_{18}(g) + \frac{25}{2}\,O_2(g) \rightarrow 8\,CO_2(g) + 9\,H_2O(g)$ $\Delta H < 0$
O processo de quebra das ligações é endotérmico, portanto absorve energia para romper as ligações dos reagentes. O processo de formação de ligação é exotérmico, portanto ocorre liberação de energia na formação dos produtos. Como a combustão do n-octano é exotérmica, a energia liberada na formação das ligações é maior que a absorvida durante a quebra.

12. Alternativa B.



$\Delta H = 4 \cdot (N — H) + 1 \cdot (N — N)$
$1720 = 4 \cdot (390) + (N — N) \rightarrow (N — N) = 160$ kJ/mol

13. Alternativa B.
$2\,H — H + O = O \rightarrow 2\,H — O — H$
$\Delta H = [+2 \cdot 437 + 1 \cdot 494] + [-4 \cdot 463]$
$\Delta H = -484$ kJ/2 mol de H_2O
$\Delta H = -242$ kJ/mol de H_2O

14. Alternativa B.
$2\,HC\ell(g) + 1\,F_2(g) \rightarrow 2\,HF(g) + 1\,C\ell_2(g)$
$\Delta H = \{[(2 \cdot H — C\ell) + (1 \cdot F — F)] + [(2 \cdot H — F) + (1 \cdot C\ell — C\ell)]\}$
$\Delta H = \{[2 \cdot (+431{,}8)] + [1 \cdot (+153{,}1)]\} + \{[2 \cdot (-563{,}2)] + (1 \cdot (-242{,}6))]\}$
$\Delta H = \{[+863{,}6 + 153{,}1] + [-1126{,}4 - 242{,}6]\}$
$\Delta H = \{1016{,}7 - 1369\}$
$\Delta H = -352{,}3$ kJ

Exercícios de revisão

10.1 Alternativa C.
$(CH_3)_2CHOH$: MM = 60 g/mol; $(CH_3)_2CO$: MM = 58 g/mol
$(CH_3)_2CHOH(g) \rightarrow (CH_3)_2CO(g) + H_2(g)$ $\Delta H = +3{,}6$ KJ/mol

60 g _____ 58 g
30 g _____ x $\rightarrow$ x = 29 g (rendimento 100%)

29 g _____ 100%
y _____ 90% $\rightarrow$ y = 26,1 g

Cálculo calor absorvido
60 g _____ 3,6 kJ
26 g _____ z $\rightarrow$ z = 1,56 kJ ou ≃1,6 kJ.

10.2 Alternativa B.
1 mol carvão ____ 12 g _____ 393 kJ
1 g _____ x $\rightarrow$ x = 32,75 kJ
1 mol metano ____ 16,04 g _____ 890 kJ
1 g _____ H $\rightarrow$ H = 55,5 kJ
1 mol metanol ____ 32,04 g _____ 726 kJ
1 g _____ y $\rightarrow$ y = 22,7 kJ
1 mol octano ____ 144,22 g _____ 5471 kJ
1 g _____ w $\rightarrow$ w = 37,9 kJ
1 mol etanol ____ 46,07 g _____ 1368 kJ
1 g _____ z $\rightarrow$ z = 29,7 kJ

10.3 Alternativa A.
I. $N_2(g) + 2\,H_2(g) \rightarrow N_2H_4(g)$ $\Delta H = +95{,}0$ kJ/mol inverte-se a reação.

II. $H_2(g) + \frac{1}{2} O_2(g) \rightarrow H_2O(g)$ $\Delta H = -242$ kJ/mol
mantém-se a reação e multiplica por 2.

$N_2H_4(g) + O_2(g) \rightarrow N_2(g) + 2\ H_2O(g)$,

Assim,

$N_2H_4(g) \rightarrow N_2(g) + 2\ H_2(g)$ $\Delta H = -95{,}0$ kJ/mol
$2\ H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2\ H_2O(g)$ $\Delta H = -484$ kJ/mol
$N_2H_4(g) + O_2(g) \rightarrow N_2(g) + 2\ H_2O(g)$ $\Delta H = -579$ kJ/mol.

10.4

$1\ SO_2(g) \rightarrow \frac{1}{8} S_8(s) + 1\ O_2(g)$ $\Delta H = +70962{,}5$ cal
$1\ NO_2(g) \rightarrow \frac{1}{2} N_2(g) + 1\ O_2(g)$ $\Delta H = -8100$ cal
$\frac{1}{8} S_8(s) + \frac{3}{2} O_2(g) \rightarrow 1\ SO_3(g)$ $\Delta H = -94450$ cal
$\frac{1}{2} N_2(g) + \frac{1}{2} O_2(g) \rightarrow 1\ NO(g)$ $\Delta H = +21600$ cal
$1\ SO_2(g) + 1\ NO_2(g) \rightarrow 1\ SO_3(g) + 1\ NO(g)$ $\Delta H = -9987{,}5$ cal

10.5

Resposta 15. São corretos os itens: 01, 02, 04 e 08.

08. Equação 1 multiplicada por 2 + equação 3 + equação 2 multiplicada por 2 = reação de formação do $CH_3OH(\ell)$.

$2\ CH_4(g) + 2\ H_2O(g) \rightarrow 2\ CO(g) + 6\ H_2(g)$ $\Delta H^0 = +412{,}2$ kJ
$2\ H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2\ H_2O(g)$ $\Delta H^0 = -483{,}6$ kJ
$4\ H_2(g) + 2\ CO(g) \rightarrow 2\ CH_3OH(\ell)$ $\Delta H^0 = -256{,}6$ kJ
$2\ CH_4(g) + O_2(g) \rightarrow 2\ CH_3OH(\ell)$ $\Delta H^0 = -328$ kJ

16. Falso. O aquecimento aumenta a temperatura do sistema, e o aumento de temperatura favorece mais a reação endotérmica (reação inversa). Dessa forma, o aumento de temperatura prejudica a produção de metanol.

10.6 Alternativa A.

Inverso da equação I + equação II + inverso da equação III = equação procurada.

$H_2S + \frac{3}{2} O_2 \rightarrow H_2O + SO_2$ $\Delta H = -37{,}5$ kJ
$H_2O + SO_3 \rightarrow H_2SO_4$ $\Delta H = -40{,}8$ kJ
$SO_2 + \frac{1}{2} O_2 \rightarrow SO_3$ $\Delta H = +24{,}0$ kJ
$H_2S + 2\ O_2 \rightarrow H_2SO_4$ $\Delta H = -54{,}3$ kJ

10.7

a) $NH_3(g) + HC\ell(g) \rightarrow NH_4C\ell(s)$
(–46) (–92) (–314)

$\Delta H = H_f - H_i$

$\Delta H = -314 - (-46 - 92) \rightarrow \Delta H = -176$ kJ/mol

b) A reação é exotérmica porque a variação de entalpia possui valor negativo (libera calor).

10.8

$\Delta H = \Delta H^0_{f\ produtos} - \Delta H^0_{f\ reagentes}$

$\Delta H = [\Delta H^0_{f\ N_2} + 4 \cdot \Delta H^0_{f\ H_2O}] - [\Delta H^0_{f\ N_2H_4} + 2 \cdot \Delta H^0_{f\ H_2O_2}]$

$\Delta H = [0 + 4 \cdot (-57{,}8)] - [+ 12 + 2 \cdot (-46)]$

$\Delta H = -151{,}2$ kcal

10.9 Alternativa D.

$\Delta H = \Delta H^0_{f\ produtos} - \Delta H^0_{f\ reagentes}$

$\Delta H_{reação} = [-26{,}4] - [(-18{,}0) + (-68{,}4)]$

$\Delta H_{reação} = +60{,}0$ kcal

10.10

a) Aplicando a lei de Hess: inverso da reação II + reação III + inverso da reação IV = reação de formação do óxido de ferro II, FeO(s).

$1\ Fe(s) + 1\ CO(g) \rightarrow 1\ FeO(s) + 1\ C(grafita)$ $\Delta H^0 = -155{,}8$ kJ
$1\ C(grafita) + \frac{1}{2} O_2(g) \rightarrow 1\ CO_2(g)$ $\Delta H^0 = -393{,}5$ kJ
$1\ CO_2(g) \rightarrow 1\ CO(g) + \frac{1}{2} O_2(g)$ $\Delta H^0 = +283{,}0$ kJ
$1\ Fe(s) + \frac{1}{2} O_2(g) \rightarrow 1\ FeO(s)$ $\Delta H^0 = -266{,}3$ kJ/mol

b) Aplicando a lei de Hess: inverso da reação I + reação III multiplicado por 3 + inverso da reação IV multiplicado por 3 = reação de formação de $Fe_2O_3(s)$.

$2\ Fe(s) + 3\ CO(g) \rightarrow 1\ Fe_2O_3(s) + 3\ C(grafita)$ $\Delta H^0 = -492{,}6$ kJ
$3\ C(grafita) + \frac{3}{2} O_2(g) \rightarrow 3\ CO_2(g)$ $\Delta H^0 = -1180{,}5$ kJ
$3\ CO_2(g) \rightarrow 3\ CO(g) + \frac{3}{2} O_2(g)$ $\Delta H^0 = +849{,}0$ kJ
$2\ Fe(s) + \frac{3}{2} O_2(g) \rightarrow 1\ Fe_2O_3(s)$ $\Delta H^0_f = -824{,}1$ kJ

10.11 Alternativa A.

$\Delta H = \Delta H^0_{f\ produtos} - \Delta H^0_{f\ reagentes}$

$\Delta H = [-1131 - 242 - 394] - [2(-947)]$

$\Delta H = +127$ kJ

10.12 Alternativa B.

$C\ell - C\ell + H - O - H \rightarrow H - C\ell + H - O - C\ell$

$\Delta H = [1 \cdot (+243) + 2 \cdot (+464)] + [1 \cdot (-431) +$
$+ 1 \cdot (-464) + 1 \cdot (-205)]$

$\Delta H = +71$ kJ

10.13

Cálculo da variação de entalpia.

$\Delta H_{reação} = \Delta H_{ligações\ rompidas} + \Delta H_{ligações\ formadas}$

$\Delta H_{ligações\ rompidas} = (2 \cdot 100) + (1 \cdot 200) + (1 \cdot 135)$

$\Delta H_{ligações\ rompidas} = +535$ kcal

$\Delta H_{ligações\ formadas} = (3 \cdot -100) + (1 \cdot -116) + (1 \cdot -146)$

$\Delta H_{ligações\ formadas} = -562$ kcal

$\Delta H_{reação} = +535 + (-562) \rightarrow \Delta H_{reação} = -27$ kcal

10.14 Alternativa D

Capítulo 11 – Cinética química

Este capítulo trata do estudo da cinética química.

É importante ressaltar a seus alunos que o termo **velocidade** em Física é definido como espaço percorrido em função do tempo. Em Química, o termo velocidade está relacionado a quanto uma reação química se desenvolve mais rapidamente ou mais lentamente. Para não usarmos

o mesmo termo com sentidos diferentes optamos por falar em **taxa de desenvolvimento de uma reação** no lugar de velocidade. O termo **taxa de rapidez de uma reação** também é aceito atualmente.

O estudo da taxa de desenvolvimento da reação é feito por meio de cálculos e pela análise de gráficos.

Também são discutidas quais as condições para que uma reação ocorra com base na teoria das colisões e os fatores que alteram a taxa de desenvolvimento da reação e sua relação com a energia de ativação.

Estuda, também, quanto a variação da concentração em mol/L de cada reagente específico atua sobre a taxa de desenvolvimento da reação. Como os dados obtidos a respeito são essencialmente experimentais, o estudo é feito pela análise de tabelas que trazem esses resultados.

Objetivos

Compreender o conceito e calcular a taxa de desenvolvimento de uma reação com base em valores tabelados das quantidades de reagentes formados e produtos consumidos em função do tempo.

Interpretar os gráficos da concentração das substâncias que participam de uma reação em função do tempo.

Analisar e compreender a taxa de desenvolvimento de uma reação baseando-se na teoria das colisões.

Reconhecer os fatores que alteram a taxa de desenvolvimento das transformações químicas.

Compreender o uso dos catalisadores e a diminuição na energia de ativação da reação que eles causam.

Entender a formação do complexo ativado.

Reconhecer num gráfico de energia em função da taxa de desenvolvimento da reação, fatores como: energia de ativação, uso de catalisadores, complexo ativado e variação de entalpia.

Compreender e determinar a expressão da taxa de desenvolvimento de uma reação elementar, baseando-se nos coeficientes dos reagentes.

Compreender que a expressão da taxa de desenvolvimento de uma reação não elementar depende apenas da etapa lenta da reação.

Determinar a expressão da taxa de desenvolvimento de uma reação a partir dos valores experimentais das concentrações em quantidade de matéria dos reagentes fornecidos.

Entender que o valor da constante k depende apenas da temperatura.

Conteúdos específicos indispensáveis para a sequência dos estudos

Taxa de desenvolvimento das reações.

Teoria das colisões.

Uso de catalisadores.

Energia de catalisadores.

Fatores que alteram a taxa de desenvolvimento de uma reação: temperatura, superfície de contato, concentração dos reagentes e pressão (no caso dos gases).

Expressão da taxa de desenvolvimento: reação elementar e reação não elementar.

Comentários e sugestões

Uma forma de iniciar a aula é discutir sobre as imagens apresentadas na página 168. Pergunte a seus alunos o que essas imagens têm em comum. Formule o conceito de taxa de desenvolvimento de uma reação partindo das imagens que são expostas no livro.

No *site*: <www.youtube.com/watch?v=3ob8R-uBChg> Acesso em: 20 fev. 2013, há um vídeo, "Materiais: velocidade das transformações químicas", com duração de 6min33s que pode ser exibido para os alunos. Apresenta numa linguagem bem clara alguns aspectos relacionados à cinética química: fatores que alteram a taxa de desenvolvimento de uma reação relacionando-os aos alimentos, à presença do uso de catalisadores e animações das moléculas no modelo de Dalton, explicando a teoria das colisões e a formação do complexo ativado. Como a abordagem é preliminar, pode ser uma ferramenta para iniciar a aula. Partindo do vídeo, é possível iniciar uma discussão para a construção dos conceitos de cinética química.

É importante que o aluno compreenda e saiba representar gráficos das quantidades das substâncias que participam de uma reação em função do tempo antes que seja iniciada uma discussão sobre o que acontece com as quantidades de reagentes e produtos numa reação química. E que também saiba identificar a energia de ativação, a presença de catalisadores, o complexo ativado e o valor de ΔH em gráficos da variação de energia $\times$ desenvolvimento da reação.

Sugere-se que seja feito o experimento: Taxa de desenvolvimento da reação para abordagem dos fatores que alteram a taxa de desenvolvimento das reações.

Como forma de avaliação, proponha que os alunos façam uma pesquisa individual sobre uso de inibidores de reação. Peça a eles que entreguem o trabalho por escrito. Isso pode ser uma forma de avaliação.

Inicie a aula explicando aos alunos a expressão da taxa de desenvolvimento para as reações elementares, que ocorrem em uma única etapa. Neste caso, na expressão da taxa de desenvolvimento da reação, as concentrações em quantidade de matéria dos reagentes são elevadas a expoentes iguais aos respectivos coeficientes na equação balanceada.

Ao tratar de reações não elementares, que ocorrem em mais de uma etapa, os coeficientes a que devem ser elevadas as concentrações em quantidade de matéria dos reagentes são determinados experimentalmente.

Copie na lousa uma ou mais tabelas com dados experimentais da taxa de desenvolvimento da reação em função da concentração dos reagentes em mol/L e, analisando essas tabelas pergunte aos alunos o que ocorre com a taxa de desenvolvimento da reação se a concentração em mol/L de determinado reagente dobrar.

Ensine-os a fazer a leitura e a análise desse tipo de tabela.

Quando toda a classe tiver assimilado essa leitura, passe a escrever a expressão da taxa de desenvolvimento da reação conforme as respostas dos alunos para que eles entendam que essa expressão é apenas uma forma de notação do que está na tabela e que, ainda, ajuda a quantificar o fenômeno permitindo o cálculo matemático das variáveis envolvidas.

Peça aos alunos que compreenderam bem o raciocínio desenvolvido para que auxiliem os colegas com dificuldades. Estimular a solidariedade e o trabalho em equipe traz ganhos para todo o grupo. Vale ressaltar que para essa proposta é importante que o professor supervisione o trabalho.

Experimento: Taxa de desenvolvimento da reação

Sugere-se que este experimento seja feito em dupla pelos alunos. Como a atividade é simples, deixe que os alunos tomem as decisões sobre a forma de conduzir o experimento e questionem o que foi observado. Fique atento ao uso da água quente para que não ocorram imprevistos.

A partir do que foi respondido pelas duplas no item **Investigue**, pode ser iniciada uma discussão sobre os fatores que alteram a taxa de desenvolvimento das reações.

Investigue

1. Na verdade, o nome carbonato ácido de sódio é utilizado em função de o bicarbonato de sódio, $NaHCO_3$, ser um sal hidrogenado, embora essa substância possua um forte caráter básico.

Isso ocorre porque o $NaHCO_3$ é derivado de uma base forte, o hidróxido de sódio, NaOH, e teoricamente de um ácido fraco e instável, o ácido carbônico, H_2CO_3.

O ácido cítrico, $COH(CH_2)_2(COOH)_3$, é um ácido orgânico e fraco, usado na indústria farmacêutica na preparação de sais efervescentes porque reage com o bicarbonato de sódio produzindo o gás carbônico (que borbulha quando o produto é dissolvido na água).

Reação:

$$\underset{\text{bicarbonato de sódio}}{3\ NaHCO_3(aq)} + \underset{\text{ácido cítrico}}{1\ COH(CH_2)_2(COOH)_3(aq)} \rightarrow$$

$$\rightarrow \underset{\text{citrato de sódio}}{1\ COH(CH_2)_2(COONa)_3(aq)} + \underset{\text{ácido carbônico}}{3\langle H_2CO_3(aq)\rangle}$$

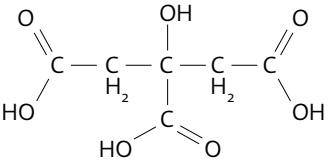
Como: $\underset{\text{ácido carbônico}}{3\langle H_2CO_3(aq)\rangle} \rightarrow \underset{\text{água}}{3\ H_2O(\ell)} + \underset{\text{gás carbônico}}{3\ CO_2(g)}$

O citrato de sódio – um sal básico – neutraliza o excesso de ácido clorídrico (ácido forte) do estômago, acalmando a azia e formando novamente o ácido cítrico (ácido fraco). Trata-se de uma reação de dupla troca entre sal e ácido.

No estômago:

$$1\ COH(CH_2)_2(COONa)_3(aq) + 3\ HC\ell(aq) \rightarrow$$
$$\rightarrow 3\ NaC\ell(aq) + COH(CH_2)_2(COOH)_3(aq)$$

Fórmula estrutural do ácido cítrico
H = hidrogênio ácido



2. A pastilha triturada reage mais rapidamente com a água porque possui maior superfície de contato.

3. A pastilha reage mais rapidamente com a água quente porque o aumento de temperatura aumenta a taxa de desenvolvimento da reação.

Conversa com o professor

Síndrome de Reye

O rótulo de alguns antiácidos que contêm ácido acetilsalicílico na composição trazem a advertência: "crianças ou adolescentes com sintomas de catapora ou de gripe devem consultar o médico sobre a Síndrome de Reye antes de utilizar o medicamento".

A Síndrome de Reye é uma encefalopatia (cegueira causada por uma doença do nervo óptico da retina, sem lesão aparente do olho) associada a epidemias do vírus influenza B (vírus da gripe), casos esporádicos de influenza A e catapora (ou varicela). Em geral, a encefalopatia desenvolve-se após cerca de 4 a 7 dias do início da virose, com vômitos, perturbação da consciência caracterizada por obscurecimento e lentidão do pensamento, podendo chegar ao coma. Estudos epidemiológicos demonstraram associação estatística entre a ingestão de ácido acetilsalicílico (principal componente da aspirina e também presente em alguns antiácidos) e o desenvolvimento da Síndrome de Reye.

Resolução das questões

1. a) Taxa de desenvolvimento média da reação (Td):

$$Td = \frac{\text{massa de magnésio dissolvida (m)}}{\text{tempo para dissolver (t)}}$$

$$Td_I = \frac{2,0}{10,0} \rightarrow Td_I = 0,20\ g \cdot min^{-1}$$

$$Td_{II} = \frac{0,40}{2,00} \rightarrow Td_{II} = 0,20\ g \cdot min^{-1}$$

$$Td_{III} = \frac{0,40}{1,00} \rightarrow Td_{III} = 0,40\ g \cdot min^{-1}$$

$$Td_{IV} = \frac{0,50}{1,00} \rightarrow Td_{IV} = 0,50\ g \cdot min^{-1}$$

Maior taxa de desenvolvimento média é a da amostra IV.

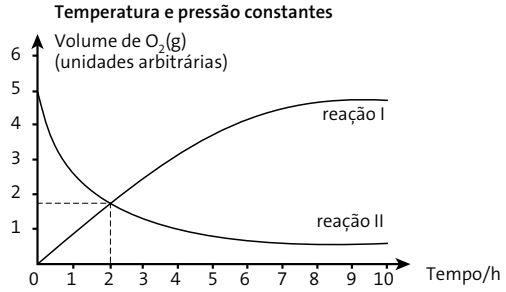
b) $1\,Mg(s) + 2\,HC\ell(aq) \rightarrow 1\,MgC\ell_2(aq) + 1\,H_2(g)$

Amostra I, pois a equação da reação mostra que, quanto maior a massa de Mg(s) que reage, maior a quantidade de $H_2(g)$ liberada.

2. A taxa de desenvolvimento da reação pode ser calculada pela expressão:

$$Td = \left|\frac{\Delta Td}{\Delta t}\right| \quad \text{ou} \quad Td = \left|\frac{\text{variação do volume de } O_2(g)}{\text{variação do tempo}}\right|$$

Nas duas horas iniciais: $Td_{II} > Td_I$. Portanto, a reação II tem taxa de desenvolvimento maior. Conforme mostra o gráfico:



3. Alternativa B.

Pelo gráfico concluímos que se trata de uma reação exotérmica, pois os produtos possuem energia menor que os reagentes. Dessa forma, temos:

(1) Reagentes;
(2) Energia de ativação da reação (energia necessária para que os reagentes atinjam o complexo ativado);
(3) Estado ativado ou complexo ativado;
(4) Produtos;
(5) Variação de entalpia (energia liberada na formação dos produtos).

4. Alternativa A.

Todas as alternativas estão corretas.

5. 1. A taxa de desenvolvimento da reação aumenta com o aumento da superfície de contato entre os reagentes. Assim, a reação do ácido com o ferro na forma de palha de aço ocorre com uma taxa de desenvolvimento maior do que com o ferro na forma de prego.

2. A taxa de desenvolvimento da reação aumenta com a concentração dos reagentes, portanto a reação entre a lâmina de ferro e o ácido clorídrico ocorre com uma taxa de desenvolvimento maior na solução 1,0 mol/L do que na solução 0,10 mol/L.

3. A taxa de desenvolvimento da reação aumenta com a concentração dos reagentes que, nesse caso, são o ferro e os cátions hidrônio, $H_3O^{1+}(aq)$, fornecidos pelo ácido. Apesar de a concentração das soluções ser a mesma, o $HC\ell$ é um ácido forte com grau de ionização $\alpha\% \approx 92,5\%$ e o H_3CCOOH é um ácido fraco com grau de ionização $\alpha \approx 1,35 \cdot 10^{-2}$. Assim, a quantidade de íons $H_3O^{1+}(aq)$ fornecida pelo $HC\ell$ é bem maior que a fornecida pelo H_3CCOOH. A taxa de desenvolvimento da reação entre o ferro e a solução de $HC\ell$ é maior.

4. A taxa de desenvolvimento da reação aumenta com o aumento da temperatura, o que significa maior energia cinética dos reagentes e maior frequência de colisão, portanto, a taxa de desenvolvimento da reação entre o ferro e o $HC\ell$ será maior a 35 °C.

6. Alternativa C.

A temperatura mais elevada provoca aumento da taxa de desenvolvimento das reações e ao catalisador diminui a energia de ativação, fazendo com que a reação ocorra mais rapidamente.

7. Alternativa B.

E_4 corresponde à diminuição da energia de ativação da reação que ocorre na presença de catalisador.

8. a) A etapa determinante da taxa de desenvolvimento da reação é a etapa lenta (etapa I).

b) $Td = k \cdot [HOOH] \cdot [I^{1-}]$

9. Alternativa D.

$Td = k \cdot [A]^{\alpha} \cdot [B]^{\beta}$

Dividindo-se Td_1 por Td_2:

$$\frac{Td_1}{Td_2} = \frac{k \cdot (0,10)^{\alpha} \cdot (0,10)^{\beta}}{k \cdot (0,10)^{\alpha} \cdot (0,20)^{\beta}} \rightarrow \frac{2,53 \cdot 10^{-6}}{5,06 \cdot 10^{-6}} = \frac{(0,10)^{\beta}}{(0,20)^{\beta}}$$

$$\frac{1}{2} = \left(\frac{1}{2}\right)^{b} \rightarrow b = 1$$

Dividindo-se Td_1 por Td_3 :

$$\frac{Td_1}{Td_3} = \frac{k \cdot (0,10)^{\alpha} \cdot (0,10)^{\beta}}{k \cdot (0,20)^{\alpha} \cdot (0,10)^{\beta}} \rightarrow \frac{2,53 \cdot 10^{-6}}{10,12 \cdot 10^{-6}} = \frac{(0,10)^{\alpha}}{(0,20)^{\alpha}}$$

$$\frac{1}{4} = \left(\frac{1}{2}\right)^{\alpha} \rightarrow a = 2$$

Logo, $Td = k \cdot [A]^2 \cdot [B_2]$

10. Alternativa D.

De acordo com os dados fornecidos, dobrando-se a concentração em quantidade de matéria de x, a taxa de

desenvolvimento da reação quadruplica. Todavia, dobrando-se a concentração em quantidade de matéria de y, a taxa de desenvolvimento da reação permanece constante. Isso significa que y não exerce nenhuma influência sobre a taxa de desenvolvimento da reação. Logo, a expressão que fornece a taxa de desenvolvimento da reação é:

$Td = k \cdot [X]^2$

Exercícios de revisão

11.1 $NaN_3 = 65$ g/mol

1 mol _____ 65 g de $NaN_3(s)$

x _____ 130 g de $NaN_3(s)$

$x = \frac{130 \cdot 1}{65} \rightarrow x = 2$ mols

1 segundo _____ 1000 milissegundos

y _____ 30 milissegundos

$y = \frac{30 \cdot 1}{1000} \rightarrow y = 0{,}03$ s

$2\ NaN_3(s) \rightarrow 3\ N_2(g) + 2\ Na(s)$

2 mols 3 mols

$2 \cdot 24$ L $3 \cdot 24$ L

$3 \cdot 24$ L de $N_2(g)$ _____ 0,03 s

z _____ 1 s

$z = \frac{1 \cdot 3 \cdot 24}{0.03} \rightarrow z = 2400$ L de $N_2(g)$/s

11.2

Intervalo 0 – 10 min:

$Td_{HI} = \left|\frac{0{,}625 - 1}{10}\right| \rightarrow Td_{HI} = 0{,}0375$ mol/L · min

Intervalo 10 min – 20 min:

$Td_{HI} = \left|\frac{0{,}375 - 0{,}625}{10}\right| \rightarrow Td_{HI} = 0{,}025$ mol/L · min

Intervalo 20 min – 30 min:

$Td_{HI} = \left|\frac{0{,}2 - 0{,}375}{10}\right| \rightarrow Td_{HI} = 0{,}0175$ mol/L · min

Intervalo 30 min – 40 min:

$Td_{HI} = \left|\frac{0{,}12 - 0{,}2}{10}\right| \rightarrow Td_{HI} = 0{,}008$ mol/L · min

A taxa de desenvolvimento da reação não é constante, vai diminuindo com o transcorrer do tempo, por causa da diminuição da concentração de HI.

11.3 Alternativa D.

I. Verdadeira.

II. Verdadeira.

III. Falsa. Se o fator responsável pela prevenção do escurecimento das frutas fosse a acidez, a adição de vinagre (mistura de água e ácido acético) evitaria o escurecimento, o que, segundo o enunciado, não ocorre.

11.4 Alternativa C.

O aumento de temperatura aumenta a taxa de desenvolvimento da reação.

11.5 Alternativa E.

A taxa de desenvolvimento da reação pode, genericamente, ser expressa por: $Td = k \cdot [BrO^{3-}]^{\alpha} \cdot [Br^-]^{\beta} \cdot [H^+]^{\gamma}$

Quando se dobra a concentração de bromato, BrO^{3-}, experimentos 1 e 2, a taxa de desenvolvimento da reação dobra. Portanto, $\alpha = 1$.

Quando se triplica a concentração de brometo, Br^{1-}, experimentos 2 e 3, a taxa de desenvolvimento da reação dobra. Portanto, $\beta = 1$.

Quando se dobra a concentração de hidrogênio, H^{1+}, experimentos 1 e 4, a taxa de desenvolvimento da reação quadruplica. Portanto, $\gamma = 2$.

A equação da taxa de desenvolvimento da reação é, portanto: $Td = k \cdot [BrO^{3-}] \cdot [Br^{1-}] \cdot [H^{1+}]^2$

11.6 Alternativa C.

A espécie A tem sua concentração aumentada com o tempo. A, portanto, é produto da reação. B e C têm suas concentrações diminuídas com o tempo. Essas espécies, portanto, são reagentes. Como a diminuição da concentração de C é bem maior do que a diminuição da concentração de B num mesmo intervalo de tempo, o coeficiente de C deve ser maior do que o de B.

11.7 Alternativa C.

I. Essa afirmação não está relacionada à necessidade de refrigeração do alimento.

II. Essa afirmação trata de substâncias conservantes. A ação dos conservantes pode ocorrer em temperatura ambiente, ou seja, não depende diretamente da refrigeração.

11.8 Alternativa A.

As bolhas pequenas aumentam a superfície de contato entre a água e o gás oxigênio, tornando a distribuição dessa substância mais homogênea no meio.

11.9 F = falsa e V = verdadeira.

a) F. A taxa de desenvolvimento da reação aumenta com o emprego de partículas de reagentes mais finamente divididas (maior área de contato).

b) V. Se a reação ocorre em uma única etapa, a taxa de desenvolvimento da reação é proporcional à concentração de hidroxila. Aumentando essa concentração, a taxa de desenvolvimento da reação também aumenta.

c) V. O aumento de temperatura sempre aumenta a taxa de desenvolvimento das reações químicas.

d) V. O aumento da pressão não tem influência na taxa de desenvolvimento da reação, uma vez que não há reagentes gasosos.

e) F. A função dos catalisadores é diminuir a energia de ativação das reações e, com isso, aumentar sua taxa de desenvolvimento.

11.10

a) Verdadeira. A queima do açúcar nos organismos vivos ocorre numa temperatura mais baixa porque necessita de menor energia de ativação (a reação é catalisada por enzimas).

b) Falsa. Toda reação de combustão (queima) é exotérmica, ou seja, libera uma energia maior do que a energia de ativação necessária para que ela tenha início.

11.11 Resposta 11. São corretos os itens 01, 02 e 08.

Item 04: errado porque a taxa de desenvolvimento varia diretamente com as concentrações de $N_2(g)$ e $O_2(g)$. De acordo com a expressão da taxa de desenvolvimento da reação, a taxa de desenvolvimento dobra se a concentração de $N_2(g)$ dobrar e quadruplica se a concentração $O_2(g)$ dobrar.

Item 16: errado porque a taxa de desenvolvimento da reação depende de vários outros fatores além da temperatura.

11.12 Alternativa E.

Como a reação é elementar, pode-se expressar a equação da taxa de desenvolvimento da reação por:

$Td = k \cdot [O_2]^3$

Portanto, se triplicarmos a concentração de oxigênio, a taxa de desenvolvimento da reação ficará 27 vezes maior.

Atividade extra

Enzima (do grego *en*, dentro, e *zyme*, fermento) é um termo usado normalmente para designar as proteínas que atuam como catalisadores de reações bioquímicas (reações importantes intra ou extracelulares que ocorrem em organismos animais e vegetais). Certas enzimas possuem a função de acelerar a decomposição de substâncias nocivas produzidas no organismo como subproduto de processos metabólicos.

Algumas das reações de oxirredução que ocorrem nas células durante a degradação de aminoácidos (constituintes das proteínas) e de gorduras produzem peróxido de hidrogênio, $H_2O_2(aq)$, substância muito reativa, que pode lesar a célula se não for rapidamente controlada.

É aí que entra em ação a enzima catalase (presente em grandes quantidades nos peroxissomos), cuja função é justamente decompor o peróxido de hidrogênio:

$$2\,H_2O_2(aq) \rightarrow 2\,H_2O(\ell) + 1\,O_2(g)$$

As enzimas, que muitas vezes aumentam a taxa de desenvolvimento das reações bioquímicas por um fator de pelo menos um milhão, possuem ação altamente específica e seletiva, ou seja, atuam apenas sobre determinado tipo de reação segundo um mecanismo básico, que envolve duas etapas:

1ª etapa:

enzima + substrato → complexo enzima-substrato

2ª etapa:

complexo enzima-substrato → enzima + produtos

É possível extrair a catalase da batata e testar sua ação sobre o $H_2O_2(aq)$.

Material necessário

- 1 batata grande
- 15 mL de água destilada
- gaze
- 3 conta-gotas de vidro
- peróxido de hidrogênio a 10 volumes, comprado em farmácia (do tipo não cremoso)
- solução 1 mol/L de sulfato de cobre II, $CuSO_4(aq)$, comprado em loja de material para piscinas
- martelo de cozinha de plástico rígido
- bacia pequena de plástico
- embalagem de vidro pequena, limpa e seca (se tiver tubo de ensaio, é melhor)

Como fazer

Comece extraindo a catalase da batata. Descasque a batata, pique-a em pedaços pequenos, coloque os pedaços na bacia e triture-os com o martelo. Adicione 15 mL de água destilada à batata triturada e deixe em repouso por cerca de 10 minutos.

Após esse tempo, esprema a mistura de água e batata em um pedaço de gaze, para obter uma solução límpida contendo catalase.

Coloque uma medida de conta-gotas cheio de peróxido de hidrogênio na embalagem de vidro. Ao ser exposto a luz, o $H_2O_2(aq)$ sofre decomposição e é possível observar algumas bolhas de gás oxigênio se formando na solução.

Adicione agora, com um conta-gotas limpo, cerca de 10 gotas da solução de catalase. Você irá observar que, por causa do efeito do catalisador, a formação de bolhas de oxigênio se intensifica muito na solução.

Repita a experiência adicionando 10 gotas de solução de sulfato de cobre II à mistura de peróxido de hidrogênio e catalase. Você irá observar que a reação se torna muito mais lenta.

Isso ocorre porque a ação da catalase é ativada por íons $Fe^{2+}(aq)$ presentes no extrato da batata. Acontece que os íons $Cu^{2+}(aq)$ fornecidos na solução de sulfato de cobre II competem com os íons $Fe^{2+}(aq)$, impedindo que eles ativem a catalase.

Observe que com essa atividade é possível demonstrar os conceitos de catalisador, ativador de catalisador e veneno de catálise.

Compreendendo o mundo

Nesta unidade estudamos as trocas de calor envolvidas nas reações químicas expressas como variação de entalpia. Vimos ainda como a variação de temperatura atua sobre a taxa de desenvolvimento da reação e paralelamente como essas trocas de calor acabam afetando o meio am-

biente, quando as reações químicas ocorrem em escala industrial, como é o caso, por exemplo, de termelétricas e siderúrgicas.

No final da unidade, mostramos que existem projetos que podem minimizar o problema, como as torres de resfriamento por via seca. Muitos alegam que se trata de um projeto caro, cuja implantação geraria ônus elevado ao produto final.

Precisamos apenas refletir se o ônus ao meio ambiente (do qual fazemos parte) por causa das atividades humanas não ultrapassou há muito a marca do razoável. Apesar de invisível, a poluição térmica é concreta e silenciosamente está afetando nossos ecossistemas.

Unidade 4
Corais

Antes de iniciar o estudo da unidade, peça aos alunos que escrevam em uma folha à parte algumas linhas sobre o que sabem a respeito dos corais. Posteriormente, recolha as folhas e leia algumas escolhidas aleatoriamente (sem identificar o autor). A ideia preliminar dos alunos sobre o tema pode ser o ponto-chave para iniciar a discussão.

Como justificar para o aluno a importância do que ele irá aprender agora?

O estudo do equilíbrio químico é um dos assuntos mais importantes da Química. Ele pode explicar vários fenômenos curiosos do cotidiano, desde a formação de cavernas até o funcionamento das lentes de óculos que escurecem no Sol e clareiam no escuro, desde mecanismo das lâmpadas halógenas até a eructação (que conhecemos como arroto) e necessariamente deve ser levado em conta tanto na hora de projetar uma instalação industrial que envolva qualquer processo químico como na hora de estudar a ação de um medicamento no organismo humano.

Começaremos falando sobre o que caracteriza um sistema em equilíbrio dinâmico e como interpretar o valor experimental de uma constante de equilíbrio para, em seguida, verificar quais fatores são capazes de deslocar um equilíbrio químico no sentido que nos interessa para uma determinada aplicação, por exemplo, a produção industrial de uma substância.

Além disso, falaremos sobre os equílibrios iônicos, as definições de pH e de pOH – importantes tanto para verificar a integridade de um alimento, como para escolher um cosmético, ou definir parâmetros de qualidade de determinado ambiente – e, por fim, o equilíbrio que ocorre entre uma solução e seu respectivo precipitado.

E o que tudo isso tem a ver com os corais? Vamos mostrar aos alunos.

Sobre como desenvolvemos o conteúdo

Sabemos o quanto o conteúdo de equilíbrios químicos é extenso e importante para a compreensão dos fenômenos químicos. Para o aluno, a maior dificuldade na abordagem do conceito de equilíbrio é compreender que uma reação está em constante evolução, se deslocando dos reagentes para os produtos e vice-versa, ao mesmo tempo em que as concentrações de reagentes e produtos permanecem constantes a uma dada temperatura.

Assim, procuramos trabalhar bastante esse conceito, levando o aluno a interpretar o significado da constante de equilíbrio.

E, uma vez que optamos por não deduzir a constante de equilíbrio a partir da energia livre de Gibbs – o que seria mais correto – pois não trabalhamos a Termodinâmica nessa obra, introduzimos o conceito de atividade de modo que as constantes de equilíbrio K_C e K_P se apresentem como números admensionais.

Também trabalhamos os conceitos de deslocamento de equilíbrio, equilíbrio iônico da água, efeito tampão e produto de solubilidade com ênfase nos fenômenos relacionados ao dia a dia do aluno para que ele aprenda a interpretar o que ocorre a sua volta também sob o ponto de vista da Química.

Capítulo 12 – Equilíbrio dinâmico

O estudo do equilíbrio químico é um dos assuntos mais importantes da Química. Ele pode explicar vários fenômenos curiosos do cotidiano e precisa ser levado em conta tanto na hora de projetar qualquer instalação industrial que envolva um processo químico como na hora de estudar a ação de um medicamento no organismo humano.

Esse capítulo aborda esse assunto descrevendo como o equilíbrio químico é caracterizado, apresenta gráficos em função da concentração dos reagentes e produtos em relação ao tempo e à constante de equilíbrio em termos de quantidade de matéria e de pressão parcial.

Objetivos

Conceituar e caracterizar equilíbrio químico.

Interpretar gráficos de reações em equilíbrio em função da concentração em quantidade de matéria das substâncias participantes em função do tempo.

Compreender que o equilíbrio químico é um processo dinâmico.

Determinar a expressão de K_C e K_P.

Interpretar os valores de K_C e K_P e relacionar ao sentido das reações.

Realizar cálculos que envolvam o K_C e as concentrações de reagentes e produtos.

Realizar cálculos que envolvam o K_P e as pressões parciais dos reagentes e produtos.

Determinar a relação entre a expressão do K_C e K_P e calcular variáveis em situações de equilíbrio químico.

Conteúdos específicos indispensáveis para a sequência dos estudos

Equilíbrio químico: características e análise de gráficos.

Constante de equilíbrio em função das concentrações em quantidade de matéria: K_C.

Constante de equilíbrio em função das pressões parciais: K_P.

Comentários e sugestões

Como o equilíbrio químico é um processo dinâmico, inicie a aula discutindo com seus alunos a ideia de equilíbrio dinâmico por meio da analogia do estacionamento de um grande centro de compras. É interessante que você apresente a situação e deixe que os alunos cheguem às suas próprias conclusões, interferindo para corrigir alguma ideia equivocada que aparecer. Neste momento, é importante que os alunos compreendam que as características macroscópicas de um sistema em equilíbrio químico permanecem inalteradas enquanto as microscópicas continuam em evolução. Para verificar se os alunos estão compreendendo o assunto, peça que escrevam numa folha sobre o que foi discutido na aula e recolha no final.

Interprete e discuta aspectos importantes sobre os gráficos das concentrações das substâncias que participam de uma reação em função do tempo quando o sistema está em equilíbrio químico. Determine a constante de equilíbrio a partir das expressões das taxas de desenvolvimento direta e inversa da reação em equilíbrio. Ressalte que o que caracteriza um sistema em equilíbrio é o fato de as concentrações das substâncias permanecerem constantes sob determinada temperatura.

Realize no quadro alguns exercícios, como exemplo, para calcular a constante de equilíbrio químico em termos de concentração em quantidade de matéria e de pressões parciais, lembrando sempre que a constante de equilíbrio depende exclusivamente da temperatura.

Proponha que os alunos resolvam um determinado exercício individualmente e depois convide um voluntário para mostrar a resolução na lousa. Os colegas podem acompanhar a resolução e ajudar o amigo se observarem algo errado. O professor também pode interferir nesse caso e estimular os alunos a encontrarem uma saída para o problema.

Conversa com o professor

Entropia

Segundo o Princípio de Thompsen e Berthelot, uma reação química será progressivamente mais espontânea à medida que for mais exotérmica. Mas existem reações endotérmicas que são espontâneas.

Esse, porém, não é o único critério que deve ser levado em conta para se prever a espontaneidade de uma reação.

Qual então seria o melhor critério para prever a espontaneidade de uma reação?

Rudolf Julius Emanuel Clausius (1822-1888), em 1854, introduziu a ideia de que toda reação espontânea tende para um aumento de desordem no sistema.

O termo desordem em Química significa uma distribuição mais homogênea da matéria e/ou da energia pelo sistema.

Clausius denominou a medida de desordem de um sistema de **entropia**, S, que deriva do grego entropé (transformação).

Entropia, S, de um sistema é uma medida de desordem desse sistema.

A tendência que a entropia de um sistema possui para aumentar corresponde à tendência do sistema de atingir espontaneamente um estado de equilíbrio em termos de distribuição de matéria e/ou energia.

Para uma substância qualquer, temos ainda:

S fase sólida < S fase líquida < S fase gasosa

Logo, à medida que a entropia do sistema aumenta, a capacidade de esse sistema realizar uma transformação espontânea diminui progressivamente.

Terceiro princípio

Não é possível medir diretamente a entropia (desordem) de um sistema, mas é possível determinar a variação de entropia, ΔS, que ocorre no sistema após uma transformação qualquer.

Para um sistema no qual ocorre uma reação química, define-se:

$\Delta S_{reação} = S_{produtos} - S_{reagentes}$

O valor de ΔS é expresso em cal/K · mol.

Toda reação química que ocorre com aumento de entropia tende a ser mais espontânea e consequentemente irreversível.

Assim, se uma reação do tipo:

$A + B \rightarrow C + D$,

ocorre com aumento de entropia, de modo que: $S_{produto} > S_{reagente}$, então a reação inversa:

$$C + D \rightarrow A + B$$

não ocorrerá espontaneamente.

Quanto mais exotérmica for a reação (**entalpia mínima** ou menor valor de ΔH) e, ao mesmo tempo, quanto maior for a distribuição de matéria e energia no final do processo (**entropia máxima** ou maior valor de ΔS), **mais espontânea** ela será.

Os processos espontâneos jamais se reverterão por conta própria. Assim, por exemplo, no sistema gás–vácuo, o gás ocupa espontaneamente todo o sistema quando a parede móvel é retirada, mas jamais irá se reunir novamente do lado A por conta própria se a parede for colocada de volta. Da mesma forma, o sistema constituído por duas chapas metálicas a temperaturas diferentes atinge o equilíbrio térmico espontaneamente, mas jamais as chapas voltarão às temperaturas iniciais por conta própria.

Concluímos então:

Para diminuir a entropia de um sistema, é necessário realizar trabalho sobre ele.

Para se ter um padrão de referência da entropia de uma substância, lançamos mão do **terceiro princípio da Termodinâmica**, que diz:

A entropia de uma substância na forma de um cristal perfeito, em que as partículas que o constituem estão o mais organizadas possível, na temperatura de zero kelvin, é igual a zero.

Cristal perfeito

Em uma temperatura próxima a zero kelvin, um cristal perfeito possui entropia zero.

Mede-se a quantidade de calor necessária para aquecer as substâncias desde as temperaturas mais próximas do zero absoluto (0 K) até 298 K ou 25 °C. Os valores encontrados são tabelados e correspondem a entropias-padrão das substâncias a 25 °C e 1 atm.

Energia livre de Gibbs

A espontaneidade de uma reação está ligada à variação de entalpia, ΔH, e à variação de entropia, ΔS, e uma reação será tanto mais espontânea quanto menor for o ΔH ($\Delta H < 0$) e maior for o ΔS ($\Delta S > 0$).

No entanto, fica difícil prever a espontaneidade de uma reação em situações do tipo: $\Delta H > 0$ e $\Delta S > 0$ ou $\Delta H < 0$ e $\Delta S > 0$, considerando apenas as variações de entalpia e entropia.

Para resolver esse problema, Josiah Willard Gibbs (1839-1903) relacionou a entalpia com a entropia, criando uma terceira grandeza, conhecida como energia livre de Gibbs, G. Calculando o valor de G, é possível prever de forma bem mais ampla a espontaneidade de processos químicos e físicos.

Em termos práticos, quando ocorre uma reação espontânea entre determinadas substâncias, uma parte da energia liberada pela reação é usada para organizar o sistema.

Prova-se matematicamente – utilizando teorias que só são vistas no ensino superior – que a parte da energia gasta na organização do sistema, $\Delta U_{organização}$, é igual ao produto da temperatura absoluta, T, em que foi feita a reação pela variação de entropia, ΔS, dessa reação.

$$\Delta U_{organização} = T \cdot \Delta S$$

Assim, se uma reação libera uma quantidade de energia na forma de calor, ΔH, e gasta determinada quantidade de energia, $T \cdot \Delta S$, para organizar novamente o sistema, o máximo que podemos retirar de energia livre desse sistema para realizar trabalho útil é a diferença:

$\Delta H - T \cdot \Delta S$, conhecida como variação da energia livre de Gibbs, ΔG.

$$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$$

O valor de ΔG pode ser expresso em joules, quilojoules, calorias ou quilocalorias; o importante é que, para calcular o valor de ΔG, os valores de ΔH e $T \cdot \Delta S$ devem estar expressos numa mesma unidade de energia (ambos em joules ou ambos em quilojoules, por exemplo).

A denominada energia livre de Gibbs, G, é uma grandeza termodinâmica cuja variação, ΔG, corresponde à máxima energia útil que é possível retirar de um sistema.

$$\Delta G_{reação} = G_{produtos} - G_{reagentes}$$

Assim, por exemplo, para que a fabricação de um produto químico gere lucro, a indústria deve trabalhar gastando o mínimo de energia e retirando o máximo de trabalho útil de suas máquinas. Para encontrar as condições ideais de trabalho, os técnicos utilizam os cálculos de ΔG.

A expressão $\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$ só é válida à pressão constante (por causa do ΔH) e à temperatura constante (por causa do produto $T \cdot \Delta S$).

Como ΔG é uma energia retirada do sistema, por convenção seu valor deve ser negativo, $\Delta G < 0$, para indicar um processo espontâneo.

Podemos prever a espontaneidade de um processo químico relacionando as funções ΔH, ΔS e ΔG, denominadas funções de estado porque dependem apenas dos estados inicial e final dos sistemas, e não dos estados intermediários.

Quando o ΔG de uma reação for exatamente igual a zero, essa reação estará em equilíbrio.

$$\Delta G = 0 \rightleftharpoons \Delta H = T \cdot \Delta S \rightleftharpoons \text{equilíbrio}$$

Por exemplo, a seguinte reação genérica:

$$a\,A + b\,B \rightleftharpoons c\,C + d\,D$$

Se chamarmos de ΔG_d a energia livre envolvida na reação direta e considerarmos $\Delta G_d < 0$, teremos que a reação direta é espontânea.

Se chamarmos de ΔG_i a energia livre envolvida na reação inversa e considerarmos $\Delta G_i > 0$, teremos que a reação inversa não é espontânea.

À medida que a reação direta vai ocorrendo, a energia envolvida nessa reação vai diminuindo e ΔG_d vai se tornando cada vez menos negativo (e a reação vai se tornando cada vez menos espontânea).

A reação inversa, que só ocorre à custa da energia fornecida pela reação direta, começa a se desenvolver e o ΔG_i vai se tornando cada vez menos positivo (e a reação vai se tornando cada vez mais espontânea).

Chega um momento em que ΔG_d se torna igual a ΔG_i; é exatamente nesse momento que a reação entra em equilíbrio.

Resumindo:

$\Delta G < 0 \rightarrow$ reação espontânea

$\Delta G > 0 \rightarrow$ reação não espontânea

$\Delta G = 0 \rightarrow$ as reações direta e inversa estão em equilíbrio

Sendo $\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$, temos:

ΔH	ΔS	T	Espontaneidade do processo
$\Delta H < 0$	$\Delta S < 0$	Qualquer	É espontâneo
$\Delta H > 0$	$\Delta S < 0$	Qualquer	Não é espontâneo
$\Delta H < 0$	$\Delta S < 0$	Baixa	Possivelmente é espontâneo
$\Delta H < 0$	$\Delta S < 0$	Alta	Possivelmente não é espontâneo
$\Delta H > 0$	$\Delta S > 0$	Baixa	Possivelmente não é espontâneo
$\Delta H > 0$	$\Delta S > 0$	Alta	Possivelmente é espontâneo

É importante observar que o fato de uma reação ser espontânea não significa que ela ocorrerá num intervalo de tempo mensurável. A transformação de diamante em grafita, por exemplo, é espontânea, mas leva milhões de anos para ser concluída.

Resolução das questões

1. Alternativa D.

Balanceando a equação, temos:

$2\,NH_3(g) \rightarrow 1\,N_2(g) + 3\,H_2(g)$

Curva A: N_2 → a concentração aumenta com o tempo.

Curva B: H_2 → a concentração triplica em relação à do N_2.

Curva C: NH_3 → a concentração diminui com o tempo.

2. Alternativa E.

Quanto maior o valor de K_C, maior é a concentração de produtos no equilíbrio.

3. Alternativa A.

No instante inicial de uma reação a concentração dos reagentes é máxima e vai diminuindo no desenvolver da reação, pois estes são consumidos para a formação dos produtos.

4. Alternativa E.

$1\,H_2(g) + 1\,I_2(s) \rightleftharpoons 2\,HI(g)$

$K_C = \dfrac{[HI]^2}{[H^2]}$

Substâncias puras nas fases sólida ou líquida apresentam concentração constante e não participam da expressão de K_C.

5. $K_C = \dfrac{[CO_2]^3}{[CO]^3}$

Como na temperatura T o valor de K_C é alto, a concentração de $CO_2(g)$ nessa temperatura também é alta. Logo, o equilíbrio está deslocado no sentido da reação direta e as substâncias predominantes no equilíbrio na temperatura T são: $CO_2(g)$ e Fe(s).

6. Alternativa A.

A expressão matemática da constante K_C para a reação: $2\,NO(g) + 1\,Br_2(g) \rightleftharpoons 2\,NOBr(g)$ é:

$K_C = \dfrac{[NOBr]^2}{[NO]^2 \cdot [Br_2]}$

7. Expressão de K_C para o equilíbrio:

$K_C = \dfrac{[PC\ell_5]}{[PC\ell_3] \cdot [C\ell_2]} \rightarrow K_C = \dfrac{\frac{0{,}120}{3}}{\frac{0{,}600}{3} \cdot \frac{0{,}0120}{3}}$

$K_C = \dfrac{0{,}04}{0{,}2 \cdot 0{,}004} \rightarrow K_C = 50$

8. Alternativa B.

$A + B \rightleftharpoons 2\,X + 2\,Y$

$K_C = \dfrac{[X]^2 \cdot [Y]^2}{[A] \cdot [B]} \rightarrow K_C = \dfrac{(3)^2 \cdot (3)^2}{2 \cdot 2}$

$K_C = 20{,}25 \rightarrow K_C \approx 20{,}3$

9. Alternativa C.

Equação:	$1\,H_2(g)$	+	$1\,I_2(g)$	$\rightleftharpoons$	$2\,HI(g)$
início	1 mol		1 mol		———
reação	x mol		x mol		2 x mol
equilíbrio	1 − x mol		1 − x mol		2 x mol

Volume = 1 L

$K_C = \dfrac{[HI]^2}{[H_2] \cdot [I_2]}$

$K_C = \dfrac{\frac{(2\,x)^2}{1}}{\frac{(1-x)}{1} \cdot \frac{(1-x)}{1}} \rightarrow 49 = \dfrac{4\,x^2}{1 - 2\,x - x^2}$

$45\,x^2 - 98\,x + 49 = 0$

$x = \dfrac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4 \cdot a \cdot c}}{2 \cdot a}$

$$x = \frac{-(-98) \pm (98)^2 - 4 \cdot 45 \cdot 49}{2 \cdot 45}$$

$$x = \frac{98 \pm 784}{2 \cdot 45} \rightarrow x = \frac{98 \pm 28}{90}$$

$x_1 = +1{,}4 > 1{,}0$ mol (não tem significado físico)

$x_2 \approx 0{,}78$

$$[HI] = \frac{2x}{1} \rightarrow [HI] \approx 2 \cdot 0{,}78 \rightarrow [HI] \approx 1{,}56 \text{ mol/L}$$

10. Alternativa D.

Equação:	$2\,SO_2(g)$ +	$1\,O_2(g)$	⇋	$2\,SO_3(g)$
início:	6 mol	5 mol		———
reação:	4 mol	2 mol		4 mol
equilíbrio:	2 mol	3 mol		4 mol

Para um volume de 1 L, tem-se:

$$K_C = \frac{[SO_3]^2}{[SO_2]^2 \cdot [O_2]} \rightarrow K_C = \frac{42}{22 \cdot 3} \rightarrow K_C \approx 1{,}33$$

11. Alternativa A.

$$K_C = \frac{[NH_3]^2}{[N_2] \cdot [H_2]^3}$$

$$1{,}67 \cdot 10^{-3} = \frac{[NH_3]^2}{2{,}0 \cdot (3{,}0)^3} \rightarrow [NH_3] = 0{,}30 \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

12. Alternativa A.

Cálculo da concentração em quantidade de matéria de cada gás no equilíbrio:

200 mol de $SO_3(g)$ ——— 400 L

x ——— 1 L

$$x = \frac{1 \cdot 200}{400} \rightarrow x = 0{,}5 \text{ mol de } SO_3(g)/L$$

80 mol de $SO_2(g)$ ——— 400 L

y ——— 1 L

$$y = \frac{1 \cdot 80}{400} \rightarrow y = 0{,}2 \text{ mol de } SO_2(g)/L$$

120 mol de $O_2(g)$ ——— 400 L

z ——— 1 L

$$z = \frac{1 \cdot 120}{400} \rightarrow z = 0{,}3 \text{ mol de } O_2(g)/L$$

$$K_C = \frac{[SO_3]^2}{[SO_2]^2 \cdot [O_2]} \rightarrow K_C = \frac{(0{,}5)^2}{(0{,}2)^2 \cdot 0{,}3} \rightarrow K_C = 20{,}8$$

13. Alternativa E.

$N_2(g) + O_2(g) \leftrightharpoons 2\,NO(g)$

$$K_P = \frac{(pNO)^2}{(pN_2) \cdot (O_2)} \rightarrow K_P = \frac{(1)^2}{(0{,}8) \cdot (2)}$$

$$K_P = \frac{1}{1{,}6} \rightarrow K_P = 0{,}625$$

14. a) Para o equilíbrio químico:

$2\,NaHCO_3(s) \leftrightharpoons 1\,Na_2CO_3(s) + 1\,CO_2(g) + 1\,H_2O(g)$, a constante de equilíbrio é calculada pela expressão:

$K_C = [CO_2] \cdot [H_2O]$

b) Para o equilíbrio acima, a expressão da constante de equilíbrio em termos de pressões parciais é:

$K_P = pCO_2 \cdot pH_2O$

Pela equação química, pode-se concluir que a pressão parcial do $CO_2(g)$ é igual à pressão parcial da $H_2O(g)$, então:

$K_p = pCO_2 \cdot pH_2O \rightarrow 0{,}25 = pCO_2 \cdot pH_2O$

$0{,}25 = p^2 \rightarrow p = 0{,}50$ atm

$pCO_2 = pH_2O = 0{,}50$ atm

15. Alternativa E.

$2\,SO_2(g) + O_2(g) \leftrightharpoons 2\,SO_3(g)$

$$K_C = K_P \cdot \frac{(1)^{\Delta n}}{(R \cdot T)}$$

$$K_C = 2{,}8 \cdot 10^2 \cdot \frac{(1)^{-1}}{0{,}082 \cdot 10^3}$$

$$K_C \approx 2{,}3 \cdot 10^4$$

16. Alternativa C.

$N_2(g) + O_2(g) \leftrightharpoons 2\,NO(g)$

$$K_P = \frac{(pNO)^2}{(pN_2) \cdot (O_2)} \rightarrow K_P = \frac{(0{,}1)^2}{(0{,}2) \cdot (0{,}01)}$$

$$K_P = \frac{0{,}01}{0{,}02} \rightarrow K_P = 5$$

17. a) Como a temperatura (720 K) nas duas situações é a mesma, a constante de equilíbrio da reação não se altera. Partindo-se de uma mistura equimolar de CO(g) e $C\ell_2(g)$ (mesma quantidade de matéria), as pressões parciais desses dois gases se manterão iguais em todos os instantes, uma vez que eles reagem na proporção de 1 mol para 1 mol. A pressão total inicial é de 2 atm; logo concluímos que a pressão inicial de cada gás será de 1 atm. Com o passar do tempo, as pressões de CO(g) e de $C\ell_2(g)$ irão diminuir, e a de $COC\ell_2(g)$ irá aumentar na proporção de 1 : 1 : 1. Atingindo o equilíbrio, teremos as mesmas pressões parciais de equilíbrio da primeira situação.

b) $$K_P = \frac{pCO \cdot pC\ell_2}{pCOC\ell_2}$$

Pelo gráfico, temos:

$$K_P = \frac{0{,}35 \cdot 0{,}35}{0{,}65}$$

$K_P \approx 0{,}188$ ou $\approx 0{,}19$

Exercícios de revisão

12.1 Alternativa E.

Como na expressão de K_C a concentração de produtos é diretamente proporcional à constante de equilíbrio, quanto maior o valor de K_C, maior será a concentração de produtos.

12.2 Alternativa B.

A constante de equilíbrio de uma reação química depende apenas da temperatura.

12.3 Alternativa D.

A partir do momento em que o equilíbrio é estabelecido, as concentrações das espécies participantes permanecem constantes (desde que a temperatura se mantenha constante).

12.4 Alternativa D.

A representação mais adequada é a que mostra as reações direta e inversa em constante evolução nos dois recipientes, uma vez que as substâncias envolvidas encontram-se no estado gasoso.

12.5 Alternativa D.

$K_P = \frac{pN_2O_4}{(pNO_2)^2}$

Tomando-se um ponto na curva das pressões parciais, temos:

$pN_2O_4 = 3{,}0$ atm e $pNO_2 = 0{,}6$ atm

$K_P = \frac{3{,}0}{(0{,}6)^2} \rightarrow K_P \approx 8{,}3$

12.6

Cálculo da concentração em quantidade de matéria, mol/L, de reagentes e produtos:

1 mol _____ 46 g de $NO_2(g)$

x _____ 0,48 g de $NO_2(g)$

$x = \frac{0{,}48 \cdot 1}{46} \rightarrow x \approx 0{,}01$ mol de $NO_2(g)$

0,01 mol de $NO_2(g)$ _____ 0,5 L

y _____ 1 L

$y = \frac{1 \cdot 0{,}01}{0{,}5} \rightarrow y = 0{,}02$ mol de $NO_2(g)$/L

1 mol _____ 92 g de $N_2O_4(g)$

z _____ 2 g de $N_2O_4(g)$

$z = \frac{2 \cdot 1}{92} \rightarrow z \approx 0{,}02$ mol de $N_2O_4(g)$

0,02 mol de $N_2O_4(g)$ _____ 0,5 L

w _____ 1 L

$w = \frac{1 \cdot 0{,}02}{0{,}5} \rightarrow w = 0{,}04$ mol de $N_2O_4(g)$/L

$K_C = \frac{[N_2O_4]}{[NO_2]^2} \rightarrow K_C = \frac{0{,}04}{(0{,}02)^2} \rightarrow K_C = 100$

Capítulo 13 – Deslocamento de equilíbrios

Neste capítulo estudamos os fatores capazes de afetar o estado de equilíbrio dinâmico de um sistema, como concentração de reagentes e produtos, a pressão e a temperatura. Para prever o sentido do deslocamento de equilíbrio, utilizamos o princípio de Le Chatelier.

Objetivos

Identificar os fatores que afetam um sistema em equilíbrio químico.

Prever o sentido do deslocamento de equilíbrio utilizando o princípio de Le Chatelier.

Relacionar alguns fatos cotidianos ao deslocamento de equilíbrio.

Contextualizar o deslocamento de equilíbrio químico à produção industrial, mostrando como a amônia é obtida industrialmente (sistema Haber-Bosch).

Conteúdos específicos indispensáveis para a sequência dos estudos

Fatores que alteram estado de equilíbrio químico: pressão, temperatura e concentração.

Uso do princípio de Le Chatelier.

Comentários e sugestões

Os fatores que alteram o estado de equilíbrio dinâmico de um sistema em reação podem ser discutidos com os alunos por meio das imagens que aparecem nas páginas de 215, 216 e 21. A partir das observações dos alunos sobre os fenômenos ilustrados, o professor irá conduzindo a aula e explicando o princípio de Le Chatelier.

Mostre a seus alunos que qualquer perturbação no sistema provocará um deslocamento do equilíbrio no sentido de reestabelecer as condições anteriores à perturbação.

Não é recomendado usar apenas termos, como "desloca para a esquerda" ou "desloca para a direita", pois induzem a um processo de mecanização, confundem e dificultam a aquisição de um conhecimento significativo da matéria.

O aluno deve reconhecer que o valor da constante de equilíbrio só se altera com a mudança de temperatura. Logo, o deslocamento provocado pela mudança de concentração das substâncias participantes ou da pressão não alteram o valor da constante.

Lembre sempre que a adição de um catalisador favorece igualmente as reações direta e inversa e, portanto, não provoca deslocamento de equilíbrio.

Algumas respostas para as questões apresentadas no início do capítulo, na seção **Saiu na mídia**, podem ser construídas neste momento.

Proponha aos alunos que façam alguns exercícios em grupos de cinco componentes. Nesta etapa, diga a eles para discutir com os integrantes do grupo e chegar a um consenso sobre a resposta de cada questão proposta. É importante passar pelos grupos e verificar a postura do aluno na tomada de decisões (o que pode ser uma forma de avaliação). Também, neste momento, é possível sanar as dúvidas dos alunos.

Trabalho em equipe

As informações do exercício 1 foram extraídas do *site*: <www.higieneocupacional.com.br/download/amonia-anidra.pdf>. Acesso em: 20 fev. 2013, e podem ajudar o professor a orientar o trabalho dos alunos.

1. a) "Apresenta risco moderado ao fogo. Em casos de fogo em instalações, o melhor procedimento é estancar o fluxo de gás, fechando a válvula, já que a amônia em concentrações elevadas no ar pode formar uma mistura explosiva. Para isso, pode ser necessário o uso de água, dióxido

de carbono ou pó químico, para extinção da chama adjacente à válvula que controla o fornecimento do gás."

b) "Descrição breve dos principais sintomas e efeitos: asfixia por respiração de amônia anidra. Queimadura por contato. A inalação de altas concentrações produz violenta tosse e, se a rápida retirada do local não ocorrer, resultará irritação pulmonar, edema e até a morte por asfixia. A exposição a altas concentrações de vapor de amônia causa irritação, cegueira temporária e severos danos aos olhos; se ingerida provoca ação corrosiva na boca, esôfago e estômago. As soluções aquosas de amônia apresentam praticamente os mesmos danos, dependendo naturalmente de sua concentração. O contato de solução amoniacal com a pele produz um avermelhamento na região afetada, já o contato com amônia anidra liquefeita pode causar graves queimaduras, pela sua ação cáustica e pelo próprio congelamento do local afetado. Em ambientes contaminados com baixas concentrações, o gás só causa irritação nos olhos; e incomoda na respiração. Não é tóxico de efeitos acumulativos. Além desses ocorre inchamento de todo o corpo, forte dor na boca, colapso, febre, tosse, forte dor no peito, forte dor nos olhos, ouvidos e garganta, forte dor no abdômen e vômito."

c) "Inalação: Remova a vítima para a área não contaminada e arejada e administre oxigênio, se disponível, sob máscara facial ou catéter nasal. Aplique manobras de ressuscitação em caso de parada respiratória. Encaminhe imediatamente ao hospital mais próximo.

Contato com a pele: Retirar rapidamente as roupas e calçados contaminados e lavar as partes atingidas com água corrente em abundância durante 15 minutos. Se houver, aplique ácido acético ou vinagre. Não colocar ataduras durante 24 horas. Encaminhar ao médico.

Contato com os olhos: O atendimento imediato é fundamental. Lavar os olhos com água corrente durante uns 15 minutos, mantendo a pálpebra erguida, para permitir a máxima remoção do produto. Se houver disponível, aplicar solução de ácido bórico 5%. Após esses cuidados encaminhar imediatamente ao médico oftalmologista.

Ingestão: O acidentado consciente pode ingerir água ou leite, sempre aos poucos para não induzir vômitos. Não provocar vômitos. Encaminhar ao médico informando as características do produto.

Quais ações devem ser evitadas: Em caso de ingestão por amônia, nunca dê nada pela boca a pessoas inconscientes ou em estado convulsivo."

2. Alternativa D.

3. Forma-se uma mistura de gases tóxicos denominados cloraminas. Em ordem crescente de toxidez: monocloramina, $NH_2C\ell(g)$; dicloroamina, $NHC\ell_2(g)$, e tricloroamina, $NHC\ell_3(g)$.

Esses gases que apresentam um forte cheiro de "cloro" são fortemente irritantes das vias respiratórias e das mucosas.

A reação a seguir mostra a formação da monocloramina.

$$NH_4^{1+}(aq) + C\ell O^{1-}(\ell) \rightarrow NH_2C\ell(\ell) + H_2O(\ell)$$

Resolução das questões

1. a) O equilíbrio é deslocado no sentido dos produtos.
b) O equilíbrio é deslocado no sentido dos produtos.
c) O equilíbrio é deslocado no sentido dos reagentes.
d) O equilíbrio é deslocado no sentido dos reagentes.
e) O equilíbrio é deslocado no sentido dos produtos.

2. Para deslocar o equilíbrio no sentido dos produtos (formação de gases não tóxicos) podemos aumentar a concentração de reagentes, CO(g) e NO(g) ou diminuir a concentração de produtos, $CO_2(g)$ e $N_2(g)$, retirando-os do sistema na medida em que vão sendo formados.

3. Alternativa B.
A constante de equilíbrio só se altera com a variação de temperatura. A adição de reagentes ou de produtos apenas faz o equilíbrio se deslocar e mantém invariável o valor da constante de equilíbrio.

4. Alternativa A.
II. Errada. Como não há variação de volumes no equilíbrio, a adição de um gás inerte à mistura não desloca o equilíbrio.
III. Errada. O equilíbrio não sofre influência da pressão porque não há variação de volume.

5. Alternativa B.
Nesse sistema a transformação de reagentes em produtos ocorre sem variação de volume, por isso, o equilíbrio não pode ser deslocado por variação de pressão.

6. Para favorecer a formação dos produtos é necessário aumentar a concentração de um dos reagentes, ou diminuir a quantidade de um dos produtos. A adição de um catalisador pode até acelerar uma das reações, mas ela não favorece nenhuma reação em relação à outra.

7. a) Favorece, pois a reação de formação do O_3 é endotérmica.
b) Favorece, pois o aumento da pressão desloca o equilíbrio no sentido da reação que ocorre com contração de volume [reação de formação do $O_3(g)$].

8. Alternativa D.
A equação indicada no enunciado pode ser escrita como:

$$N_2(g) + 3\,H_2(g) \rightleftharpoons 2\,NH_3(g) + 91{,}8\ kJ$$

A diminuição de temperatura favorece o equilíbrio para o lado em que o calor é liberado (no sentido de formação da amônia).

9. a) O equilíbrio se deslocará no sentido da reação inversa para repor o $H_2S(g)$ retirado. Logo, a concentração de $SO_2(g)$ diminui.

b) O equilíbrio se deslocará no sentido da reação inversa (endotérmica). Logo, a concentração de $SO_2(g)$ diminui.

c) O equilíbrio se deslocará no sentido da reação direta (que ocorre com contração de volume). Logo, a concentração de $SO_2(g)$ aumenta.

d) O equilíbrio se deslocará no sentido da reação direta para consumir o $O_2(g)$ em excesso. Logo, a concentração de $SO_2(g)$ aumenta.

Exercícios de revisão

13.1

0. Correto. A solubilidade dos gases é maior em baixas temperaturas. Com isso, o equilíbrio é deslocado para a direita, consumindo ainda mais o $CaCO_3(s)$.

1. Incorreto. Como há pouco $CO_2(g)$ dissolvido, o $CaCO_3(s)$ é pouco dissolvido.

2. Correto. O equilíbrio será deslocado para a esquerda favorecendo a formação de corais.

13.2

a) Quanto maior o valor de K_p, mais a reação está deslocada para a direita favorecendo a formação de $NH_3(g)$, uma vez que K_p (25 °C) > K_p (450 °C).

1 $N_2(g)$	+	3 $H_2(g)$	⇌	2 $NH_3(g)$
1 mol		3 mol		2 mol
1 V		3 V		2 V
		4 V		2 V

O aumento da pressão desloca o equilíbrio no sentido da diminuição de volumes, favorecendo a formação de NH_3.

b) A pressão elevada desloca o equilíbrio no sentido direto (formação de amônia).

O aumento da temperatura aumenta a taxa de desenvolvimento da reação nos dois sentidos. Na síntese da amônia utiliza-se alta temperatura, pois a energia de ativação da reação é elevada.

O catalisador diminui a energia de ativação da reação, permitindo que se atinja o equilíbrio em tempo menor.

13.3 Alternativa B.

O aumento da concentração de um dos reagentes, CO, fará com que o equilíbrio se desloque no sentido de consumir esse reagente (princípio de Le Chatelier). Haverá, portanto, aumento do rendimento da formação de metanol.

13.4 Alternativa E.

Retirando-se gás carbônico, o equilíbrio se desloca no sentido de sua formação (para a direita). Desta forma, a quantidade de hidrogênio produzido aumenta.

13.5 Alternativa B.

I. Verdadeira. Como mostra o gráfico, diminuindo-se a temperatura o valor de K_C aumenta, o que indica que o rendimento da reação também aumenta.

II. Falsa. Justificado acima.

III. Verdadeira. O aumento da temperatura faz com que a constante de equilíbrio diminua. Isso significa que aumentando-se a temperatura o equilíbrio é deslocado para a esquerda. Trata-se, portanto, de uma reação exotérmica.

IV. Falsa. O aumento de temperatura provoca uma diminuição da constante de equilíbrio e, portanto, um deslocamento do equilíbrio para a esquerda (sentido em que há formação de N_2 e de H_2).

13.6 Alternativa C.

Aumentando-se a concentração de hidrogênio, H_2, o equilíbrio se desloca no sentido da formação dos produtos.

13.7 Alternativa A.

A adição de acetato de etila aumenta K_C. – Falsa, o K_C só se altera com a temperatura.

A adição de um catalisador diminui K_C. – Falsa, o K_C só se altera com a temperatura.

A adição de acetato de etila desloca o equilíbrio no sentido da formação dos reagentes. – Verdadeira.

A adição de ácido acético não desloca o equilíbrio. – Falsa, a adição de ácido acético desloca o equilíbrio no sentido da formação dos produtos.

A adição de ácido acético não altera o K_C. – Verdadeira.

13.8 Alternativa B.

$$2\ F_2(g) + 1\ O_2(g) + 11{,}0\ kcal \rightleftharpoons 2\ OF_2(g)$$

$$K_C = \frac{[OF_2]^2}{[F_2]^2 \cdot [O_2]}$$

Item III: errado, porque a constante de equilíbrio só varia com a temperatura, ela não sofre alteração com o aumento ou a diminuição da pressão. Item IV: errado, porque o catalisador aumenta a taxa de desenvolvimento das reações direta e inversa ao mesmo tempo, ou seja, não altera o equilíbrio.

13.9 Os fatores que atuam no equilíbrio I, de modo a reduzir a produção de ácido nítrico no equilíbrio II, são aqueles que deslocam o equilíbrio I no sentido da reação inversa, diminuindo a produção do gás dióxido de nitrogênio, $NO_2(g)$, ou seja, a elevação de temperatura e a redução da pressão. A elevação da temperatura favorece a reação endotérmica, que, no caso do equilíbrio I, é a reação inversa.

A redução de pressão favorece a reação que ocorre com expansão de volume, que, no caso do equilíbrio I, também é a reação inversa.

13.10 Alternativa E.

Um aumento de temperatura favorece a reação endotérmica, portanto maior formação de H_2. O catalisador não favorece nenhuma das reações, apenas contribui para que o equilíbrio químico seja atingido mais rapidamente. Um aumento de pressão favorece a contração de volume, que neste sistema ocorre contra a formação de H_2.

13.11

a) $2\ \underset{\text{castanho}}{NO_2(g)} \rightleftharpoons 1\ \underset{\text{incolor}}{N_2O_4(g)}$

A diminuição da temperatura desloca o equilíbrio no sentido exotérmico. Como a cor castanha tende a desaparecer, conclui-se que o sentido exotérmico corresponde à reação direta, de formação do $N_2O_4(g)$.

b) A diminuição da pressão (vácuo) desloca o equilíbrio no sentido de maior volume de gases. Assim, o equilíbrio é deslocado no sentido dos reagentes, aumentando a $[NO_2]$ e, consequentemente, aumentando a intensidade da cor castanha.

c) $K_P = \dfrac{(pN_2O_4)}{(pNO_2)^2}$

13.12 Alternativa A.

Um aumento da pressão favorece a reação no sentido de contração do volume, que ocorre a favor da formação de NH_3. O catalisador não favorece nenhuma das reações, apenas contribui para que o equilíbrio químico seja atingido mais rapidamente. Um aumento na concentração do gás N_2 desloca o equilíbrio no sentido da formação dos produtos.

Capítulo 14 – Equilíbrios iônicos

Este capítulo trata de equilíbrios químicos iônicos. Muitos dos conceitos estudados em equilíbrios moleculares são aplicados aqui. Também desenvolve-se o conceito de ácido e base de Brönsted-Lowry a partir do qual pode-se concluir a força de ácidos e bases analisando valores da constante de equilíbrio de ionização ou dissociação e do grau de ionização α.

Aplicamos a lei de diluição de Ostwald para eletrólitos fracos e utilizamos o princípio de Le Chatelier para prever o sentido do deslocamento de equilíbrios.

Objetivos

Representar as equações de ionização dos ácidos e bases.

Escrever as constantes de ionização ou dissociação, K_a e K_b.

Relacionar e interpretar os valores das constantes de ionização, K_a e K_b, a força dos ácidos e bases.

Conceituar ácido e base de Brönsted-Lowry.

Compreender e relacionar o grau de ionização à força dos ácidos e bases.

Compreender a relação da constante de ionização, grau de equilíbrio e concentração em quantidade de matéria estabelecidos pela lei da diluição de Ostwald.

Calcular a constante de equilíbrio ou concentração em mol/L ou grau de ionização dos eletrólitos fracos, utilizando a expressão da lei de diluição de Ostwald.

Prever o sentido do deslocamento dos equilíbrios iônicos utilizando o princípio de Le Chatelier.

Conteúdos específicos indispensáveis para a sequência dos estudos

Constantes de ionização × força de ácidos e bases.

Lei de diluição de Ostwald.

Deslocamento dos equilíbrios iônicos.

Comentários e sugestões

Inicie uma discussão com seus alunos para relembrar as características do equilíbrio químico. Peça a eles que citem os principais conceitos estudados nas aulas anteriores sobre equilíbrio. Seria interessante escrever na lousa as respostas que forem surgindo. Considerando as respostas dos alunos sobre conceitos que forem lembrados, aborde os equilíbrios iônicos.

É importante que o aluno compreenda e relacione a força de um ácido ou de uma base à constante de equilíbrio e saiba utilizar a expressão matemática da lei da diluição de Ostwald para calcular tanto a constante de equilíbrio como o grau de ionização ou a concentração em quantidade de matéria de eletrólitos fracos.

Sobre o deslocamento de equilíbrio, o princípio de Le Chatelier é aplicado da mesma maneira, a diferença é a adição de substâncias e íons que reagem consumindo as espécies que estão em equilíbrio químico.

Se for viável, sugerimos que você deixe em sala um "galinho do tempo". À medida que este fosse mudando de cor, você poderia ir discutindo com os alunos o deslocamento de equilíbrio conforme é mostrado no boxe **Curiosidade** – Equilíbrios na previsão do tempo.

Sugerimos que os exercícios sejam feitos em grupos de quatro alunos no caderno. É importante que você resolva alguns exercícios na lousa.

Proponha aos alunos que façam, em dupla, uma pesquisa a ser entregue por escrito sobre os diferentes conceitos de ácidos e bases. Faça um sorteio para que uma dupla apresente oralmente sua pesquisa aos colegas. Posteriormente poderia ocorrer um debate sobre o assunto proposto. Essa pesquisa pode ser uma forma de avaliação.

Teorias ácido-base do século XX

Teoria de Arrhenius

Apresentada em 1887 pelo químico sueco Svante Arrhenius, como parte de sua teoria da dissociação eletrolítica. Segundo essa teoria, ácido é toda substância que em água produz íons H^{1+} e base é aquela que produz OH^{1-}. A neutralização seria a reação entre essas duas espécies iônicas, produzindo água:

$H^{1+}(aq) + OH^{1-}(aq) \rightarrow H_2O(\ell)$ (1)

Esta teoria foi muito importante, pois além de dar conta de um grande número de fenômenos já conhecidos, provocou o desenvolvimento de várias linhas de pesquisa, inclusive contribuindo para estabelecer as bases científicas da química analítica. Alguns exemplos: a aplicação da lei de ação das massas a equilíbrios iônicos e a obtenção da lei de diluição de Ostwald (Ostwald, 1887); a equação de Nernst, que relaciona a força eletromotriz das pilhas com a concentração dos íons (Nernst, 1888-1889); o efeito tampão (Fernbach, 1900); o primeiro estudo quantitativo de um indicador (Friedenthal, 1904); o conceito de pH (Sorensen, 1909) etc. Apesar de todos esses avanços, desde o início a teoria mostrou-se restrita à água, sendo que em alguns casos foi possível estendê-la a outros solventes, e em sistemas sólidos não havia possibilidade de aplicá-la.

As críticas de Werner

No período de 1895 a 1911, Alfred Werner, o fundador da química de coordenação, teceu uma série de críticas às teorias ácido-base (Arrhenius e as teorias do século XIX ainda em uso), chamando a atenção para a semelhança funcional da neutralização com outras reações:

$BF_3 + KF \rightarrow KBF_4$ (2)

$PtC\ell_4 + 2\,KC\ell \rightarrow K_2PtC\ell_6$ (3)

$CO_2 + Na_2O \rightarrow Na_2CO_3$ (4)

Werner reinterpretou o processo de neutralização não como uma simples reação de adição, mas como uma reação de transferência, levando à formação de espécies coordenadas, de modo que as reações acima poderiam ser equacionadas como:

$BF_3 + KF \rightarrow K^{1+} + [BF_4]^-$ (5)

$PtC\ell_4 + 2\,KC\ell \rightarrow 2\,K^{1+} + [PtC\ell_6]^{2-}$ (6)

$CO_2 + Na_2O \rightarrow 2\,Na^{1+} + [CO_3]^{2-}$ (7)

Teoria dos sistemas solventes

Começou a ser desenvolvida em 1905 por E. C. Franklin, principalmente para a amônia (NH_3) líquida, e depois por vários outros pesquisadores, por generalização da teoria de Arrhenius a vários outros solventes. Essa teoria considera que todo solvente sofre uma autoionização, gerando um cátion (ácido) e uma base (ânion):

solvente $\rightarrow$ cátion + ânion (8)

Ácido é tudo que faz aumentar a concentração do cátion característico do solvente e base é o que aumenta a concentração do ânion característico.

A neutralização é a formação do solvente a partir desses cátions e ânions característicos.

$2\,H_2O \rightarrow H_3O^{1+} + OH^{1-}$ (9)

$2\,NH_3 \rightarrow NH_4^{1+} + NH^{2-}$ (10)

$2\,POC\ell_3 \rightarrow POC\ell_2^{1+} + POC\ell_4^{1-}$ (11)

Dezenas de solventes foram estudados, principalmente visando obter novas reações e compostos.

Teoria protônica

Foi proposta em 1923, independentemente, por G. Lewis (EUA), T. Lowry (Inglaterra) e J. Brönsted (Dinamarca).

O último foi um dos que mais contribuiu para o desenvolvimento da mesma.

Segundo essa teoria, ácido é um doador de prótons (seria o mesmo que o íon H^+, o núcleo do hidrogênio, porém essa definição ajuda a diferenciar a teoria da de Arrhenius) e base, um receptor de prótons. A reação de neutralização seria uma transferência de prótons entre um ácido e uma base.

$AH + B \rightarrow BH + A$ (12)

Exemplos:

$HC\ell + NH_3 \rightarrow NH_4^{1+} + C\ell^{1-}$ (13)

$HAc + H_2O \rightarrow H_3O^{1+} + Ac^{1-}$ (14)

$H_3O^{1+} + OH^{1-} \rightarrow H_2O + H_2O$ (15)

(Ac^{1-} = acetato)

Essa teoria permitiu o estudo em sistemas fortemente ácidos (ácido sulfúrico como solvente), em sistemas sólidos; o desenvolvimento de indicadores para estes meios (Hammett, 1928); estudos de catálise ácido-base, com a respectiva equação de Brönsted (Brönsted, 1924); estudos de próton afinidade em fase gasosa (propostos por Sherman em 1932, mas cujas medições só foram iniciadas na década de 60) etc. É uma teoria bastante utilizada e atual.

Teoria de Lux

Proposta por H. Lux em 1939 é, em sua forma, semelhante à teoria protônica, considerando o ânion óxido (O^{2-}) a entidade transferida. Ácido é um receptor de O^{2-} e base, um doador. Uma reação entre um óxido

ácido (CO_2) e um óxido básico (CaO) seria uma reação de neutralização:

$CO_2 + CaO \rightarrow Ca^{2+} + CO_3^{2-}$ (16)

$SiO_2 + K_2O \rightarrow 2\ K^+ + SiO_3^{2-}$ (17)

Essa teoria mostrou-se bastante útil para tratar de reações envolvendo líquidos iônicos (sais e óxidos fundidos) que ocorrem na metalurgia, na fabricação de vidro e cerâmica, nos sistemas geoquímicos etc.

Teoria eletrônica

Como consequência de sua teoria do par eletrônico para explicar as ligações químicas, G. N. Lewis propôs uma teoria ácido-base em 1923 (juntamente com a teoria protônica). Considerava que ácido (A) é toda espécie química capaz de receber um par eletrônico e que base (B) é aquela capaz de doar um par eletrônico (representado por :).

De maneira geral: $A + :B \rightarrow A:B$ (18)

O composto A:B recebe nomes diversos, conforme a circunstância: aduto, sal, complexo, complexo ácido-base, complexo doador-aceitador etc.

A equação 18 representa uma reação genérica de neutralização.

Como exemplos de reações de neutralização estão todas as reações já citadas e outras como:

$BF_3 + :NH_3 \rightarrow H_3N:BF_3$ (19)

Essa reação, e muitas outras semelhantes, passaram então a ser consideradas reações ácido-base, e não haviam sido englobadas pelas teorias anteriores.

Essa teoria foi aplicada inicialmente no estudo de reações orgânicas (Lowry, Robinson, Ingold e Lapworth, na Inglaterra) e na química de coordenação (Sidwick, na Inglaterra). Surgiram então os termos: doador e aceitador (Sidwick, 1927) e reagentes eletrofílicos e nucleofílicos (Ingold, 1933).

Os termos cunhados por Ingold envolviam não apenas ácidos e bases, mas também oxidantes e redutores, generalizando assim os próprios conceitos de Lewis. Porém os diversos nomes e a generalidade excessiva não contribuíram para popularizar a teoria, ficando a forma preconizada por Ingold restrita ao estudo dos mecanismos de reações orgânicas e a denominação de Sidwick, ao campo da química de coordenação, não figurando em textos mais gerais ou introdutórios.

Em 1938, Lewis retornou ao tema ácido-base, especificando os critérios fenomenológicos (ou macroscópicos) para esse comportamento:

• A reação entre um ácido e uma base (neutralização) é rápida.

• Um ácido (ou uma base) pode deslocar de seus compostos um ácido (ou uma base) mais fraco(a).

• Ácidos e bases podem ser titulados um com o outro por meio de indicadores.

• Ácidos e bases são capazes de atuar como catalisadores.

Esses critérios são uma síntese brilhante do comportamento ácido-base e Lewis une essas observações fenomenológicas com a interpretação molecular (microscópica). Depois disso sua teoria "decolou", passando a ser vista, em sua generalidade, como uma teoria unificadora, saindo dos contextos restritos em que estava antes.

O desenvolvimento posterior da teoria eletrônica foi caracterizado principalmente pela sua quantificação.

Alguns exemplos dos estudos desenvolvidos: o ácido etilenodiamintetra-acético (EDTA) e outros agentes quelantes (G. Schwartzenbach, 1940); o estudo de efeitos estéricos em adutos (H. Brown, 1940); os conceitos de ácidos duros e moles (R. Pearson, 1963); as equações EC para prever as entalpias de formação de adutos (R. Drago, a partir da década de 60); os conceitos de doabilidade ('donicidade') e aceitabilidade e suas medidas, bem como a correlação de fenômenos ácido-base e de oxirredução (V. Gutmann, idem); a aplicação da química quântica às reações ácido-base (Klopman, idem), e a química supramolecular (Lehn, a partir da década de 70).

Teoria de Usanovich

Em 1939, o químico soviético M. Usanovich apresentou uma teoria que pretendia generalizar todas as teorias existentes. Definia ácido como a espécie que reage com a base para formar sais, doando cátions ou aceitando ânions ou elétrons, e base como a espécie que reage com o ácido para formar sais, doando ânions ou elétrons ou combinando-se com cátions. Essas definições são de certo modo semelhantes aos conceitos de reagentes eletrofílicos e nucleofílicos de Ingold.

Apesar de constar por algum tempo em vários textos, e ser eventualmente mencionada, praticamente não gerou nenhuma linha de pesquisa.

[...]

Uma 'boa' teoria, além de explicar os fatos de seu domínio, tem também que gerar pesquisas, propor problemas e fazer previsões que, ao serem confirmadas, além de darem um embasamento mais forte à teoria, geram também novas pesquisas e assim por diante. Uma "boa" teoria necessita também ser prática, simples e funcional, para que possa ser facilmente utilizada pelos pesquisadores e também ensinada.

Todas as teorias mencionadas foram "boas" no sentido de explicar. Todas geraram novas linhas de pesquisa, cada uma em seu tempo, [...]. As que mais se destacam por todas essas características citadas, sendo também as mais utilizadas, são as teorias protônica e eletrônica."

CHAGAS, Aécio Pereira. Revista Química Nova na Escola. Disponível em: <http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc09/historia.pdf>. Acesso em: 20 fev. 2013.

Resolução das questões

1. Alternativa E.
As espécies no estado de agregação sólido não são consideradas na expressão para a constante de equilíbrio.

2. Alternativa B.
A solução melhor condutora de eletricidade é aquela que possui maior grau de ionização, ou seja, possui maior valor na constante de ionização, K_a. No caso, é a solução aquosa 0,1 mol/L de HBr.

3. Alternativa E.
Quanto maior o valor de K_a, maior a força ácida e, portanto, menor a força básica.
Como o valor de K_a para o íon CN^{1-} é o menor, esses íons apresentam a maior força básica, seguidos pelos íons HCO_3^{1-} e CH_3COO^{1-}.

4. a) A maior abundância dos ânions na solução está relacionada à força do ácido, que é maior quando o valor de K_i é maior. Assim, temos:
$CO_3^{2-} < HCO_3^{1-} < C_2O_4^{2-} < HC_2O_4^{1-}$
b) O ácido oxálico, $H_2C_2O_4$, porque possui o maior valor de K_i, ou seja, $K_i = 5{,}9 \cdot 10^{-2}$.

5. Alternativa D.
Para ácido fraco, $1 - \alpha \approx 1$, portanto, vale a relação:
$K_a = \alpha^2 \cdot [\ ] \rightarrow K_a = (6 \cdot 10^{-5})^2 \cdot 0{,}1$
$K_a = 36 \cdot 10^{-10} \cdot 10^{-1}$
$K_a = 3{,}6 \cdot 10^{-10}$

6. Para eletrólitos fracos: $K_a = \alpha^2 \cdot [\ ]$.

$$[\ ] = \frac{K_a}{\alpha^2} \rightarrow [\ ] = \frac{5{,}27 \cdot 10^{-10}}{(0{,}075 \cdot 10^{-2})^2}$$

$$[\ ] = \frac{5{,}27 \cdot 10^{-10}}{5{,}625 \cdot 10^{-7}} \rightarrow [\ ] \approx 9{,}37 \cdot 10^{-4}$$

7. Alternativa A.
Para base fraca, $1 - \alpha \approx 1$, portanto, vale a relação:
$K_i = \alpha^2 \cdot [\ ] \rightarrow K_i = (2{,}83 \cdot 10^{-3})^2 \cdot 2$
$K_i = 8{,}0089 \cdot 10^{-6} \cdot 2$
$K_i \approx 1{,}60 \cdot 10^{-5}$

8. a) Quando um sistema químico atinge uma situação de equilíbrio, as concentrações em quantidade de matéria dos participantes tornam-se constantes. Consultando-se o gráfico fornecido, verifica-se que o equilíbrio químico é alcançado ao redor dos 400 milissegundos.
b) $Fe^{3+}(aq) + SCN^{1-}(aq) \rightleftharpoons FeSCN^{2+}(aq)$

$$K_c = \frac{[FeSCN^{2+}]}{[Fe^{3+}] \cdot [SCN^{1-}]}$$

$$K_c = \frac{(5 \cdot 10^{-3})}{(8 \cdot 10^{-3}) \cdot (2 \cdot 10^{-3})}$$

$K_C = 3{,}125 \cdot 10^2$.
Antes de atingir o equilíbrio, as concentrações dos íons $Fe^{3+}(aq)$ (curva I) e $SCN^{1-}(aq)$ (curva III) diminuem, e a concentração do íon $FeSCN^{2+}(aq)$ aumenta (curva II).

9. Alternativa D.
A constante de ionização K_i só varia com a temperatura. Para um ácido fraco, $K_i = \alpha^2 \cdot [\ ]$. Se a concentração em quantidade de matéria da solução inicial diminuiu 100 vezes, α^2 aumentou 100 vezes para que K_i continue constante.
Concluímos então que o grau de ionização α aumentou 10 vezes: $(10)^2 = 100$.

10. Alternativa A.
Quanto maior o valor de K_a, maior o valor do grau de ionização α.

11. Os íons hidróxido, $OH^{1-}(aq)$, liberados pela substância básica, irão reagir com os íons hidrônio, $H_3O^{1+}(aq)$, formando água.

$$H_3O^{1+}(aq) + OH^{1-}(aq) \rightleftharpoons 2\,H_2O(\ell)$$

O consumo de íons $H_3O^{1+}(aq)$ irá deslocar o equilíbrio no sentido direto de ionização do ácido acético.

12. a) Equação do equilíbrio:

$$[Co(H_2O)_6]^{2+}(aq) + 4\,C\ell^{1-}(aq) \rightleftharpoons [CoC\ell_4]^{2-}(aq) + 6\,H_2O(\ell)$$
rosado azul

Pelo princípio de Le Chatelier, um aumento de temperatura sobre um sistema em equilíbrio irá favorecer a reação endotérmica.
Na água em ebulição (sistema B), observa-se a cor azul, o que significa que o equilíbrio foi deslocado para a direita. Logo, a reação direta, de formação do íon $[CoC\ell_4]^{2-}(aq)$, é a endotérmica.
b) A constante de equilíbrio diminui de valor com a diminuição das concentrações dos participantes à esquerda da equação, $[Co(H_2O)_6]^{2+}(aq)$ e $C\ell^{1-}(aq)$. Isto é, K_C apresentará o menor valor quando o equilíbrio estiver deslocado para a esquerda, o que ocorre quando a solução está mergulhada em água e gelo (sistema C).

13. Considerando o equilíbrio que envolve o gás carbônico em solução aquosa:

$$1\,CO_2(g) + 2\,H_2O(\ell) \rightleftharpoons 1\,HCO_3^{1-}(aq) + 1\,H_3O^{1+}(aq)$$

Quando o refrigerante é ingerido, a elevada concentração de íons $H_3O^{1+}(aq)$ no estômago provoca o deslocamento do equilíbrio para a esquerda, aumentando a quantidade de gás carbônico, $CO_2(g)$, desprendido e causando o arroto. Esse desprendimento ainda é favorecido pela diminuição da pressão e pelo aumento da temperatura.

– O $CO_2(g)$ é engarrafado nos refrigerantes sob alta pressão. Quando o líquido é ingerido, a pressão diminui o suficiente para provocar o escape do gás.
– A maior temperatura do organismo em relação ao refrigerante, em geral consumido gelado, também provoca uma diminuição na solubilidade do $CO_2(g)$.

14. Alternativa B.

I. Verdadeira. A evaporação da água faz o equilíbrio equacionado ser deslocado para a esquerda (sentido de formação do carbonato de cálcio).
II. Falsa. A corrente de ar úmido desloca o equilíbrio para a direita (sentido de decomposição do carbonato de cálcio).
III. Verdadeira. A elevação da temperatura provoca uma retirada mais rápida do dióxido de carbono e uma evaporação da água líquida. A retirada dessas substâncias desloca o equilíbrio para a esquerda (sentido de formação de carbonato de cálcio).
IV. Falsa. A diminuição da temperatura faz o dióxido de carbono ficar mais solubilizado na água. Dessa forma, essas substâncias continuam fazendo parte do equilíbrio e este não é deslocado para lado nenhum.

Exercícios de revisão

14.1 Alternativa A.

Quanto maior o valor de K_a, mais forte é o ácido.

14.2 Alternativa A.

Como, para ácido fraco, $1 - \alpha \approx 1$, vale a relação:

$K_i = \alpha^2 \cdot [\ ]$

$\alpha^2 = \dfrac{K_i}{[\ ]} \rightarrow \alpha^2 = \dfrac{1{,}8 \cdot 10^{-5}}{0{,}045}$

$\alpha^2 = 4{,}0 \cdot 10^{-4}$

$\alpha = 2{,}0 \cdot 10^{-2} \rightarrow \alpha\% = 2{,}0\%$

14.3

$HNO_2(aq) + H_2O(\ell) \leftrightharpoons H_3O^{1+}(aq) + NO_2^{1-}(aq)$

a) $K_i = \alpha^2 \cdot [\ ] \rightarrow \alpha^2 = \dfrac{K_i}{[\ ]}$

$\alpha^2 = \dfrac{1{,}6 \cdot 10^{-7}}{1{,}0 \cdot 10^{-2}} \rightarrow \alpha^2 = 1{,}6 \cdot 10^{-5}$

$\alpha = 4{,}0 \cdot 10^{-3}$

$\alpha\% = 4{,}0 \cdot 10^{-1}\%$ ou $\alpha\% = 0{,}4\%$

b) $K_i = \alpha^2 \cdot [\ ] \rightarrow \alpha^2 = \dfrac{K_i}{[\ ]}$

$\alpha^2 = \dfrac{1{,}6 \cdot 10^{-7}}{1{,}0 \cdot 10^{-4}} \rightarrow \alpha^2 = 1{,}6 \cdot 10^{-3}$

$\alpha = 4{,}0 \cdot 10^{-2} \rightarrow \alpha\% = 4{,}0\%$

14.4 Alternativa C.

Para que as cascas dos ovos das galinhas não diminuam de espessura, estas devem tomar água enriquecida com gás carbônico, o que irá favorecer a formação do $CaCO_3(s)$. O aumento da concentração de $CO_2(g)$ desloca os equilíbrios IV, III e II para a esquerda, favorecendo a formação de $CO_3^{2-}(aq)$.

I. $Ca^{2+}(aq) + CO_3^{2-}(aq) \rightleftharpoons CaCO_3(s)$
II. $CO_3^{2-}(aq) + H_2O(\ell) \rightleftharpoons HCO_3^{1-}(aq) + OH^{1-}(aq)$
III. $HCO_3^{1-}(aq) + H_2O(\ell) \rightleftharpoons H_2CO_3(aq) + OH^{1-}(aq)$
IV. $H_2CO_3(aq) \rightleftharpoons CO_2(g) + H_2O(\ell)$

O aumento da concentração do $CO_3^{2-}(aq)$ desloca o equilíbrio I para a direita, favorecendo a formação de $CaCO_3(s)$.

14.5 Alternativa B.

Pelo aumento da concentração, o grau de ionização diminui. Pelo aumento da temperatura, teremos aumento de K_i e, consequentemente, aumento do grau de ionização.

14.6 Alternativa E.

I. Verdadeira. O enunciado diz que houve o desaparecimento do odor, portanto o sal é inodoro. O sal não é volátil (os compostos iônicos apresentam alto ponto de ebulição).
II. Falsa. A transformação ilustrada na figura é exotérmica, ou seja, ocorre com liberação de energia.
III. Verdadeira. O NaOH libera íons $OH^{1-}(aq)$, que reagirão com os íons $H_3O^{1+}(aq)$. Pelo princípio de Le Chatelier, o equilíbrio se desloca no sentido de formação dos reagentes para compensar a diminuição da concentração do $H_3O^{1+}(aq)$. Portanto, mais etilamina é produzida e o odor reaparece.

14.7 Todos os itens são falsos.

0. Falso. Um aumento de pressão não afeta o equilíbrio em (2), uma vez que todas as substâncias presentes no sistema estão na fase líquida.

1. Falso. A acidez da água é diminuída quando se acrescenta íons carbonato, CO_3^{2-}, pois o equilíbrio (2) é deslocado para a direita.

2. Falso. O acréscimo de gás carbônico, $CO_2(g)$, nos equilíbrios (1) e (2), aumentará a destruição dos peixes, porque ambos os equilíbrios serão deslocados no sentido do aumento da $[H^{1+}(aq)]$.

14.8 Alternativa C.

O aumento da concentração de íons oxalato desloca o equilíbrio no sentido de consumir esses íons, ou seja, no de formação do oxalato de cálcio.

14.9 Alternativa D.

O excesso de $NaC\ell$ no lago salgado provocava o deslocamento do equilíbrio no sentido de formação do carbonato de sódio.

14.10 Alternativa D.

Um ácido forte, como o $HC\ell(aq)$, faz aumentar a concentração de íons $H^{1+}(aq)$ no meio. Esse aumento desloca os equilíbrios das duas últimas equações para a esquerda. Esse deslocamento faz a concentração de $H_2S(aq)$ também aumentar, o que desloca o equilíbrio da 1ª equação para a

esquerda, o que faz o $H_2S(g)$ (substância responsável pelo cheiro) se formar em maior quantidade.

14.11 Alternativa E.
Todas as alternativas favorecem a reação direta.

14.12 Alternativa B.
Os íons $H_3O^{1+}(aq)$ ou $H^{1+}(aq)$ liberados pelo ácido reagem com os ânions $OH^{1-}(aq)$, deslocando o equilíbrio no sentido de formação do cloro, $C\ell_2(g)$, uma substância extremamente tóxica que inclusive já foi utilizada como arma química.

14.13 Alternativa E.
O íon hidrônio, $H_3O^{1+}(aq)$ ou simplesmente $H^{1+}(aq)$, reage com os íons hidróxido, $OH^{1-}(aq)$, formando água e deslocando o equilíbrio no sentido 1, ou seja, da desmineralização da hidroxiapatita.

Capítulo 15 – Produto iônico da água e K_{PS}

Um exemplo de reação reversível que está muito presente no cotidiano das pessoas é a reação de ionização da água. Este capítulo trata do equilíbrio iônico da água, dos conceitos de pH, pOH, hidrólise de sais e da constante do produto de solubilidade.

Objetivos

Entender a equação de autoionização da água e identificar as espécies (H_3O^{1+}, OH^{1-} e H_2O) que participam desse equilíbrio químico.

Determinar pH e pOH a partir dos valores das concentrações em quantidade de matéria de H_3O^{1+} e OH^{1-}.

Relacionar o valor de K_w com a temperatura.

Estabelecer relações de valores de pH e de pOH a materiais presentes no cotidiano como alimentos, cosméticos, medicamentos, etc.

Calcular os valores de pH e pOH das soluções a partir dos valores das concentrações em quantidade de matéria e vice-versa.

Prever e compreender o sentido do deslocamento do equilíbrio por meio do efeito do íon comum.

Definir hidrólise.

Compreender os processos envolvidos na hidrólise.

Entender como ocorre o efeito tampão de uma solução em equilíbrio químico.

Representar a expressão de K_{PS} para eletrólitos pouco solúveis (sais e bases).

Compreender e classificar as soluções em saturadas, insaturadas e prever a formação do precipitado utilizando o K_{PS}.

Determinar o valor de K_{PS} pelo valor do coeficiente de solubilidade da substância e vice-versa.

Estabelecer relações entre K_{PS} e situações do cotidiano, como cálculos renais, por exemplo.

Conteúdos específicos indispensáveis para a sequência dos estudos

Produto iônico da água: K_w
pH e pOH
Hidrólise de sais: caráter ácido e caráter básico
Efeito do íon comum
Constante do produto de solubilidade: K_{PS}

Comentários e sugestões

Nesta coleção, optamos por trabalhar com o íon H_3O^{1+}, em vez da forma simplificada, H^{1+}. Na verdade o H^{1+} é um próton, uma partícula subatômica que não pode existir isoladamente. O que existe, de fato, é o hidrônio, H_3O^{1+}, e o íon hidrônio hidratado:

$H_3O^{1+} \cdot 3\,H_2O$ ou $H_9O_4^{1+}$

Inicie a aula conversando com os alunos sobre o equilíbrio iônico da água, mostrando que, como toda constante de equilíbrio, o valor de K_W só depende da temperatura. A partir disso, aborde o produto iônico da água. É importante que os alunos associem o baixo valor de K_W à pequena concentração em quantidade de matéria dos íons, H_3O^{1+} e OH^{1-}.

Partindo do produto iônico da água, aborde os três tipos de solução: básica, neutra e ácida. É essencial dar a palavra aos alunos para tentar perceber o que eles pensam e observam e como podem explicar esses três tipos de soluções partindo dos valores das concentrações em quantidade de matéria dos íons H_3O^{1+} e OH^{1-}. Este é um bom momento para discutir os termos referentes a pH e pOH. Discuta com os alunos valores de pH e pOH de soluções que estão presentes no cotidiano listados nas páginas 242 e 243.

Partindo do conceito de pH, discuta a hidrólise de sais. Os alunos geralmente pensam que todo sal é neutro (apesar de termos trabalhado o caráter ácido e básico dos sais no volume 1).

Para iniciar a discussão do efeito do íon comum, sugerimos a atividade experimental da página 248.

Explique aos seus alunos o comportamento de uma solução-tampão e comente o quanto esse fenômeno é importante tanto em macrossistemas, como o pH das águas dos oceanos, quanto em microssistemas, como a manutenção de um organismo vivo.

Discuta com os alunos os equilíbrios envolvidos nos estados de alcalose e acidose do boxe **Química e saúde.**

Explique o produto de solubilidade a partir das soluções saturadas e insaturadas. É importante que os alunos compreendam que esse produto de solubilidade é uma constan-

te de equilíbrio que pode ser aplicada a substâncias pouco solúveis. As interpretações são aplicações dos conceitos das constantes de equilíbrio já estudadas em sala de aula. O K_{PS} não será novidade para os alunos, pois é mais um tipo de constante de equilíbrio.

Experimento: Efeito do íon comum no equilíbrio

Esta atividade pode ser feita pelos alunos, em grupo de cinco componentes. É conveniente no momento da atividade experimental que você passe pelos grupos para verificar quais ideias estão sendo construídas e discutidas. Caso perceba que há alguma concepção errônea, anote e, após a finalização do experimento, aborde a questão na discussão final.

É importante que cada grupo exponha para a sala as suas hipóteses e observações sobre as questões do boxe **Investigue**. Um debate intermediado pelo professor pode ajudar na construção do conhecimento sobre o efeito do íon comum num sistema em equilíbrio químico.

Investigue

1. $NH_4OH(aq) \rightleftharpoons NH_4^{1+}(aq) + OH^{1-}(aq)$
$NH_4HCO_3(aq) \rightleftharpoons NH_4^{1+}(aq) + HCO_3^{1-}(aq)$

2. O íon amônio, $NH_4^{1+}(aq)$.

3. A solução que havia adquirido coloração rósea por conta da presença de fenolftaleína em meio básico volta a ficar praticamente incolor. Isso ocorre porque o excesso de íons amônio fornecido pela adição do sal bicarbonato de amônio desloca o equilíbrio de dissociação do hidróxido de amônio no sentido do reagente, ou seja, de consumir os íons amônio em excesso e, com isso, a concentração de íons hidróxido diminui.
Como a basicidade (o pH) do meio diminui, a solução volta a ficar incolor.

4. A solução permanece rósea na água aquecida e fica incolor quando a colocamos no banho de gelo.

5. A dissociação do hidróxido de amônio é um processo exotérmico porque é favorecido por um aumento de temperatura.

Conversa com o professor

Neutralização de efluentes com $CO_2(g)$

Efluentes são resíduos líquidos resultantes de processos industriais que, em geral, necessitam de tratamento prévio antes de serem descartados na natureza.

A manutenção dos recursos hídricos, tanto para o consumo industrial como para o doméstico, necessita de controle constante dos efluentes lançados na natureza, com base em parâmetros previamente estabelecidos, de modo a permitir a preservação da fauna e da flora, além do reaproveitamento das águas dos mananciais.

No Brasil, a faixa de pH permitida para o lançamento de efluentes na natureza varia entre 5 e 10, conforme a região.

Muitas vezes, os processos industriais que envolvem substâncias como soda cáustica, potassa cáustica, cal, etc. acabam gerando efluentes com pH maior que 10. Esses efluentes devem sofrer a adição de soluções ácidas para corrigir o pH aos níveis toleráveis, antes de serem descartados.

É importante perceber, no entanto, que a neutralização de efluentes alcalinos ou ácidos, antes que sejam lançados na rede de esgotos e acabem por poluir os rios, é apenas uma medida paliativa, pois os sais resultantes da neutralização podem causar a morte de peixes e de plantas aquáticas pelo processo de osmose.

Como o pH é uma função exponencial da concentração de íons $H_3O^{1+}(aq)$ e de íons $OH^{1-}(aq)$, pequenas variações nos valores de pH representam grandes diferenças nas concentrações desses íons.

Há alguns anos, a maioria das indústrias utilizava o ácido sulfúrico, $H_2SO_4(aq)$, ou o ácido clorídrico, $HC\ell(aq)$, para esse fim, porém os danos causados por esses ácidos fortes e os altos riscos de sua utilização levaram à procura de métodos alternativos.

Um método eficiente de neutralização de efluentes alcalinos, que apresenta baixo custo, segurança e proteção ao meio ambiente, é o que se baseia na utilização de gás carbônico, $CO_2(g)$.

Esse método vem sendo empregado com sucesso em muitos países para neutralizar águas residuais alcalinas em substituição aos ácidos fortes.

O $CO_2(g)$ não é tóxico. Em contato com a água, forma teoricamente o ácido carbônico, $H_2CO_3(aq)$, um ácido de ação branda e eficiente que promove a neutralização dos componentes alcalinos do efluente. A eficiência do processo é explicada pela superfície de contato entre o $CO_2(g)$ e as substâncias que devem ser neutralizadas. O resultado é livre dos inconvenientes que os outros ácidos usados com o mesmo propósito apresentam.

O sistema que conduz o $CO_2(g)$ sob pressão (sistema ejetor) produz microbolhas de gás que se espalham por uma grande área, o que permite um aproveitamento quase total do $CO_2(g)$ e, portanto, uma grande eficiência no processo de neutralização.

Um problema em relação a esse método é que a medida de pH não fornece uma ideia precisa sobre a carga alcalina proveniente de outros íons além do hi-

dróxido, $OH^{1-}(aq)$, tais como o carbonato, $CO_3^{2-}(aq)$, e o bicarbonato, $HCO_3^{1-}(aq)$ (bases de Brönsted e Lowry).

Para calcular a quantidade de $CO_2(g)$ necessária para neutralizar os íons $OH^{1-}(aq)$ dos efluentes e para dimensionar os equipamentos, é preciso considerar, além das medidas de pH, a quantidade de íons $CO_3^{2-}(aq)$ e $HCO_3^{1-}(aq)$ que serão formados no processo.

A neutralização com $CO_2(g)$ consiste basicamente em reagir o ácido carbônico, $H_2CO_3(aq)$, formado pela reação entre o $CO_2(g)$ e a água

$$CO_2(g) + H_2O(\ell) \rightarrow H_2CO_3(aq)$$

com substâncias de características básicas, de modo a neutralizar essas substâncias e preparar o efluente para as etapas seguintes do tratamento.

Resolução das questões

1. São corretos os itens: 0, 1, 3 e 4.

2. Errado. [NaOH] = 0,01 mol/L

$NaOH(aq) \rightarrow Na^{1+}(aq) + OH^{1-}(aq)$

1 mol — 1 mol

10^{-2} mol — 10^{-2} mol

$pOH = -\log [OH^{1-}]$

$pOH = -\log 10^{-2} \rightarrow pOH = 2$

$pH + pOH = 14 \rightarrow pH = 12$

2. Alternativa D.

$[\ ]_i = 10^{-3}$ mol/L

Antes da diluição:

10^{-3} mol de H_3O^{1+} _____ 1000 mL solução

x _____ 20 mL

$$x = \frac{20 \cdot 10^{-3}}{1000}$$

$x = 2 \cdot 10^{-5}$ mol de H_3O^{1+} em 20 mL

Depois da diluição:

$2 \cdot 10^{-5}$ mol de H_3O^{1+} _____ 200 mL

y _____ 1000 mL

$$y = \frac{1000 \cdot 2 \cdot 10^{-5}}{200}$$

$y = 10^{-4}$ mol de H_3O^{1+} em 1000 mL

$pH = -\log [H_3O^{1+}]$

$pH = -\log 10^{-4} \rightarrow pH = 4$

3. a) Pelo valor da constante de ionização, concluímos que se trata de um ácido fraco, portanto $(1 - \alpha) \approx 1$.

$$K_i = \alpha^2 \cdot [\ ] \rightarrow \alpha^2 = \frac{K_i}{[\ ]}$$

$$\alpha^2 = \frac{1{,}0 \cdot 10^{-8}}{10^{-4}}$$

$\alpha^2 = (10^{-4}) \rightarrow \alpha = 10^{-2}$

$$\alpha = \frac{[H_3O^{1+}]}{[\text{ácido}]} \rightarrow [H_3O^{1+}] = \alpha \cdot [\text{ácido}]$$

$[H_3O^{1+}] = 10^{-2} \cdot 10^{-4} \rightarrow [H_3O^{1+}] = 10^{-6}$

$pH = -\log [H_3O^{1+}] \rightarrow pH = -\log 10^{-6}$

$pH = 6$

b) A água do aquário é ácida, pois, supondo temperatura de 25 °C, possui $pH < 7$.

4. a) $pH = 3{,}0$ e $pH + pOH = 14 \therefore pOH = 11$

$pOH = -\log [OH^{1-}]$

$11 = -\log [OH^{1-}] \rightarrow [OH^{1-}] = 1 \cdot 10^{-11}$ mol/L

b) $pH = 4{,}00 \rightarrow pH = -\log [H_3O^{1+}]$

$4{,}0 = -\log [H_3O^{1+}] \rightarrow [H_3O^{1+}] = 1 \cdot 10^{-4}$ mol/L

c) O leite de magnésia, porque possui a maior concentração em mol/L de hidroxilas.

$pH = 10{,}5$ e $pH + pOH = 14 \therefore pOH = 3{,}5$

$pOH = -\log [OH^{1-}]$

$3{,}5 = -\log [OH^{1-}]$

$[OH^{1-}] = 1 \cdot 10^{-3{,}5}$ mol/L

d) Não, porque a fenolftaleína é incolor em pH inferior a 8,2 e não tem nenhum efeito visível sobre o suco de laranja. O ideal seria utilizar um indicador que mudasse de cor em meio ácido com ponto de viragem próximo a pH = 4, como o vermelho do congo (difenil-bis-azo-α-naftilamina-4-ácido sulfônico), que muda de violeta para vermelho numa faixa de pH entre 3,0 e 5,2.

5. Reação direta: neutralização.

$HC\ell(aq) + NH_4OH(aq) \rightarrow NH_4C\ell(aq) + H_2O(\ell)$

Reação inversa: hidrólise do $NH_4C\ell$.

$NH_4C\ell(aq) + 2\,H_2O(\ell) \rightarrow NH_4OH(aq) +$

$+ H_3O^{1+}(aq) + C\ell^{1-}(aq)$

A solução será ácida por causa da hidrólise do cloreto de amônio, $NH_4C\ell(aq)$, um sal derivado de ácido forte (ácido clorídrico) e base fraca (hidróxido de amônio).

6. Alternativa C.

I. Errada. O hipoclorito de sódio, NaCℓO, é um sal derivado de base forte (hidróxido de sódio, NaOH) e ácido fraco (ácido hipocloroso, HCℓO). Logo, sofre hidrólise liberando íons hidróxido, $OH^{1-}(aq)$, para o meio. O aumento da concentração de íons hidróxido faz o equilíbrio se deslocar no sentido da reação inversa (mineralização).

II. Errada. O cloreto de sódio, NaCℓ, é um sal derivado de base forte (hidróxido de sódio, NaOH) e ácido forte (ácido clorídrico, HCℓ). Logo, não sofre hidrólise.

III. Certa. O vinagre fornece íons $H_3O^{1+}(aq)$ que reagem com os íons $OH^{1-}(aq)$ formando água. A diminuição da concentração de íons $OH^{1-}(aq)$ desloca o equilíbrio no sentido da reação direta (desmineralização).

7. Alternativa D.

À medida que o fitoplâncton faz a reação de fotossíntese (na presença de luz e clorofila em meio alcalinoterroso, Mg^{2+}):

$6\,CO_2(g) + 6\,H_2O(\ell) \rightarrow 1\,C_6H_{12}O_6(s) + 6\,O_2(g)$

ocorre consumo de gás carbônico. O gás carbônico é um óxido ácido. Com a diminuição desse gás na superfície da água, o pH do local aumenta.

8. a) A utilização de um creme dental contendo o carbonato de sódio produz um meio básico por causa de sua hidrólise, que pode ser representada por:
$CO_3^{2-}(aq) + H_2O(\ell) \rightleftharpoons HCO_3^{1-}(aq) + OH^{1-}(aq)$
Em meio menos ácido ou alcalino, o esmalte dos dentes sofre menor ataque, como mostram as curvas do gráfico.
Considerando que a identificação foi realizada antes da escolha da pasta alcalina, o casal deve ter se identificado com o grupo A, ou seja, o que possui o pH bucal mais ácido e, portanto, necessita de um creme dental com pH alcalino.

b) Poderia ser utilizado um outro sal básico como, por exemplo, o $NaHCO_3$ (bicarbonato de sódio), ou uma base fraca, como o $Mg(OH)_2$ (hidróxido de magnésio).

9. $H_2PO_4^{1-}(aq) + OH^{1-}(aq) \rightleftharpoons HPO_4^{2-}(aq) + H_2O(\ell)$
$HPO_4^{2-}(aq) + H_3O^{1+}(aq) \rightleftharpoons H_2PO_4^{1-}(aq) + H_2O(\ell)$
A adição de quantidades controladas de base como NaOH(aq) desloca o primeiro equilíbrio no sentido dos produtos, consumindo os íons $OH^{1-}(aq)$ em excesso, de modo que o pH permanece praticamente constante.
A adição de quantidades controladas de ácido como $HC\ell(aq)$ desloca o segundo equilíbrio no sentido dos produtos, consumindo os íons $H_3O^{1+}(aq)$ em excesso, de modo que o pH permanece praticamente constante.

10. Alternativa D.
O pH de ambas as soluções irá aumentar (as soluções tendem a adquirir caráter básico), contudo, devido ao efeito tampão da solução I, a variação de pH nessa solução será menor do que na solução II, que não é tampão.

11. a) Pela reação:
$CO_2(g) + 2\ H_2O(\ell) \rightleftharpoons H_2CO_3(aq) + H_2O(\ell) \rightleftharpoons$
$\rightleftharpoons H_3O^{1+}(aq) + HCO_3^{1-}(aq)$,
observamos que um aumento da taxa de respiração leva a uma maior quantidade de $CO_2(g)$ expelida e, portanto, à diminuição da sua concentração. Com isso o equilíbrio será deslocado no sentido de formação de $CO_2(g)$ e a $[H_3O^{1+}]$ irá diminuir, reduzindo a acidez.

b) O uso de diuréticos irá diminuir a quantidade de H_2O, e o equilíbrio será deslocado no sentido da formação de $CO_2(g)$ e, portanto, a $[H_3O^{1+}]$ irá diminuir, elevando o pH do sangue.

12. Alternativa D.
Solubilidade do dicromato de potássio na temperatura da experiência: 12,5 g/100 mL de H_2O.
100 mL de H_2O _____ 12,5 g de $K_2Cr_2O_7$
20 mL de H_2O _____ x

$$x = \frac{20 \cdot 12{,}5}{100} \rightarrow x = 2{,}5\ g$$

Todos os tubos que contiverem mais que 2,5 g de dicromato de potássio terão fase sólida em contato com solução saturada. Os tubos B, C e D estão nessas condições.

13. Alternativa B.
$CaSO_4(s) \rightleftharpoons Ca^{2+}(aq) + SO_4^{2-}(aq)$
_____ x mol/L x mol/L
$K_{PS} = [Ca^{2+}] \cdot [SO_4^{2-}]$
$[Ca^{2+}] \cdot [SO_4^{2-}] = 1{,}0 \cdot 10^{-4}$
$x \cdot x = 1{,}0 \cdot 10^{-4}$
$x = 10^{-2}$ mol/L
$PbSO_4(s) \rightleftharpoons Pb^{2+}(aq) + SO_4^{2-}(aq)$
_____ y mol/L 10^{-2} mol/L
$[Pb^{2+}] \cdot [SO_4^{2-}] = 1{,}0 \cdot 10^{-8}$
$y \cdot 10^{-2} = 10^{-8}$
$y = 10^{-6}$ mol/L

14. Todos os itens são errados.
0. Não há substâncias na fase gasosa que participem do equilíbrio.
1. Um aumento da concentração de íons fosfato, $PO_4^{3-}(aq)$, favorece a formação das "pedras nos rins".
2. Alimentos como o leite devem ser evitados graças ao alto teor de cálcio, pois, quando ingeridos, favorecem a formação das "pedras nos rins".

15. $BaSO_4(s) \rightleftharpoons Ba^{2+}(aq) + SO_4^{2-}(aq)$
x x x
$K_{PS} = x \cdot x$
$1 \cdot 10^{-10} = x^2 \rightarrow x = 10^{-5}$ mol/L
10^{-5} mol de $Ba^{2+}(aq)$ _____ 1000 mL de solução
y _____ 200 mL de solução

$$y = \frac{200 \cdot 10^{-5}}{1000} \rightarrow y = 2 \cdot 10^{-6}\ mol\ de\ Ba^{2+}$$

$$[Ba^{2+}] = \frac{2 \cdot 10^{-6}}{5} \rightarrow [Ba^{2+}] = 4 \cdot 10^{-7}\ mol/L\ de\ sangue$$

$4 \cdot 10^{-7} < 2 \cdot 10^{-3}$. Logo, a dose não coloca em risco a vida do paciente.

16. $1\ Mg(OH)_2(s)$ $1\ Mg^{2+}(aq) + 2\ OH^{1-}(aq)$
x mol/L x mol/L 2 x mol/L
$x \cdot (2x)^2 = 5{,}0 \cdot 10^{-12}$

$$4x^3 = 5{,}0 \cdot 10^{-12} \rightarrow x = \sqrt[3]{\frac{5{,}0 \cdot 10^{-12}}{4}}$$

$x = \sqrt[3]{1{,}25 \cdot 10^{-12}}$
$x = \sqrt[3]{125} \cdot \sqrt[3]{10^{-9}} \cdot \sqrt[3]{10^{-3}} \cdot \sqrt[3]{10^{-1}} \cdot \sqrt[3]{10^{-1}}$
$x = 5 \cdot (10^{-9})^{1/3} \cdot (10^{-3})^{1/3} \cdot 0{,}464 \cdot 0{,}464$
$x = 5 \cdot 10^{-3} \cdot 10^{-1} \cdot 0{,}464 \cdot 0{,}464$
$x = 1{,}076 \cdot 10^{-4}$
A solubilidade do $Mg(OH)^2$ é aproximadamente $1{,}08 \cdot 10^{-4}$ mol/L.

17. Alternativa B.
Dissolução do HgS:
$HgS(s) \rightleftharpoons Hg^{2+}(aq) + S^{2-}(aq)$
x mol
0 x mol x mol

$K_{PS(HgS)} = [Hg^{2+}] \cdot [S^{2-}]$

$K_{PS(HgS)} = 10^{-54}$

$10^{-54} = x \cdot x \rightarrow x = 10^{-27}$ mol/L

1 L _____ 10^{-27} mol · 10^{24} íons

V _____ 1 íon

$V = \frac{1 \cdot 1}{10^{-27} \cdot 10^{24}} \rightarrow V = 1000$ L

18. Alternativa B.

$BaSO_4(s) \leftrightharpoons Ba^{2+}(aq) + SO_4^{2-}(aq)$

x mol/L x mol/L x mol/L

$K_{PS} = [Ba^{2+}] \cdot [SO_4^{2-}]$

$10^{-10} = [Ba^{2+}] \cdot [SO_4^{2-}]$

$10^{-10} = x \cdot x \rightarrow x = 10^{-5}$ mol/L

19. Alternativa A.

$ZnS(s) \leftrightharpoons Zn^{2+}(aq) + S^{2-}(aq)$

x mol x mol x mol

$K_{PS} = [Zn^{2+}] \cdot [S^{2-}]$

$1{,}3 \cdot 10^{-23} = x^2$

$x = 3{,}6 \cdot 10^{-12}$ mol/L

Exercícios de revisão

15.1

a) Maior que 7, pois no processo há formação de íons hidróxido, $OH^{1-}(aq)$.

b) As soluções ácidas liberam $H_3O^{1+}(aq)$, que irá reagir com $OH^{1-}(aq)$ do processo, deslocando o seu equilíbrio no sentido do consumo de $H_3C - NH_2$ e, dessa forma, diminuindo o cheiro de peixe.

15.2 Alternativa B.

$pH = -\log [H_3O^{1+}]$

$4 = -\log [H_3O^{1+}] \rightarrow [H_3O^{1+}] = 1{,}0 \cdot 10^{-4}$ mol/L

$1{,}0 \cdot 10^{-4}$ mol de H_3O^{1+} _____ 1000 mL

x _____ 600 mL

$x = \frac{600 \cdot 1{,}0 \cdot 10^{-4}}{1000}$

$x = 6{,}0 \cdot 10^{-5}$ mol de H_3O^{1+} em 600 mL

3 mol de H_3O^{1+} _____ 1 mol de $A\ell^{3+}(aq)$

3 mol de H_3O^{1+} _____ 27 g de $A\ell^{3+}(aq)$

$6{,}0 \cdot 10^{-5}$ mol de H_3O^{1+} _____ y

$y = \frac{6{,}0 \cdot 10^{-5} \cdot 27}{3}$

$y = 5{,}4 \cdot 10^{-4}$ g ou 0,00054 g ou $\approx$ 0,5 mg

15.3

a) O cloreto de sódio, $NaC\ell$, é um sal derivado de ácido forte, $HC\ell(aq)$, e base forte, NaOH(aq), portanto seus íons não sofrem hidrólise e não causam variação de pH na solução.
O cloreto de amônio, $NH_4C\ell$, é um sal derivado de ácido forte, $HC\ell(aq)$, e base fraca, $NH_4OH(aq)$, logo o cátion amônio, $NH_4^{1+}(aq)$, sofre hidrólise, tornando o pH da solução menor que 7 (solução ácida).
O benzoato de sódio, C_6H_5COONa, é um sal derivado de ácido fraco, $C_6H_5COOH(aq)$, e base forte, NaOH(aq); o ânion benzoato, $C_6H_5COO^{1-}(aq)$, sofre hidrólise, tornando o pH da solução maior que 7 (solução básica).

b) $NH_4C\ell(aq) + 2\,H_2O(\ell) \rightleftharpoons NH_4OH(aq) + H_3O^{1+}(aq) + C\ell^{1-}(aq)$

$K_i = \frac{[NH_4OH(aq)] \cdot [H_3O^{1+}(aq)] \cdot [C\ell^{1-}(aq)]}{[NH_4C\ell(aq)]}$

$C_6H_5COONa(aq) + H_2O(\ell) \rightleftharpoons C_6H_5COOH(aq) + Na^{1+}(aq) + OH^{1-}(aq)$

$K_i = \frac{[C_6H_5COOH(aq)] \cdot [Na^{1+}(aq)] \cdot [OH^{1-}(aq)]}{[C_6H_5COONa(aq)]}$

15.4 Alternativa E.

O vírus da febre aftosa não sobrevive em pH $<$ 6 ou pH $>$ 9.

As soluções fornecidas apresentam os seguintes valores de pH:

a) pH = 6; b) pH = 7; c) pH = 8; d) pH = 9 e e) pH = 10.

Logo, a solução mais eficiente para combater o vírus é a solução de pH = 10.

15.5 Alternativa D.

a) O valor da constante K_a só varia com a temperatura.

b) O valor da constante K_a só varia com a temperatura.

c) A adição de acetato de sódio (sal solúvel) aumenta a concentração de íons acetato no sistema, deslocando o equilíbrio no sentido da reação inversa.

e) A concentração em quantidade de matéria dos íons $H_3O^{1+}(aq)$ diminui.

15.6 A dissolução parcial de dióxido de carbono, CO_2, na água provoca uma diminuição do pH da água devido à formação de ácido carbônico, H_2CO_3:

$CO_2(g) + H_2O(\ell) \rightleftharpoons H^{1+}(aq) + HCO_3^{1-}(aq) \rightleftharpoons H_2CO_3(aq)$

Os íons H^{1+} (ou H_3O^{1+}) provenientes de uma espécie ácida reagem com carbonato formando dióxido de carbono e água:

$2\,H^{1+}(aq) + CO_3^{2-}(aq) \rightleftharpoons H_2CO_3(aq) \rightleftharpoons H_2O(\ell) + CO_2(g)$

15.7 Alternativa D.

O sulfeto retém maior quantidade de íons Pb^{2+} pois forma com esses íons o sal menos solúvel (o de menor K_{PS}).

PbS: $K_{PS} = 7{,}0 \cdot 10^{-29}$.

15.8

a) A maior eficiência no transporte de oxigênio é no pH = 7,6, porque em qualquer ponto desta curva o percentual de $O_2(g)$ é maior do que no ponto correspondente da curva em pH = 7,2.

b) Ao se misturar ao sangue uma solução aquosa de $NH_4C\ell$ (um sal de caráter ácido por ser proveniente de uma base fraca e um ácido forte), esta estará dissociada em íons NH_4^{1+} e $C\ell^{1-}$. Com isso, ocorre o controle de um caso de alcalose, pois o excesso de íons OH^{1-} no sangue será neu-

tralizado pelos íons NH_4^{1+} provenientes da solução de $NH_4C\ell$.

15.9 Alternativa B.

I. Verdadeira. Os ácidos reagem com carbonatos desprendendo gás carbônico (visualizado na forma de efervescência): $2\ H^{1+}(aq) + CO_3^{2-}(aq) \rightarrow H_2O(\ell) + CO_2(g)$

II. Verdadeira. O suco gástrico apresenta meio ácido. A reação do carbonato de bário com $H^+(aq)$ presente no suco gástrico fez o carbonato de bário ser solubilizado: $BaCO_3(s) + 2\ H^{1+}(aq) \rightarrow Ba^{2+}(aq) + H_2O(\ell) + CO_2(g)$

III. Falsa. O sulfato de bário é menos solúvel que o carbonato de bário.

IV. Falsa. A solubilidade do sulfato de bário é diminuída quando o medicamento é ingerido em meio a uma solução de sulfato de potássio.

V. Verdadeira. Informação fornecida no texto do enunciado.

15.10 Alternativa B.

Cálculo da concentração em quantidade de matéria de uma solução saturada de carbonato de cálcio:

100 g de $CaCO_3$ _____ 1 mol

0,013 g de $CaCO_3$ _____ x

$$x = \frac{0{,}013 \cdot 1}{100}$$

$x = 1{,}3 \cdot 10^{-4}$ mol

Logo, a concentração em quantidade de matéria da solução saturada de carbonato de cálcio é $1{,}3 \cdot 10^{-4}$ mol/L.

$CaCO_3(s)$	$\rightleftharpoons$	$Ca^{2+}(aq)$	+	$CO_3^{2-}(aq)$
1 mol		1 mol		1 mol
$1{,}3 \cdot 10^{-4}$ mol/L		$1{,}3 \cdot 10^{-4}$ mol/L		$1{,}3 \cdot 10^{-4}$ mol/L

$K_{PS} = [Ca^{2+}] \cdot [CO_3^{2-}]$

$K_{PS} = 1{,}3 \cdot 10^{-4} \cdot 1{,}3 \cdot 10^{-4}$

$K_{PS} = 1{,}69 \cdot 10^{-8}$

15.11

a) A afirmação é falsa. O iodeto de prata, AgI, usado no bombardeamento das nuvens faz a água da chuva ficar impregnada dessa substância.

b) Expressão do produto de solubilidade do AgI:

$K_{PS} = [Ag^{1+}] \cdot [I^{1-}]$

Concentração de iodeto de prata, em mol $\cdot$ L^{-1}, numa solução saturada dessa substância:

$AgI(s)$	$\rightleftharpoons$	$Ag^{1+}(aq)$	+	$I^{1-}(aq)$
Início: x mol/L		0		0
Reage: x mol/L		x mol/L		x mol/L

$K_{PS} = [Ag^{1+}] \cdot [I^{1-}]$

$83 \cdot 10^{-18} = x \cdot x$

$x \approx 9{,}1 \cdot 10^{-9}$ mol $\cdot$ L^{-1}

15.12

$1\ Ca_3(PO_4)_2(s)$	$\rightleftharpoons$	$3\ Ca^{2+}(aq)$	+	$2\ PO_4^{3-}(aq)$
1 L : x mol		$3 \cdot$ x mol		$2 \cdot$ x mol

$[Ca^{2+}] = 2 \cdot 10^{-3}$ mol/L

$K_{PS} = [Ca^{2+}]^3 \cdot [PO_4^{3-}]^2$

$1 \cdot 10^{-25} = (2 \cdot 10^{-3})^3 \cdot [PO_4^{3-}]^2$

$$[PO_4^{3-}]^2 = \frac{1 \cdot 10^{-25}}{(2 \cdot 10^{-3})^3} \rightleftharpoons [PO_4^{3-}]^2 = \frac{1 \cdot 10^{-25}}{8 \cdot 10^{-9}}$$

$[PO_4^{3-}] = 0{,}125 \cdot 10^{-16}$

$[PO_4^{3-}] = 0{,}354 \cdot 10^{-8} \rightarrow [PO_4^{3-}] = 3{,}54 \cdot 10^{-9}$ mol/L

A concentração de íons fosfato na qual se inicia a precipitação do sal é $3{,}54 \cdot 10^{-9}$ mol/L.

15.13

a) Cálculo da concentracão em mol/L da solução de $Mg(OH)_2$.

$Mg(OH)_2(s)$	$\rightleftharpoons$	$Mg^{2+}(aq)$	+	$2\ OH^{1-}(aq)$
1 L: x mol				
1 L: 0		x mol		$2 \cdot$ x mol

$[Mg^{2+}] \cdot [OH^-]^2 = K_{PS}$

$x \cdot (2 \cdot x)^2 = 3{,}2 \cdot 10^{-11}$

$4 \cdot x^3 = 32 \cdot 10^{-12}$

$x = 2 \cdot 10^{-4}$ mol/L

A concentração de uma solução saturada de hidróxido de magnésio é $2 \cdot 10^{-4}$ mol/L.

b) $[OH^-] = 2 \cdot 2 \cdot 10^{-4}$

$pOH = -\log 4 \cdot 10^{-4}$

$pOH = -\log 2^2 \cdot 10^{-4}$

$pOH = -(2 \cdot \log 2 + \log 10^{-4})$

$pOH = 3{,}4$

$pH = 10{,}6$

O pH básico (> 7) confirma o caráter básico que a substância apresenta e, portanto, a sua eficiência como um antiácido.

15.14 Cálculo da concentração de F^{1-}:

a) $1\ CaF_2(s)$	$\rightleftharpoons$	$1\ Ca^{2+}(aq)$	+	$2\ F^{1-}(aq)$
x		x		2 x

$K_{PS} = [Ca^{2+}] \cdot [F^{1-}]^2$

$3{,}2 \cdot 10^{-11} = x \cdot (2 \cdot x)^2$

$x = 2 \cdot 10^{-4}$ mol/L

$[F^{1-}] = 2 \cdot x$

$[F^{1-}] = 2 \cdot 2 \cdot 10^{-4} \rightarrow [F^{1-}] = 4 \cdot 10^{-4}$ mol/L

1 mol _____ 19 g

$4 \cdot 10^{-4}$ mol _____ y

$$y = \frac{4 \cdot 10^{-4} \cdot 19}{1}$$

$y = 7{,}6 \cdot 10^{-3}$ g/L ou 7,6 ppm

b) Adicionando-se, por exemplo, $A\ell_2(SO_4)_3$ à solução de fluorita, ocorre a hidrólise dos íons $A\ell^{3+}$.

$2\ A\ell^{3+} + 3\ SO_4^{2-} + 6\ H_2O \rightleftharpoons 2\ A\ell(OH)_3 + 6\ H^{1+} + 3\ SO_4^{2-}$

A presença do H^{1+} desloca o equilíbrio,

$CaF_2 \rightleftharpoons Ca^{2+} + 2\ F^{1-}$

para a direita, porque tende a formar HF, que é um ácido fraco. Portanto, temos um aumento da solubilidade do CaF_2.

Compreendendo o mundo

Nesta unidade estudamos os sistemas em equilíbrio, vimos que em nosso organismo há vários equilíbrios químicos em desenvolvimento, quase todos relacionados a um efeito tampão, já que o equilíbrio químico é muito sensível a perturbações, deslocando-se facilmente para os produtos ou os reagentes conforme mudem as condições do meio.

Paralelo a esse estudo formal, conhecemos um pouco sobre os corais, sua importância e sensibilidade e os projetos que estão sendo desenvolvidos para proteger essa espécie.

Unidade 5
Lixo eletrônico

Uma sugestão, antes de iniciar essa unidade é assistir à reportagem "Lixo eletrônico do Brasil" (disponível em: <http://www.youtube.com/watch?v=gYk_ssODOiA>. Acesso em: 20 fev. 2013). A duração é de 50min14s. A reportagem mostra que o Brasil é o país que mais acumula aparelhos eletrônicos ultrapassados e não sabe que destino dar a eles. Mostra a situação do lixo eletrônico em cinco capitais brasileiras, visita depósitos clandestinos, centros consumidores e vai até a zona franca de Manaus para mostrar o que as grandes empresas estão fazendo para recolher os aparelhos eletrônicos usados. A conclusão é de que "a consciência ambiental não acompanha a taxa de desenvolvimento de consumo". Proponha um debate sobre esse vídeo e estimule os alunos a ler e a refletir sobre o assunto.

Os textos de abertura dos capítulos são um primeiro diálogo com o aluno e um convite para a sua participação nas atividades propostas e também para o estudo dos conteúdos desta unidade.

Como justificar para o aluno a importância do que ele irá aprender agora?

O estudo da eletroquímica se baseia em muitos fenômenos que já foram estudados no volume 1 como transferência de elétrons, oxidação e redução e reatividade de metais.

Vamos recordar esses fenômenos e mostrar as aplicações que eles proporcionam como as pilhas e as baterias tão incorporadas atualmente em nosso dia a dia.

Falaremos também sobre a eletrólise, um processo de obtenção de substâncias que constitui a chamada indústria de base, aquela que fornece a matéria prima utilizada em todas as outras indústrias químicas.

Por fim, veremos os processos de obtenção de cobre eletrolítico (com 99,9% de pureza) sem o qual não teríamos acesso a eletricidade em larga escala, e a galvanoplastia, ou seja, o processo que nos permite usar uma corrente folheada a ouro ou comprar torneiras cromadas e brilhantes para nossa casa.

Aliás, como tudo na vida, exibir peças brilhantes em casa ou folheadas a metais preciosos no pescoço tem seu custo, na verdade um alto custo ambiental e social que devemos mostrar ao aluno para levá-lo a refletir: Será que vale a pena?

Sobre como desenvolvemos o conteúdo

No estudo da eletroquímica procuramos recordar os fenômenos conhecidos e desenvolver os conceitos novos de modo simples direcionando-os a aplicações de interesse do aluno, como a diferença entre pilha ácida e pilha alcalina, por que (e como) as pilhas vazam, por que as pilhas duram mais quando guardadas em ambientes frios e secos como o refrigerador, quais as diferenças entre os diversos tipos de baterias disponíveis no mercado, como é feito o descarte de pilhas e baterias, momento em que aproveitamos para discutir a gravidade do problema do lixo urbano (não deixe de trabalhar a tabela da página 285) e como é feita a reciclagem responsável do lixo eletrônico.

Na parte de eletrólise (com eletrodos ativos e com eletrodos inertes) enfatizamos a importância desse processo na obtenção de matérias primas essenciais para a sociedade atual como o alumínio, o hidrogênio, o cloro, o hidróxido de sódio e o cobre eletrolítico.

Também fornecemos as leis da eletroquímica com cálculos a partir de proporções ou "regras de três".

Note que optamos por não trabalhar nesse livro a parte de radioatividade, normalmente incluída no volume de Físico-Química, porque acreditamos que a ênfase nesse estudo para o cidadão, deve ser a ação das radiações ionizantes sobre os organismos vivos. Por isso, preferimos discutir esse assunto no volume 3, após o estudo de Química Orgânica, quando o aluno já conhece a função de moléculas de gorduras, carboidratos, proteínas, DNA, e pode avaliar melhor o dano que o excesso de radiações podem nos causar.

Capítulo 16 – Pilhas e baterias

Os processos eletroquímicos estão presentes a nossa volta, no funcionamento de pilhas, baterias e celulares, na corrosão do ferro, nos processos de extração de minérios. Este primeiro capítulo apresenta a eletroquímica, abordando alguns conceitos básicos, tais como: oxidação e redução, reatividade dos metais, cátodo e ânodo, potencial padrão de um eletrodo, cálculos da força eletromotriz. São apresentados conceitos relacionados à pilha, como uso da ponte salina, formas de representação, pilha de Daniell.

Neste capítulo também são abordados diferentes tipos de pilhas de uso cotidiano, como pilha seca, pilha alcalina,

pilha de mercúrio-zinco, pilha de lítio-iodo e pilha de níquel-cádmio. Algumas baterias como a utilizada em automóveis, as pilhas de combustível e a bateria solar também são estudadas neste momento. Os conceitos de cátodo, ânodo, polo negativo, polo positivo, diferença de potencial que já foram discutidos no capítulo anterior serão reforçados neste capítulo.

Objetivos

Conceituar oxidação e redução.

Identificar agente redutor e agente oxidante em uma reação de oxirredução.

Interpretar a tabela de reatividade dos metais para compreender o funcionamento de uma pilha.

Entender o funcionamento da pilha de Daniell.

Compreender o significado de cátodo, ânodo, polos positivo e negativo.

Entender a função de uma ponte salina.

Identificar os fatores que interferem na força eletromotriz de uma pilha.

Compreender o significado de potencial padrão de um eletrodo.

Compreender os procedimentos utilizados para efetuar cálculos de força eletromotriz de uma pilha.

Reconhecer que na pilha a diferença de potencial é sempre um valor positivo.

Identificar os fenômenos de oxidação e redução, o agente redutor e o agente oxidante, o cátodo e o ânodo, o polo negativo e o polo positivo nas pilhas e baterias.

Conhecer alguns tipos de pilhas e baterias e representar por semirreações as transformações que ocorrem.

Determinar a equação global de algumas pilhas e baterias a partir de suas semirreações.

Reconhecer toxidez de alguns elementos presentes nas pilhas e o risco que representam ao ser humano e ao ambiente e, assim, reconhecer a importância da reciclagem.

Reconhecer como é feito o processo de reciclagem das pilhas.

Reconhecer as formas de descarte do lixo e o processo de incineração.

Efetuar cálculos de força eletromotriz de uma pilha com base nos valores dos potenciais de redução fornecidos.

Conteúdos específicos indispensáveis para a sequência dos estudos

Reação de oxirredução: oxidação e redução.

Agente redutor e agente oxidante.

Cátodo e ânodo: pilha.

Polo positivo e negativo: pilha.

Representação: pilhas.

Ponte salina.

Força eletromotriz ou diferença de potencial de uma pilha.

Identificação do cátodo e ânodo, polo negativo e polo positivo.

Fenômenos da oxidação e redução.

Cálculo da diferença de potencial ou força eletromotriz de uma pilha.

Comentários e sugestões

Como os conceitos de oxidação e redução são fundamentais para o estudo deste capítulo e já foram introduzidos no volume 1, inicie fazendo uma revisão. Coloque em foco o uso da energia química e da energia elétrica. Peça que mencionem exemplos de conversão de energia química em energia elétrica e vice-versa.

Recorde com seus alunos os conceitos de oxirredução. Escreva na lousa algumas reações e peça que compiem no caderno identificando a substância que sofreu redução, a substância que sofreu oxidação e os agentes redutor e oxidante.

Sobre a reatividade dos metais, é interessante inicialmente haver um debate do texto que responde a pergunta da seção **Saiu na mídia** da página 264: "Quais os metais valiosos que podem ser encontrados no lixo eletrônico?". A reatividade pode ser explicada tomando os metais nobres que foram mencionados no texto, como, por exemplo, o ouro e a prata, como ponto de partida.

O funcionamento da pilha pode ser verificado pela atividade experimental. Maiores informações estão presentes no item referente a essa atividade.

Após a realização da atividade experimental, conceitos relacionados a pilhas, como cátodo e ânodo, formas de representação e uso da ponte salina podem ser abordados. É importante que os alunos reconheçam que a tabela de potenciais é uma ferramenta essencial, na qual é possível prever se uma reação pode ocorrer e se uma substância é agente redutor ou oxidante diante de outra. É interessante interpretar a tabela com seus alunos, para posteriormente calcular a diferença de potencial aplicada a uma pilha.

Proponha que os exercícios sejam feitos em grupos de três componentes, e cada integrante fará a resolução em seu caderno. Resolva alguns exercícios na lousa, valorizando a participação oral dos seus alunos.

Divida a sala em grupos e proponha que cada grupo faça uma pesquisa sobre algum tipo de pilha ou bateria descrita neste capítulo. É interessante que cada grupo seja responsável por um tipo de pilha ou bateria. O grupo deve realizar uma apresentação oral para a sala de maneira formal com cartazes ou informações mais importantes dispostas na lousa. Esta apresentação pode ser considerada uma forma de avaliação.

A partir daí, inicie um debate para abordar os pontos mais importantes das apresentações dos alunos. É importante que nesse debate sejam abordados as semirreações, o cátodo e ânodo, a reação global, os polos positivo e negativo. Para maior conscientização, discuta com seus alunos algumas doenças que podem ser causadas por metais presentes nas pilhas e baterias e também como é feita a reciclagem responsável desse material.

Se houver tempo assista com seus alunos ao vídeo Lixo Eletrônico – parte 1 (disponível em: <www.youtube.com/watch?v=IHYISvN_egk>. Acesso em: 21 fev. 2013). O filme tem duração de 9min12s, e Lixo Eletrônico – parte 2 (disponível em: <www.youtube.com/watch?v=W2t1y5oq96A&NR=1>. Acesso em: 21 fev. 2013. Duração de 9min09s). Os vídeos apresentam uma usina de reciclagem na cidade de Paulínia, interior do estado de São Paulo; mostram o processo de reciclagem, uma entrevista com o presidente de logística reversa, a troca de eletrodomésticos para economizar energia, o descarte dos celulares e sua relação com substâncias tóxicas e o destino dos metais presentes nos aparelhos celulares.

Experimento: Pilhas caseiras

As questões do boxe **Investigue** deste experimento devem ser lançadas pelo professor com o intuito de instigar a curiosidade do aluno e levá-lo a construir hipóteses com base no experimento feito em aula.

O importante não é fazer os experimentos com cada material diferente para verificar o resultado, mas fazer o aluno pensar a respeito e imaginar o que é preciso para conduzir corrente elétrica. Se o aluno quiser repetir o experimento em casa, sozinho ou em grupo para buscar a resposta (nesse caso não há problema, pois é totalmente seguro), significa que estamos no caminho certo em nosso trabalho.

Investigue

1. O limão atua como eletrólito, ou seja, possui uma solução aquosa com íons que conduzem a corrente elétrica do polo negativo para o polo positivo. Pode ser substituído por qualquer outro material que atue como eletrólito. A batata crua, a maçã e a laranja dão bons resultados.

2. Porque o fio vermelho é o polo positivo do circuito, para onde vão os elétrons, e o fio preto é o polo negativo do circuito, de onde saem os elétrons. Se invertêssemos a posição dos fios não haveria condução (espontânea) de corrente elétrica.

3. Resposta pessoal. Depende dos materiais utilizados.

Resolução das questões

1. Alternativa B.
Ocorre redução (ganho de elétrons) do cátion prata:
$Ag_2S + 2\,e^- \rightarrow 2\,Ag + S^{2-}$

2. a) O zinco metálico, Zn(s), sofreu oxidação transformando-se em cátions, $Zn^{2+}(aq)$, que foram para a solução:
$Zn(s) \rightarrow Zn^{2+}(aq) + 2\,e^-$

b) Os cátions cobre, $Cu^{2+}(aq)$, que estavam na solução sofreram redução e se transformaram em cobre metálico, que se depositou sobre a placa de zinco:
$Cu^{2+}(aq) + 2\,e^- \rightarrow Cu(s)$

3. Alternativa A.
O ferro, Fe(s), possui maior potencial de oxidação (ou menor potencial de redução) que o cobre, Cu(s).

4. Alternativa B.
a) ocorre redução dos discos de cobre.
c) os discos de zinco são os ânodos.
d) os elétrons movem-se dos discos de zinco para os de cobre.
e) os discos de cobre sofrem redução com o passar do tempo.

5. Alternativa A.
Como no enunciado afirma-se que a reação é espontânea, significa que o Zn sofre oxidação (agente redutor) e a Ag sofre redução (agente oxidante), ocorrendo transferência de elétrons do Zn para a Ag.

6. Alternativa A.
Metal de sacrifício ou "eletrodo de sacrifício" é qualquer metal utilizado em estruturas submetidas a ambientes oxidantes, com o objetivo de ser oxidado em seu lugar. Esse metal deve possuir menor poder de redução do que o material utilizado na estrutura, para que possa ser "sacrificado" e protegê-la.

7. Alternativa A.
O metal com que deve ser feito o revestimento deve ter um alto potencial de redução para que não se oxide. Os possíveis metais para esse tipo de revestimento seriam a prata e o cobre, cujos potenciais de redução são, respectivamente, +0,80 V e +0,34 V.

8. Alternativa C.
Apenas os tanques feitos de metal com menor potencial de redução que o do níquel podem ser utilizados para estocar soluções de nitrato de níquel II.
Os tanques feitos de metal com maior potencial de redução como o de ferro e o de zinco irão reagir com a solução, precipitando níquel metálico.

9. São corretos os itens 0 e 2.
1. Errado. A quantidade de óxido de mercúrio II, HgO(s), diminui.

3. Errado. Nessa pilha, o mercúrio, Hg(ℓ), é o produto da redução do HgO(s).

10. Alternativa D.

A reação espontânea da pilha é:

$$Ag_2O + H_2O + 2\,e^- \rightleftharpoons 2\,Ag + 2\,OH^-$$
$$Zn + 2\,OH^- \rightleftharpoons Zn(OH)_2 + 2\,e^-$$
$$Ag_2O + H_2O + Zn \rightleftharpoons 2\,Ag + Zn(OH)_2$$

11. Alternativa C.

a) Incorreta: Conforme equação, o número de oxidação do Co passa de +4 (na forma CoO_2) para +3 (na forma $LiCoO_2$).

b) Incorreta: O Co recebe elétrons durante a descarga conforme esquema e equação. Portanto, na recarga, processo inverso, o cobalto perde elétrons.

c) Correta: A diminuição no Nox do Co (vide justificativa para a alternativa a) implica em sua redução.

d) Incorreta: A migração do íons Li^+ se deve à atração eletrostática e não magnética.

e) Incorreta: Um solvente apolar é inadequado, pois o Li^+ não seria muito pouco solúvel neste meio.

12. Alternativa D.

I. Verdadeira. A reação A corresponde à oxidação anódica.

II. Verdadeira. A reação C corresponde à redução catódica.

III. Falsa. O Cd, ao sofrer oxidação (perda de elétrons), atua como agente redutor, enquanto o NiO_2 sofre redução (ganho de elétrons) e atua como agente oxidante.

Exercícios de revisão

16.1 Alternativa A.

Experimento realizado por João:

$$\underset{\text{haste}}{Zn^0(s)} + \underset{\substack{\text{solução}\\\text{azul}}}{Cu^{2+}\,(NO_3)_2(aq)} \rightarrow \underset{\substack{\text{solução}\\\text{incolor}}}{Zn^{2+}\,(NO_3)_2(aq)} + \underset{\text{sólido}}{Cu^0(s)}$$

Experimento realizado por Maria:

$$\underset{\text{haste}}{Cu(s)} + \underset{\substack{\text{solução}\\\text{incolor}}}{Zn(NO_3)_2(aq)} \rightarrow \text{não ocorre}$$

João obteve uma solução aquosa incolor de nitrato de zinco.

16.2 Alternativa E.

I. Correta, pois uma corrente elétrica surge quando há diferença de potencial entre 2 dispositivos condutores elétricos (conhecidos como eletrodos) e quando há um material também condutor entre estes eletrodos, que, neste caso, é a solução salina.

II. Correta, pois nos metais há elétrons livres, devido à ligação metálica existente entre estes átomos. Com a presença destes elétrons livres, há a possibilidade de sua movimentação para a geração de corrente elétrica (fluxo de elétrons).

III. Correta, pois, segundo a fisiologia animal, diversos íons estão associados aos movimentos musculares, como o Ca^{+2} e o K^+.

16.3 Alternativa A.

Pelas informações contidas no enunciado, conclui-se que a prata tem maior potencial de redução que o alumínio. Portanto, ocorre redução da prata ($Ag^{1+} \rightarrow Ag^0$).

O alumínio, elemento com menor potencial de redução, sofre oxidação ($A\ell^0 \rightarrow A\ell^{3+}$).

16.4 Alternativa B.

Durante o funcionamento da pilha, as equações das semirreações e a equação da reação global podem ser representadas por:

Ânodo: $Mg(s) \rightarrow Mg^{2+}(aq) + 2\,e^-$

Cátodo: $2\,H^+(aq) + 2\,e^- \rightarrow H_2(s)$

Reação global: $Mg(s) + 2\,H^+(aq) \rightarrow Mg^{2+} + H_2(s)$

Observação: Na montagem do circuito elétrico apresentada, o fio de cobre funciona como condutor inerte; logo, pode ser substituído por um eletrodo condutor de grafite sem comprometimento do funcionamento da pilha.

16.5

a) Fazendo a somatória dos dois eletrodos, temos a reação global:

$Zn^0(s) \rightleftharpoons Zn^{2+}(aq) + 2\,e^-$

$2\,MnO_2(s) + 2\,NH_4^{1+}(aq) + 2\,e^- \rightleftharpoons Mn_2O_3(s) + 2\,NH_3(aq) + H_2O(\ell)$

$Zn^0(s) + 2\,MnO_2(s) + 2\,NH_4^{1+}(aq) \rightleftharpoons Zn^{2+}(aq) + Mn_2O_3(s) + 2\,NH_3(aq) + H_2O(\ell)$

$Zn^0(s) \rightarrow$ oxidação $\rightarrow Zn^{2+}(aq)$

$Mn^{4+}\,(MnO_2(s)) \rightarrow$ redução $\rightarrow Mn^{3+}\,(Mn_2O_3(s))$

Zn^0 = oxidação (agente redutor).

MnO_2 = redução (agente oxidante).

b) A massa de zinco metálico, Zn(s), diminui e a massa de trióxido de dimanganês, $Mn_2O_3(s)$, aumenta.

16.6 A pilha que fornece a maior força eletromotriz é aquela em que a diferença de potencial entre os eletrodos é maior, ou seja, a pilha de alumínio e prata:

oxidação: $1\,A\ell(s) \rightleftharpoons 1\,A\ell^{3+}(aq) + 3\,e^-$

redução: $3\,Ag^{1+}(aq) + 3\,e^- \rightleftharpoons 3\,Ag(s)$

global: $1\,A\ell(s) + 3\,Ag^{1+}(aq) \rightleftharpoons 1\,A\ell^{3+}(aq) + 3\,Ag(s)$

$\Delta E_{pilha} = E_{\text{redução do cátodo}} - E_{\text{redução do ânodo}}$

$\Delta E_{pilha} = +0{,}80 - (-1{,}67)$

$\Delta E_{pilha} = +2{,}47\ V$

16.7 Alternativa E.

Estão corretas as afirmações I e IV.

Semirreação catódica: $I_2(s) + 2\,e^- \rightarrow 2\,I^{1-}(aq)$

$E^0 = +0{,}54\ V$: (redução) polo positivo

Semirreação anódica: $2\,Li(s) \rightarrow 2\,Li^{1+}(aq) + 2\,e^-$

$E^0 = +3{,}05\ V$: (oxidação) polo negativo

Reação global: $I_2(s) + 2\ Li(s) \rightarrow 2\ I^{1-}(aq) + 2\ Li^{1+}(aq)$

$E^0 = +3{,}59\ V$

16.8

a) Semirreação do ânodo: I.

$Pb(s) + HSO_4^{1-}(aq) + H_2O(\ell) \rightarrow PbSO_4(s) + + H_3O^{1+}(aq) + 2e^-$

Semirreação do cátodo: II.

$PbO_2(s) + HSO_4^{1-}(aq) + 3\ H_3O^{1+}(aq) + 2\ e^- \rightarrow \rightarrow PbSO_4(s) + 5\ H_2O(\ell)$

b) Na semirreação I, o ânodo é o polo negativo e fornece elétrons para o circuito externo. Na semirreação II, o cátodo é o polo positivo e recebe elétrons do circuito externo.

c) $Pb(s) + PbO_2(s) + 2\ H_3O^{1+}(aq) + 2\ HSO_4^{1-}(aq) \rightarrow \rightarrow 2\ PbSO_4(s) + 4\ H_2O(\ell)$

16.9 Reações que ocorrem na pilha:

a) Ânodo: $1\ H_2(g) \rightarrow 2\ H^{1+}(aq) + 2\ e^-$

Cátodo: $\frac{1}{2}\ O_2(g) + 2\ H^{1+}(aq) + 2\ e^- \rightarrow H_2O(\ell)$

Global: $1\ H_2(g) + \frac{1}{2}\ O_2(g) \rightarrow H_2O(\ell)$

$\Delta E^0_{pilha} = E_{red.\ cátodo} - E_{red.\ ânodo}$

$\Delta E^0_{pilha} = +1{,}2 - (-0{,}0) \rightarrow \Delta E^0_{pilha} = +1{,}2\ V$

b) Ocorre a formação de água no cátodo.

Capítulo 17 – Eletrólise com eletrodos inertes

Este capítulo trata de um processo não espontâneo de conversão de energia elétrica em energia química: a eletrólise ígnea.

Este capítulo também discute a eletrólise que ocorre em solução aquosa. Neste caso, é preciso verificar a ordem de descarga dos íons para determinar as substâncias formadas.

Objetivos

Conceituar eletrólise.

Compreender que o processo de eletrólise envolve uma reação não espontânea.

Equacionar as semirreações da eletrólise ígnea.

Determinar a equação global da eletrólise ígnea a partir de suas semirreações.

Reconhecer que na eletrólise, a diferença de potencial é sempre um valor negativo.

Compreender o movimento dos elétrons numa eletrólise e reconhecer qual íon reduz e qual oxida.

Entender como os metais puros são obtidos através da eletrólise ígnea.

Identificar cátodo e ânodo, polo positivo e polo negativo correlacionados ao fenômeno da eletrólise.

Compreender como ocorre a obtenção do alumínio metálico através da eletrólise ígnea da bauxita.

Compreender como ocorre a eletrólise em meio aquoso.

Reconhecer qual o cátion e qual o ânion se descarrega primeiro em cada sistema montado.

Equacionar as semirreações de redução e de oxidação.

Determinar a equação global da eletrólise em meio aquoso a partir de suas semirreações.

Identificar cátodo e ânodo, polo positivo e polo negativo no sistema eletrolítico.

Reconhecer os fenômenos de oxidação e redução presentes no processo.

Conteúdos específicos indispensáveis para a sequência dos estudos

Eletrólise ígnea: cátodo e ânodo, polo positivo e polo negativo, oxidação e redução.

Semirreação e reação global da eletrólise ígnea.

Descarga dos íons.

Eletrólise aquosa: cátodo e ânodo, polo positivo e polo negativo, oxidação e redução.

Semirreações e reação global da eletrólise em meio aquoso.

Comentários e sugestões

Inicie uma discussão com seus alunos para relembrar as características das pilhas e baterias. Peça aos alunos que expressem de forma oral os conceitos das aulas anteriores. Considerando as respostas dos alunos sobre conceitos que foram relembrados, aborde a eletrólise ígnea. É importante neste momento que o aluno reconheça que esse processo ocorre com substâncias iônicas, que a pilha é um processo espontâneo, que libera energia; e eletrólise é um processo não espontâneo, que absorve energia. Questões importantes a serem debatidas com os alunos: semirreações anódicas e catódicas, identificação dos polos positivo e negativo, os fenômenos de oxidação e redução, a reação global envolvida no processo.

No início, os alunos apresentam dificuldades para representar as semirreações catódicas e anódicas. Sugere-se que os exercícios sejam feitos em dupla. É interessante que você circule pelas duplas para tentar sanar as possíveis dúvidas que forem surgindo. No momento da correção é importante ouvir as ideias expostas pelos alunos.

Os mesmos conceitos abordados e discutidos na eletrólise ígnea são utilizados na eletrólise em meio aquoso. Vale ressaltar que o adicional deste capítulo é considerar a ordem de descarga dos íons. É importante interpretar com seus alunos a tabela de descarga de cátions e ânions e discutir as diferentes possibilidades expostas na teoria.

Experimento: Eletrólise do iodeto de potássio

Execute este experimento após a discussão dos conceitos relacionados à eletrólise em meio aquoso. À medida que forem realizando o experimento, os alunos provavelmente

irão identificar os fenômenos que estão ocorrendo. Faça perguntas que possam orientar as observações dos alunos para os pontos mais importantes, buscando articular o que é observado e o que está sendo explicado.

A solução de amido deve ser feita com antecedência. Se houver um laboratório de Química na escola, monte um sistema com o tripé, a tela de amianto e o bico de Bunsen e coloque 500 mL de água destilada no béquer para aquecer.

Dissolva 1 g de amido em uma pequena quantidade de água para evitar a formação de grânulos e adicione-o à água do béquer. Aqueça a mistura por um período de 3 a 4 minutos, mexendo sempre com a baqueta de vidro, sem deixar que entre em ebulição.

Retire do fogo e deixe esfriar. Transfira a solução para o balão volumétrico e dilua acrescentando água destilada até a marca de 1 litro.

Caso a escola não possua laboratório faça o preparo da solução em um fogão utilizando uma panela de ágata e uma colher de pau.

Investigue

1. Como o iodeto, $I^{1-}(aq)$, é um ânion menos reativo que o hidróxido, $OH^{1-}(aq)$, ele irá descarregar-se primeiro no ânodo:

$2\ I^{1-}(aq) \rightarrow I_2(s) + 2\ e^-$

O iodo formado reage com os íons iodeto da solução, formando o íon complexo tri-iodeto, $I_3^{1-}(aq)$:

$I_2(s) + I^{1-}(aq) \rightarrow I_3^{1-}(aq)$

Os íons tri-iodeto inserem-se no interior da estrutura em novelo da amilose formando um complexo de cor azul intensa:

$I_3^{1-}(aq)$ + amido → complexo azul de I_3^{1-} e amido

Se a experiência for feita com água no lugar da solução de amido, será possível observar no ânodo uma coloração castanho-clara, por causa da dissolução de uma pequena quantidade de iodo na água, apesar da baixa solubilidade dessa substância (0,03 g de $I_2(s)$ a cada 100 mL de água).

2. Como o hidrônio, $H_3O^{1+}(aq)$, é um cátion menos reativo que o potássio, $K^{1+}(aq)$, ele irá descarregar-se primeiro no cátodo:

$2\ H_3O^{1+}(aq) + 2\ e^- \rightarrow 2\ H_2O(\ell) + 1\ H_2(g)$

As bolhas de hidrogênio gasoso formadas no cátodo podem ser observadas facilmente através do retroprojetor.

3. Como os íons hidrônio estão sendo consumidos, o meio torna-se básico. Graças à presença de fenolftaleína, a solução vai adquirindo uma coloração vermelha.

4. Dissociação do sal:

$2\ KI(aq) \rightarrow 2\ K^{1+}(aq) + 2\ I^{1-}(aq)$

Ionização da água:

$4\ H_2O(\ell) \rightarrow 2\ H_3O^{1+}(aq) + 2\ OH^{1-}(aq)$

Reação anódica:

$2\ I^{1-}(aq) \rightarrow I_2(s) + 2\ e^-$

Reação catódica:

$2\ H_3O^{1+}(aq) + 2\ e^- \rightarrow 2\ H_2O(\ell) + 1\ H_2(g)$

Reação global:

$2\ KI(aq) + 2\ H_2O(\ell) \rightarrow I_2(s) + H_2(g) + 2\ K^{1+}(aq) + 2\ OH^{1-}(aq)$

Trabalho em equipe

Uma das aplicações mais importantes da eletrólise ígnea é referente à obtenção de metais puros. Por isso, é conveniente abordar a obtenção de algum metal. Como o alumínio é um metal muito presente no cotidiano, optou-se em abordar seu processo de produção.

Peça aos alunos que façam a leitura dos textos em casa e que pesquisem para responder às questões propostas.

Na aula seguinte, faça a leitura dos textos em sala, e depois forme grupos para discutir as respostas das questões feitas individualmente pelos alunos. É interessante que as questões sejam respondidas novamente, só que agora considerando a resposta do grupo. Depois, peça para os alunos compararem as respostas individuais com as elaboradas em grupo.

Resolução das questões

1. a) $Mg^{2+}(aq) + 2\ OH^{1-}(aq) \rightleftharpoons Mg(OH)_2(aq)$

$Mg(OH)_2(aq) + 2\ HC\ell(aq) \rightleftharpoons MgC\ell_2(aq) + 2\ H_2O(\ell)$

$1\ MgC\ell_2(\ell) \rightarrow 1\ Mg^{2+}(\ell) + 2\ C\ell^{1-}(\ell)$

$2\ C\ell^{1-}(\ell) \rightarrow \cancel{2\ e^-} + 1C\ell_2(g)$

$1\ Mg^{2+}(\ell) + \cancel{2\ e^-} \rightarrow 1\ Mg(\ell)$

$1\ MgC\ell_2(\ell) \rightarrow 1\ Mg(\ell) + 1\ C\ell_2(g)$

b) Magnésio metálico na fase líquida, $Mg(\ell)$, que, ao resfriar, passa para a fase sólida, e o cloro na fase gasosa, $C\ell_2(g)$.

2. Alternativa C.

III. Nas salinas, a energia solar provoca a evaporação da água, deixando o sal como resíduo.

IV. A eletrólise ígnea do cloreto de sódio produz sódio metálico e cloro gasoso.

3. Alternativa C.

Na eletrólise ígnea do cloreto de magnésio, $MgC\ell_2(\ell)$, obtêm-se magnésio metálico no cátodo e cloro no ânodo.

Reações: $Mg^{2+}(\ell) + 2\ e^- \rightarrow Mg(s)$ (cátodo, polo −)

$2\ C\ell^{1-}(\ell) \rightarrow C\ell_2(g) + 2\ e^-$ (ânodo, polo +)

4. Resposta: 29. São corretos os itens 01, 04, 08 e 16.

02. Falsa. A reação II se passa no ânodo.

16. Verdadeira. Com base nas informações do texto, temos:

$4\ A\ell^{3+}(fund.) + \cancel{12\ e^-} \rightarrow 4\ A\ell(\ell)$
$6\ O^{2-}(fund.) + 3\ C(s) \rightarrow 3\ CO_2(g) + \cancel{12\ e^-}$
$4\ A\ell^{3+}(fund.) + 6\ O^{2-}(fund.) + 3\ C(s) \rightarrow$
$\rightarrow 4\ A\ell(\ell) + 3\ CO_2(g)$

Soma: $4 + 6 + 3 + 4 + 3 = 20$.

32. Falsa.

27 g de Aℓ _____ 3 mol de e^-

13,5 g de Aℓ _____ x

$x = \frac{13{,}5 \cdot 3}{27}$

$x = 1{,}5$ mol de e^-

5. Alternativa C.

No ânodo ocorre um processo de oxidação:

$6\ O^{2-}(fund.) \rightarrow 3\ O_2(g) + 12\ e^-$

6. I. Brometo de cálcio, $CaBr_2(aq)$:

a) $Ca^{2+}(aq)$ e $H_3O^{1+}(aq)$: descarga do $H_3O^{1+}(aq)$.

b) $Br^{1-}(aq)$ e $OH^{1-}(aq)$: descarga do $Br^{1-}(aq)$.

c) $CaBr_2(aq) \rightarrow 1\ Ca^{2+}(aq) + 2\ Br^{1-}(aq)$

d) $4\ H_2O(\ell) \rightarrow 2\ H_3O^{1+}(aq) + 2\ OH^{1-}(aq)$

e) $2\ Br^{1-}(aq) \rightarrow 2\ e^- + 1\ Br_2(\ell)$

f) $2\ H_3O^{1+}(aq) + 2\ e^- \rightarrow 1\ H_2(g) + 2\ H_2O(\ell)$

g) $CaBr_2(aq) + 2\ H_2O(\ell) \rightarrow 1\ H_2(g) +$
$+ 1\ Br_2(\ell) + Ca(OH)_2(aq)$

h) Hidróxido de cálcio.

II. Nitrato de prata, $AgNO_3(aq)$:

a) $Ag^{1+}(aq)$ e $H_3O^{1+}(aq)$: descarga do $Ag^{1+}(aq)$.

b) $NO_3^{1-}(aq)$ e $OH^{1-}(aq)$: descarga do $OH^{1-}(aq)$.

c) $4\ AgNO_3(aq) \rightarrow 4\ Ag^{1+}(aq) + 4\ NO_3^{1-}(aq)$

d) $8\ H_2O(\ell) \rightarrow 4\ H_3O^{1+}(aq) + 4\ OH^{1-}(aq)$

e) $4\ OH^{1-}(aq) \rightarrow 2\ H_2O(\ell) + 1\ O_2(g) + 4\ e^-$

f) $4\ Ag^{1+}(aq) + 4\ e^- \rightarrow 4\ Ag(s)$

g) $4\ AgNO_3(aq) + 6\ H_2O(\ell) \rightarrow 4\ Ag(s) +$
$+ 1\ O_2(g) + 4\ H_3O^{1+}(aq) + 4\ NO_3^{1-}(aq)$

h) Ácido nítrico.

III. Iodeto de lítio, LiI(aq):

a) $Li^{1+}(aq)$ e $H_3O^{1+}(aq)$: descarga do $H_3O^{1+}(aq)$.

b) $I^{1-}(aq)$ e $OH^{1-}(aq)$: descarga do $I^{1-}(aq)$.

c) $2\ LiI(aq) \rightarrow 2\ Li^{1+}(aq) + 2\ I^{1-}(aq)$

d) $4\ H_2O(\ell) \rightarrow 2\ H_3O^{1+}(aq) + 2\ OH^{1-}(aq)$

e) $2\ I^{1-}(aq) \rightarrow 2\ e^- + 1\ I_2(s)$

f) $2\ H_3O^{1+}(aq) + 2\ e^- \rightarrow 1\ H_2(g) + 2\ H_2O(\ell)$

g) $2\ LiI(aq) + 2\ H_2O(\ell) \rightarrow 1\ H_2(g) +$
$+ 1\ I_2(s) + 2\ LiOH(aq)$

h) Hidróxido de lítio.

IV. Cloreto de cádmio, $CdC\ell_2(aq)$:

a) $Cd^{2+}(aq)$ e $H_3O^{1+}(aq)$: descarga do $Cd^{2+}(aq)$.

b) $C\ell^{1-}(aq)$ e $OH^{1-}(aq)$: descarga do $C\ell^{1-}(aq)$.

c) $CdC\ell_2(aq) \rightarrow 1\ Cd^{2+}(aq) + 2\ C\ell^{1-}(aq)$

d) $4\ H_2O(\ell) \rightarrow 2\ H_3O^{1+}(aq) + 2\ OH^{1-}(aq)$

e) $2\ C\ell^{1-}(aq) \rightarrow 2\ e^- + 1\ C\ell_2(s)$

f) $1\ Cd^{2+}(aq) + 2\ e^- \rightarrow 1\ Cd(s)$

g) $CdC\ell_2(aq) \rightarrow 1\ Cd(s) + 1\ C\ell_2(s)$

h) Água.

7. Alternativa A.

Na eletrólise de uma solução aquosa de iodeto de sódio, NaI, o cátion que se descarrega primeiro é o que possui o maior potencial de redução, no caso o hidrônio, H_3O^{1+}. A substância formada no cátodo é o gás hidrogênio, $H_2(g)$.

O ânion que se descarrega primeiro é o que possui o maior potencial de oxidação; no caso, o iodeto, I^{1-}, e a substância formada no ânodo é o $I_2(s)$.

8. Alternativa B.

I. Correta. Na eletrólise do cloreto de potássio em solução aquosa, há formação de gás hidrogênio no cátodo, gás cloro no ânodo e hidróxido de potássio na cuba eletrolítica; portanto, o pH aumenta.

II. Errada. O cátion H_3O^{1+} se descarrega primeiro que o cátion K^{1+}; portanto, há formação de hidrogênio, $H_2(g)$, no cátodo.

III. Correta.

IV. Correta. Como a fenolftaleína é vermelha em meio básico e como ocorre a formação de KOH na cuba, o meio passa de incolor para vermelho. Lembre-se de que a solução inicial é incolor porque o KCℓ é um sal derivado de base forte e ácido forte e, por isso, não sofre hidrólise.

Exercícios de revisão

17.1

a) $2\ LiI(\ell) \rightarrow 2\ Li^{1+}(\ell) + 2\ I^{1-}(\ell)$
$2\ I^{1-}(\ell) \rightarrow 2\ e^- + 1\ I_2(s)$
$2\ Li^{1+}(\ell) + 2\ e^- \rightarrow 2\ Li(\ell)$
$2\ LiI(\ell) \rightarrow 2\ Li(\ell) + 1\ \ell_2(s)$

b) $1\ CaF_2(\ell) \rightarrow 1\ Ca^{2+}(\ell) + 2\ F^{1-}(\ell)$
$2\ F^{1-}(\ell) \rightarrow 2\ e^- + 1\ F_2(g)$
$1\ Ca^{2+}(\ell) + 2\ e^- \rightarrow 1\ Ca(s)$
$1\ CaF_2(\ell) \rightarrow 1\ Ca(\ell) + 1\ F_2(g)$

17.2

$KC\ell \rightarrow K^{1+} + C\ell^{1-}$

Os íons $C\ell^{1-}$ se dirigem para o ânodo (polo positivo), perdem seus elétrons e são transformados em gás cloro, $C\ell_2$:

$2\ C\ell^{1-} \rightarrow C\ell_2 + 2\ e^-$ (reação de oxidação)

Os íons K^{1+} se dirigem para o cátodo (polo negativo), recebem um elétron e são transformados em potássio metálico (K^0).

Assim, equilibrando as cargas, por multiplicação da equação de oxidação.

$2\ K^{1+} + 2\ e^- \rightarrow 2\ K^0$ (reação de redução)

A equação global desta eletrólise é dada pela soma das reações de dissociação do sal e das reações que ocorrem nos eletrodos.

$2\ KC\ell \rightarrow 2\ K^{1+} + 2\ C\ell^{1-}$

$2\ C\ell^{1-} \rightarrow C\ell_2 + 2\ e^-$ (reação de oxidação)

$2\ K^{1+} + 2\ e^- \rightarrow 2\ K^0$ (reação de redução)

Tendo-se, finalmente, a reação global:

$2\ KC\ell \rightarrow C\ell_2 + 2\ K^0$

17.3

a) No ânodo forma-se gás oxigênio, $O_2(g)$, que reage com o eletrodo de carvão formando gás carbônico no final do processo:

$2\ A\ell_2O_3(\ell) \rightarrow 4\ A\ell^{3+}(\ell) + 6\ O^{2-}(\ell)$

$4\ A\ell^{3+}(\ell) + 12\ e^- \rightarrow 4\ A\ell(\ell)$

$6\ O^{2-}(\ell) \rightarrow 12\ e^- + 3\ O_2(g)$

$3\ O_2(g) + 3\ C(s) \rightarrow 3\ CO_2(g)$

$2\ A\ell_2O_3(\ell) + 3\ C(s) \rightarrow 4\ A\ell(\ell) + 3\ CO_2(g)$

b) Adiciona um fundente, como a criolita, $3\ NaF \cdot A\ell F_3(s)$.

c) 2 mol de $A\ell_2O_3(s)$ _____ 4 mol de $A\ell(s)$

$2 \cdot 102$ g de $A\ell_2O_3(s)$ _____ $4 \cdot 27$ g de $A\ell(s)$

$20 \cdot 10^6$ g de $A\ell_2O_3(s)$ _____ x

$$x = \frac{20 \cdot 10^6 \cdot 4 \cdot 27}{2 \cdot 102}$$

$x = 10588\ 000$ g ou $\approx 10{,}6$ t de $A\ell(s)$

17.4 Alternativa D.

I. Correta. Os íons cloreto se descarregam no ânodo (eletrodo 1) formando gás cloro.

II. Correta. Próximo ao eletrodo 2 há excesso de íons OH^{1-} por causa da descarga do H_3O^{1+}.

III. Incorreta. Ocorreu uma oxidação do cloro no eletrodo 1.

17.5

$2\ CuSO_4(aq) \rightarrow 2\ Cu^{2+}(aq) + 2\ SO_4^{2-}(aq)$

$8\ H_2O(\ell) \rightarrow 4\ H_3O^{1+}(aq) + 4\ OH^{1-}(aq)$

$4\ OH^{1-}(aq) \rightarrow 2\ H_2O(\ell) + 1\ O_2(g) + 4\ e^-$

$2\ Cu^{2+}(aq) + 4\ e^- \rightarrow 2\ Cu(s)$

$2\,CuSO_4(aq) + 6\,H_2O(\ell) \rightarrow 2\,Cu(s) + 1\,O_2(g) + 4\,H_3O^{1+}(aq) + 2\,SO_4^{2-}(aq)$

17.6 Alternativa D.

$2\ C\ell^{1-}(aq) + 2\ H_2O(\ell) \longrightarrow C\ell_2(g) + H_2(g) + 2\ OH^{1-}(aq)$

-1 oxidação 0

$+1$ redução 0

O cloro, $C\ell_2$, é obtido por uma oxidação do cloreto, $C\ell^{1-}$.

17.7 Resposta 26. São corretos os itens 02, 08 e 16.

01. Errado. A oxidação ocorre no ânodo.

04. Errado. Os ácidos, que são compostos moleculares, também conduzem corrente elétrica quando dissolvidos em água.

Observação: nesse caso, o ácido reage com a água formando íons que tornam o meio condutor (processo de ionização).

17.8 Alternativa A.

O fragmento do texto não apresenta erro.

Capítulo 18 – Eletrólise com eletrodos ativos

Este capítulo estuda a utilização de eletrodos ativos, ou seja, que participam do fenômeno de oxirredução. São discutidos dois casos: o primeiro corresponde à eletrólise de purificação, que é aplicada para obtenção do cobre com um alto grau de pureza (cobre eletrolítico), usado na fabricação dos fios elétricos. O segundo corresponde aos processos de galvanoplastia, a técnica que permite dar um revestimento metálico a uma peça com objetivos estéticos e/ou de proteção contra a corrosão, por exemplo.

Este capítulo também apresenta uma abordagem quantitativa dos fenômenos ligados à eletrólise e às pilhas.

Objetivos

Compreender como ocorre o processo de eletrólise de purificação, em especial, para o cobre.

Equacionar as reações anódicas e catódicas e a reação global da eletrólise utilizada no processo de purificação do cobre.

Explicar como ocorre o processo eletroquímico da galvanoplastia.

Identificar polo negativo e polo positivo, cátodo e ânodo, reações anódicas e catódicas referentes aos dois processos eletroquímicos abordados.

Calcular a massa de um metal depositada em sistema eletrolítico.

Calcular o volume de um gás obtido na eletrólise ígnea.

Determinar o tempo necessário para que certa massa de metal seja depositada em processos eletroquímicos.

Analisar gráficos da corrente elétrica em função do tempo e realizar cálculos para determinar a massa de metal depositada num processo da eletrólise.

Calcular o tempo de funcionamento de um equipamento movido a pilhas sobre determinadas condições que são fornecidas, como por exemplo, o valor da corrente elétrica e a massa do metal que foi desgastada no processo.

Determinar a carga associada ao íon do metal, utilizando a relação entre corrente elétrica, o tempo e a carga no depósito de certa massa de metal.

Calcular a massa atômica de um metal por meio de processos eletrolíticos a partir do valor da massa depositada desse metal e do seu número de oxidação.

Conteúdos específicos indispensáveis para a sequência dos estudos

Eletrólise por purificação: caso do cobre.

Galvanoplastia.

$Q = i \cdot t$

Uso da estequiometria para reações eletroquímicas.

Comentários e sugestões

Como neste momento os alunos já têm conhecimento sobre a eletrólise, inicie a aula fazendo perguntas como:

Será possível purificar o cobre utilizando a eletrólise?

Os objetos podem ser protegidos da corrosão por meio da eletrólise?

Partindo das respostas dos alunos, discorra sobre essas duas técnicas mencionando em cada caso as reações anódicas e catódicas, a reação global, polo positivo e polo negativo.

Geralmente os alunos apresentam dificuldades nos cálculos envolvidos nos processos eletroquímicos. Faça em sala os exercícios que já estão resolvidos na teoria. É necessário ter calma para trabalhar com esse conteúdo, pois o processo de entendimento dos alunos às vezes pode ocorrer mais lentamente. Ressalte aos seus alunos que este assunto não passa de um cálculo estequiométrico, só que agora aplicado a fenômenos eletroquímicos.

Proponha que os exercícios sejam feitos em dupla. É importante, no momento em que os alunos estiverem resolvendo os exercícios, que você passe pelas duplas para auxiliá-las e tirar possíveis dúvidas. Corrija os exercícios na lousa, destacando, no momento da correção, os aspectos importantes.

Conversa com o professor

Aplicações da eletrólise

"Os 'banhos' de ouro, prata em brincos, pulseiras, anéis consistem no depósito de uma película bem fina de ouro ou prata na superfície do metal que constitui os brincos, pulseiras. Essa deposição é feita por eletrólise e esse processo é denominado galvanoplastia ou galvanização. Quando o 'banho' é de cromo, como no caso das películas depositadas em para-choques de carros, torneiras, fechaduras, o processo recebe o nome de cromação; se o 'banho' for de níquel, niquelação.

Para o depósito de películas de metais sobre superfícies é necessário uma solução aquosa do sal do metal cujo 'banho' será dado, uma lâmina do metal que deverá ser colocada como ânodo (eletrodo positivo) e o material a ser banhado deve ser colocado como cátodo (eletrodo negativo).

A eletrólise também é usada para depósito de uma película de estanho sobre lâminas finas de aço, na produção das 'folhas de flandres', utilizadas para obtenção de latas para armazenagem de conservas, carnes enlatadas, óleos comestíveis, óleos lubrificantes...

Esse depósito também pode ser feito, mergulhando-se a lâmina de aço em recipientes contendo estanho fundido, mas o processo eletrolítico é melhor, porque ocorre uma deposição mais homogênea e perfeita produzindo uma folha de flandres mais resistente e duradoura.

O ferro e o aço são utilizados para construção de cascos de navios, mas essas substâncias na presença de água e oxigênio sofrem enferrujamento. A galvanização é usada na proteção de cascos de navios contra a corrosão. Sobre o ferro ou aço faz-se a deposição de uma camada de zinco ou coloca-se uma lâmina de zinco sobre o ferro ou aço. O zinco impede o contato entre o ferro ou o aço com a água e o oxigênio ou com o ar úmido, protegendo-os contra o enferrujamento, por esse motivo o zinco é chamado de 'metal suicida' ou 'metal de sacrifício'."

Química: materiais e transformações. Disponível em: <http://educar.sc.usp.br/ciencias/quimica/qm1-3.htm>. Acesso em: 21 fev. 2013.

Resolução das questões

1. Alternativa A.
Trata-se de um processo de galvanoplastia ou eletrodeposição metálica em que o cátion cobre II da solução recebe elétrons e se deposita sobre a moeda que constitui o cátodo.

2. Alternativa B.
V. Errada. A chave não sofre corrosão e recebe o depósito de níquel metálico em sua superfície.

3. a) $Cu^{2+} + 2\,e^- \rightarrow Cu$

$1 \cdot 63{,}5$ g de Cu _____ 2 mol de elétrons

1,272 g de Cu _____ x

$x = 0{,}04$ mol de elétrons

b) $X^{2+} + 2\,e^- \rightarrow X$

M g (1 mol) _____ 2 mol de elétrons

3,420 g _____ 0,04 mol de elétrons

$M = 171$ g/mol $\rightarrow$ MA = 171 u

4. Alternativa D.

$Ag^{1+} + e^- \rightarrow Ag$

108 g de Ag _____ 1 mol de elétrons

1,08 g de Ag _____ x

$x = 0{,}01$ mol de elétrons

$X^{n+} + n\,e^- \rightarrow X$

0,657 g de X _____ 0,01 mol de elétrons

1 mol de X 197 g de X _____ n

$n = +3$

5. Cálculo da carga elétrica Q, utilizada:

1 A _____ 1 C/s

10 A _____ x C/965 s

$\frac{x\ C}{965\ s} = \frac{10\ A \cdot 1\ C}{1\ A \cdot s} \rightarrow x\ C = \frac{965\ s \cdot 10\ A \cdot 1\ C}{1\ A \cdot s}$

x C = 9 650 C, ou seja, Q = 9 650 C

ou $Q = i \cdot t \rightarrow Q = 10 \cdot 965 \rightarrow Q = 9650\ C$

Cálculo do volume de cloro obtido:

Semirreação anódica:

$2\ C\ell^{1-}(\ell) \rightarrow 2\ e^- + 1\ C\ell_2(g)$

2 mol 1 mol

$2 \cdot 96500\ C$ _____ $1 \cdot 22{,}4\ L$

9650 C _____ x

$x = \frac{9650 \cdot 1 \cdot 22{,}4}{2 \cdot 96500} \rightarrow x = 1{,}12\ L$

Cálculo da massa do cálcio obtida:

Semirreação catódica:

$Ca^{2+}(\ell) + 2\ e^- \rightarrow Ca(s)$

2 mol 1 mol

$2 \cdot 96500\ C$ _____ $1 \cdot 40\ g$

9650 C _____ m

$m = \frac{9650 \cdot 1 \cdot 40}{2 \cdot 96500} \rightarrow m = 2{,}0\ g$

Considerando que o processo teve um rendimento de 100%, foi possível obter 1,12 L de gás cloro e 2,0 g de cálcio metálico.

6. Quando as leis experimentais da eletrólise são utilizadas em relação às pilhas, m representa a massa do metal que é oxidado (cuja barra diminui) ou a massa do metal que é formado quando o respectivo cátion metálico é reduzido (cuja barra aumenta).

Nesse caso, Q representa a carga elétrica e i, a intensidade de corrente, que são **produzidas** pela pilha.

Semirreação catódica:

$Zn(s) \rightarrow 2\ e^- + Zn^{2+}(aq)$

2 mol 1 mol

$2 \cdot 96\ 500\ C$ _____ $1 \cdot 65{,}5\ g$

x _____ 0,3275 g

$x = \frac{0{,}3275 \cdot 2 \cdot 96500}{1 \cdot 65{,}5} \rightarrow x = 965\ C$

1 s _____ 1 C/A

x _____ 965 C/0,322 A

$x = \frac{965\ C \cdot 1\ s \cdot A}{0{,}322\ A \cdot 1\ C} \rightarrow x \approx 2996{,}89\ s$

1 minuto _____ 60 segundos

y _____ 2996,89 segundos

$y = \frac{2996{,}89 \cdot 1}{60} \rightarrow y \approx 50$ minutos

A narração do jogo durou aproximadamente 50 minutos.

7. Alternativa D.

Tempo de eletrólise em segundos:

$3 \cdot 60 \cdot 60 = 10800\ s$

$Q = i \cdot \Delta t$

$Q = 10 \cdot 10800$

$Q = 108000\ C$

$Cu^{2+} + 2\ e^- \rightarrow Cu^0$

$2\ mol\ e^-$ _____ 1 mol

$2 \cdot 96500\ C$ _____ 63,5 g

108000 C _____ x

$x = \frac{108000 \cdot 63{,}5}{2 \cdot 96500} \rightarrow x = 35{,}5\ g$

8. a) $CuSO_4(aq) \rightarrow Cu^{2+}(aq) + SO_4^{2-}(aq)$

0,10 mol/L 0,10 mol/L 0,10 mol/L

$[SO_4^{2-}] = 0{,}10\ mol/L$

b) $Cu^{2+} + 2\ e^- \rightarrow Cu$

1 mol de Cu _____ $2 \cdot 96500\ C$

0,10 mol de Cu _ x

$x = 19300\ C$

$Q = i \cdot t$

$t = \frac{Q}{i} \rightarrow t = \frac{19300}{5} \quad t = 3860\ s$

9. Alternativa E.

Cr = 52 g/mol.

$Cr^{6+} + 6\ e^- \rightarrow Cr$

52 g de Cr _____ $6 \cdot 96500\ C$

x _____ 96500 C

$x = \frac{96500 \cdot 52}{6 \cdot 96500} \rightarrow x \approx 8{,}7\ g$

10. Alternativa E.

3 F _____ 27 g Aℓ

x _____ 9000 g Aℓ

$x = \frac{9000 \cdot 3}{27} \rightarrow x = 1000\ F$

11. Alternativa D.

Semirreação catódica de obtenção de prata metálica:

$Ag^{1+} + e^- \rightarrow Ag$

96500 C _____ 108 g

4825 C _____ x

$x = \frac{4825 \cdot 108}{96500}$

x = 5,4 g de Ag

12. Reação envolvida na deposição de crômio metálico:

$Cr^{3+}(aq) + 3\,e^- \rightarrow Cr^0(s)$

3 mol ——— 1 mol

3 · 96500 C ——— 52 g de Cr

3 · 9650 ——— x

$x = \frac{3 \cdot 9650 \cdot 52}{3 \cdot 96500} \rightarrow x = 5{,}23$ g de Cr

Exercícios de revisão

18.1 Alternativa E.

No cátodo II (polo negativo), haverá redução de cátions prata e deposição de prata metálica sobre o objeto de cobre.

No ânodo I (polo positivo), haverá oxidação da prata metálica e desgaste do eletrodo. O amperímetro é usado para medir a corrente elétrica.

18.2 Alternativa C.

Na niquelagem, o cátion Ni^{2+} se reduz (no cátodo) para $Ni^0(s)$.

18.3 Alternativa D.

Na niquelação do objeto de latão, necessariamente devemos colocar a barra de níquel no polo positivo (ânodo no qual ocorre a oxidação do metal) e a peça a ser niquelada no polo negativo (cátodo, no qual ocorrem a redução dos cátions Ni^{2+}). Portanto, a alteração I é indispensável para o sucesso do experimento.

A alteração II, que consiste na troca do eletrólito de solução, de $NaC\ell$ para $NiSO_4$, também contribui para a eficiência do processo.

18.4 Alternativa D.

Para haver eletrodeposição de zinco metálico sobre uma peça de ferro, deve-se fazer a eletrólise de uma solução contendo $Zn^{2+}(aq)$ sobre a peça a ser galvanizada (cátodo). A semirreação catódica (redução) será: $Zn^{2+}(aq) + 2\,e^- \rightarrow$ $\rightarrow Zn(s)$.

O ânodo será constituído de zinco metálico que será oxidado fornecendo os íons Zn^{2+} para serem reduzidos no cátodo (peça de ferro).

18.5 Alternativa D.

Semirreações não balanceadas que ocorrem na eletrólise de uma solução aquosa de $Cr_2(SO_4)_3$:

Cátodo: $Cr^{3+}(aq) + 3\,e^- \rightarrow Cr(s)$

Ânodo: $4\,OH^{1-}(aq) \rightarrow 2\,H_2O(\ell) + O_2(g) + 4\,e^-$

Permanece em solução: SO_4^{2-} (sulfato) presente inicialmente na solução de sulfato de crômio III e H^{1+} (hidrogênio) presente inicialmente na água. Portanto, a solução eletrolisada fica cada vez mais ácida.

18.6 São corretos os itens 0, 2 e 4.

1. Falso. Ocorrerá depósito de zinco no prego de ferro.

3. Falso. Haverá reação de oxirredução nos dois béqueres.

18.7

a) Reação anódica:

$Cu(s) \rightarrow Cu^{2+}(aq) + 2\,e^-$

Reação catódica:

$Cu^{2+}(aq) + 2\,e^- \rightarrow Cu(s)$

Reação da célula: zero.

b) $Q = i \cdot t \rightarrow Q = 1{,}0\ A \cdot 10800\ s \rightarrow Q = 10800\ C$

$Cu^{2+}(aq) + 2\,e^- \rightarrow Cu(s)$

1 · 63,5 g de Cu ——— 2 · 96500 C

x ——— 10800 C

$x \approx 3{,}55$ g de Cu

18.8

a) O chumbo metálico, Pb, apresenta NoX = 0; no óxido de chumbo IV, PbO_2, o chumbo apresenta NoX = +4 e no sulfato de chumbo II, $PbSO_4$, o chumbo apresenta NoX = +2.

b) 50 A · h = 50 C/s · 3600 s

50 A · h = 180000 C

$Pb \rightarrow Pb^{2+} + 2\,e^-$

1 · 207 g de Pb ——— 2 · 96500 C

x ——— 180000 C

$x \approx 193$ g de Pb

18.9 Alternativa B.

Reação: $Ni^{2+} + 2\,e^- \rightarrow Ni$

2 mol 1 mol

2 · 96500 C ——— 58,7 g

1930 C · Δt ——— 232 g

$1930\ C \cdot \Delta t = \frac{232 \cdot 2 \cdot 96500}{58{,}7}$

$\Delta t = \frac{232 \cdot 2 \cdot 96500}{58{,}7 \cdot 1930} \rightarrow \Delta t = 400\ s$

18.10 Alternativa C.

Semirreação de redução do Cu^{2+}:

$Cu^{2+} + 2\,e^- \rightarrow Cu$

2 mol 1 mol

96500 C ——— 1 mol de e^-

x ——— 2 mol de e^-

$x = \frac{2 \cdot 96500}{1} \rightarrow x \cdot 193000\ C$

193000 C ——— 63,5 g Cu (1 mol)

2 · 50 · 60 C ——— y

$y = \frac{2 \cdot 50 \cdot 60 \cdot 63{,}5}{19300} \rightarrow y \approx 2{,}0\ g$

18.11 Alternativa E.

Semirreação de redução:

$Au^{3+}(aq) + 3\,e^- \rightarrow Au(s)$

$3\ mol \quad 1\ mol$

$3 \cdot 96500\ C$ _____ $197\ g$

$5 \cdot 30 \cdot 60$ _____ x

$$x = \frac{5 \cdot 30 \cdot 60 \cdot 197}{3 \cdot 96500}$$

$x \approx 6{,}12\ g$

18.12 Alternativa A.

$A\ell^{3+} + 3\,e^- \rightarrow A\ell$

$3\ mol\ de\ e^-$ _____ $27\ g\ de\ A\ell\ (1\ mol)$

$1\ mol\ de\ e^-$ _____ x

$$x = \frac{1 \cdot 27}{3} \rightarrow x = 9\ g\ de\ A\ell$$

$1\ F\ (1\ mol\ de\ e^-)$ _____ $9\ g\ de\ A\ell$

$3600\ F$ _____ y

$$y = \frac{3600 \cdot 9}{1} \rightarrow y = 32400\ g\ de\ A\ell$$

$y = 32{,}4\ kg\ de\ A\ell$

18.13 Alternativa B.

$Cd = 112\ g/mol$

$112\ g\ de\ Cd$ _____ $2 \cdot 96500\ C$

x _____ $9650\ C$

$$x = \frac{9650 \cdot 112}{2 \cdot 96500}$$

$x = 5{,}6\ g\ de\ Cd$

18.14 Alternativa B.

Semirreação catódica:

$Mg^{2+} + 2\,e^- \rightarrow Mg^0$

$2\ mol\ e^- \quad 24\ g\ Mg$

$2 \cdot 96500\ C$ _____ $24\ g$

$19300\ C$ _____ x

$$x = \frac{19300 \cdot 24}{2 \cdot 296500} \rightarrow x = 2{,}4\ g\ de\ Mg$$

Semirreação anódica:

$2\,C\ell^{1-} + 2\,e^- \rightarrow C\ell_2$

$2\ mol\ e^- \quad 1\ mol\ C\ell_2$

$2 \cdot 96500\ C$ _____ $71\ g\ C\ell_2$

$19300\ C$ _____ y

$$y = \frac{19300 \cdot 71}{2 \cdot 96500} \rightarrow y = 7{,}1\ g\ de\ C\ell_2$$

18.15 Alternativa D.

Cálculo da carga que passa pelo circuito: $Q = i \cdot \Delta t$

$Q = 8 \cdot 2 \cdot 60 \cdot 60$

$Q = 57600\ C$

Como a eficiência do processo é de 90%:

$Q_{efetiva} = 0{,}9 \cdot 57600$

$Q_{efetiva} = 51840\ C$

Equação de redução catódica:

$Ag^{1+}(aq) + 1\,e^- \rightarrow Ag^0(s)$

$96500\ C$ _____ $108\ g\ Ag$

$51840\ C$ _____ x

$$x = \frac{51840 \cdot 108}{96500} \rightarrow x = 58{,}02\ g\ de\ Ag$$

Cálculo do volume de Ag depositada:

$$V = \frac{m}{d} \rightarrow V = \frac{58{,}02}{10{,}5} \rightarrow V = 5{,}52\ cm^3$$

Cálculo da área da lâmina:

$A = 12 \cdot 20 \rightarrow A = 240\ cm^2$

Cálculo da espessura (e) de Ag depositada

$A \cdot e = V$

$$240 \cdot e = 5{,}52 \rightarrow e = \frac{240}{5{,}52}$$

$e = 0{,}023\ cm$ ou $0{,}23\ mm$.

18.16 Alternativa C.

$Q = i \cdot t$

$Q = 3 \cdot 25 \cdot 60$

$Q = 4500\ C$

$2\,C\ell^{1-} \rightarrow C\ell_2 + 2\,e^-$

$1\ mol \quad 2\ mol$

$22{,}4\ L$ _____ $2 \cdot 96500\ C$

V _____ $4500\ C$

$$V = \frac{4500 \cdot 22{,}4}{2 \cdot 96500} \rightarrow V \approx 0{,}522\ L$$

$V = 522\ mL$

Compreendendo o mundo

Ao tratar do problema do lixo eletrônico relacionado ao assunto que estamos estudando na teoria, acabamos por vislumbrar o problema bem maior que é a geração de uma quantidade de lixo que não estamos conseguindo destinar corretamente. A quantidade e a taxa de desenvolvimento com que o lixo é descartado, paralelo ao pouco investimento que está sendo feito nessa área, levam à criação de lixões e depósitos clandestinos que prejudicam o meio ambiente e podem nos afetar por meio da água, do solo e do ar contaminados.

Tomar consciência de um problema é o primeiro passo para agir, em casa, na escola, na comunidade, para tentar inverter esse quadro.

12 Sugestão de atividade interdisciplinar

Os combustíveis

Um dos conteúdos desse volume é o estudo da termoquímica. Foram abordados assuntos relacionados ao calor liberado nas reações entre um combustível e o gás oxigênio, liberando uma certa quantidade de energia. Como há uma aplicabilidade enorme do uso dos combustíveis, acreditamos que este assunto pode proporcionar uma atividade interdisciplinar com a abordagem de temas sociais, econômicos, ambientais, englobando o ensino de Química, Biologia e Geografia.

Principais conceitos que serão trabalhados em cada disciplina

Química

- Combustível × comburente
- Reações de combustão: completa e incompleta
- Uso de combustível renovável × não renovável
- Cálculos da energia liberada na combustão de diferentes combustíveis disponíveis no mercado
- Aplicações
- Definição de biocombustíveis

Biologia

- Doenças relacionadas à poluição (em especial, emissão de gases poluentes liberados na queima de combustíveis fósseis)
- Desequilíbrios no ecossistema (aquecimento global, poluição, doenças, mortandade de animais e peixes relacionados a queima de combustíveis)
- Processo anaeróbico e aeróbico na produção de álcool utilizado como combustível
- Reação de combustão × ciclo do carbono

Geografia

- Combustíveis utilizados no Brasil
- Países: maiores produtores de combustíveis fósseis, de biocombustíveis e de fontes alternativas de energia
- Geração de empregos
- Países que mais utilizam algum combustível específico no meio de transporte
- Usinas que utilizam combustíveis para geração de energia
- Conflitos sociais como, por exemplo, a questão do petróleo no Iraque ou a questão do enriquecimento de urânio no Irã

Descrição da atividade

Química

Nas aulas de Química boa parte dos assuntos que foram sugeridos para a atividade já estão presentes na obra e com comentários e sugestões de como abordá-los. O único assunto a acrescentar seria explicar a diferença entre combustível renovável e não renovável e definição de biocombustíveis (assunto que o professor pode encontrar explicado em detalhes no volume 3).

Destaque com seus alunos a importância da reação de um combustível com gás oxigênio liberando energia. Questione-os quanto ao uso de combustível nos meios de transporte, no aquecimento, no preparo de alimentos.

Relacione algumas substâncias utilizadas para esse fim e reflita sobre as vantagens e desvantagens de cada uma. Libera gás carbônico? É proveniente de fonte renovável? Apresenta uma boa relação entre a energia liberada e a massa queimada?

Biologia

Discuta com os alunos as doenças relacionadas à poluição atmosférica resultante da queima de combustíveis fósseis (os mais comuns), como problemas respiratórios gerados principalmente em crianças e idosos. Faça um debate sobre a expectativa de vida das pessoas em regiões mais poluídas.

Como desequilíbrio ambiental, poderia ser mencionado o derramamento de petróleo ou o vinhoto (rejeito da produção de álcool) descartado em lagos e rios.

A fermentação anaeróbica poderia ser discutida utilizando o etanol como exemplo.

Seria interessante o professor explicar o ciclo de carbono natural e como esse ciclo está se alterando por causa das atividades humanas.

Geografia

Apresentar alguns países que possuem grandes reservas da matéria prima que obtém alguns combustíveis, como por exemplo, o petróleo, a cana-de-açúcar.

Discutir com os alunos alguns combustíveis que são importantes no Brasil e apresentar vantagens e desvantagens econômicas e sociais de sua utilização, incluindo a geração de empregos.

Caracterizar com os alunos as usinas termelétricas.

Como trabalhar?

Sugerimos que os professores das três disciplinas estejam sempre presentes nas possíveis decisões das etapas do projeto:

1ª etapa

- Formação de grupos (no máximo até 5 alunos).
- Como há uma grande variedade de combustíveis, sugerimos que os professores das diferentes disciplinas se reúnam e decidam quais poderiam ser trabalhados valorizando o conhecimento de todas as áreas abordadas. Algumas sugestões:
  Gasolina, óleo diesel, etanol, gás hidrogênio, carvão vegetal (madeira), gás natural, urânio 235.
- Cada grupo seria responsável por um combustível específico.

2ª etapa

- Os professores poderiam orientar seus alunos para que realizem uma pesquisa (internet, livros didáticos, jornais, revistas, enciclopédias, filmes) sobre o combustível com o qual trabalharão, valorizando o conhecimento de todas as disciplinas.
- Os alunos poderiam fazer entrevistas com pessoas da sua comunidade (pais, avós, tios, vizinhos) sobre o que sabem a respeito de combustíveis, em especial, daquele com o qual estão trabalhando.
- Os alunos poderiam fotografar, filmar imagens referentes ao combustível em questão, como também ambientes em que há poluição atmosférica, usinas termelétricas, etc.

3ª etapa

- Após a coleta de dados feita pelos alunos e orientada pelos professores, proponham que eles redijam um texto sobre os aspectos que considerarem mais importantes. Vale ressaltar que o texto pode ser ilustrado com as imagens que foram coletadas, gráficos que consideram importantes, tabelas, etc.

Defina alguns critérios para que todos os textos tragam os seguintes itens:

- Objetivo
- Metodologia (a forma utilizada para fazer a pesquisa)
- Resultados e discussões (dados mais importantes e possíveis análises com opiniões críticas)
- Considerações finais (a conclusão da pesquisa realizada)

4ª etapa

Para verificar o progresso dos estudantes em relação à interdisciplinaridade, sugerimos que os grupos construam um mapa conceitual com base no texto que eles produziram.

Optamos por escolher essa ferramenta pela sua versatilidade como instrumento de organização de estruturas conceituais e pelo fato de esses mapas se basearem na relação entre conceitos, ou seja, de evidenciarem as relações existentes entre a Química, a Biologia e a Geografia.

O mapa conceitual pode ser manuscrito ou pode ser feito no programa CmapTools. É importante ressaltar ao professor que é necessário capacitar os alunos para que eles possam construir esses mapas conceituais.

Veja texto sobre construção de mapas conceituais na página 9 dessas orientações.

5ª etapa

Cada grupo apresentará seu mapa conceitual para a sala durante 10 minutos.

Avaliação

O trabalho deverá ser avaliado pelos três professores, levando em consideração:

A parte escrita.

O mapa conceitual elaborado.

A apresentação oral.

A participação de cada membro do grupo.

13 Referências bibliográficas

Teoria

• ATKINS, Peter; JONES, Loretta. *Princípios de Química: questionando a vida moderna*. São Paulo: Bookman, 2006.

• BALL, David W. *Físico-Química*. São Paulo: Thomson, 2005.

• BERGIER, Jacques. *Os impérios da Química moderna*. São Paulo: Hemus, 2007.

• BRADY, Joel W.; RUSSELL, John W.; HOLUM, John R. *Química: a matéria e suas transformações*. 3. ed. Rio de Janeiro: LTC , 2006. v. 1.

• BROWN, Theodore; LEMAY, H. Eugene; BURSTEN, Bruce E. *Química: a ciência central*. 9. ed. Prentice-Hall, 2005.

• CHAGAS, Pereira Aécio. *Como se faz Química: uma reflexão sobre a Química e a atividade do químico*. 2. ed. Campinas: Ed. da Unicamp, 1992.

• COTTON, Albert; WILKINSON, Geoffrey. *Advanced Inorganic Chemistry*. 6. ed. New York: John Wiley & Sons, 1999.

• KOTZ, John C.; TREICHEL JUNIOR, Paul M. *Química geral e reações químicas*. 5. ed. São Paulo: Pioneira Thomson, 2005. v. 1.

• LEE, John David. *Química Inorgânica não tão concisa*. São Paulo: Edgard Blücher, 2003.

• LEHNINGER. *Bioquímica*. 4. ed. São Paulo: Sarvier, 2006.

• LOURENÇO, Maria da Graça. *Química, ciências físico-químicas*. Porto: Porto Editora, 1996.

• LUTFI, Mansur. *Os ferrados e os cromados*. Ijuí: Ed. da Unijuí-RS, 1992.

• MCMURRY, John. *Química Orgânica*. 6. ed. São Paulo: Cengage Learning, 2005. v. 1 e 2.

• MENDES, Aristênio. *Elementos de Química Inorgânica*. Fortaleza: Ed. da Cefet, 2005.

• OGA, Suzi. *Fundamentos de toxicologia*, São Paulo: Atheneu, 1996.

• PERRY, Robert H.; GREEN, Don W. *Perry's Chemical Engineer's Handbook*. 6. ed. Kansas: McGraw-Hill, 1997. (Chemical Engineering Series).

• PIMENTEL, George C. (Org.). *Química: uma ciência experimental*. 4. ed. Lisboa: Fundação Calouste Gulbenkian, 1991.

• PORTO, Paulo Alves. *Van Helmont e o conceito de gás: Química e Medicina no século XVII*. São Paulo: Educ, 1995.

• POSTMA, James M.; HOLLENBERG, J. Leland. *Química no laboratório*. São Paulo: Manole, 2009.

• ROCHA, J. C.; ROSA, A. H.; CARDOSO, A. A. *Introdução à Química ambiental*. Porto Alegre: Bookman, 2004.

• ROCHA, Julio Cesar; ROSA, Andre Henrique; CARDOSO, Arnaldo Alves. *Introdução à Química ambiental*. São Paulo: Bookman, 2009.

• RUSSELL, John Blair. *Química geral*. Rio de Janeiro: McGraw-Hill/Makron Books. 2000. v. 1 e 2.

• SIENKO, M. J.; PLANE, R. A. *Química*. 7. ed. São Paulo: Nacional, 1981.

• SKOOG, A. D. et al. *Fundamentos de Química analítica*. São Paulo: Cengage Learning, 2005.

• SNYDER, Carl H. *The Extraordinary Chemistry of Ordinary Things*. 2. ed. Nova York: John Wiley & Sons, 1995.

• SOLOMONS, Graham T. W.; FRYHLE, Craig B. *Química Orgânica*, 9. ed. Rio de Janeiro: LTC, 2009. v. 1 e 2.

• SPENCER, James N. *Química: estrutura e dinâmica*. Rio de Janeiro: LTC, 2007. v. 1 e 2.

• _____; BODNER, George M.; RICKARD, Lyman H. *Química: estrutura e dinâmica*. Rio de Janeiro: LTC, 2007.

Pedagogia

• ABRAHÃO, Maria Helena Menna Barreto et al. *Avaliação e erro construtivo libertador: uma teoria-prática includente em educação*. Porto Alegre: Ed. da PUC-RS, 2000.

• BERNARDO, Gustavo. *Educação pelo argumento*. Rio de Janeiro: Rocco, 2000.

• CAMARGO, Alzira Leite Carvalhais. Mudanças na avaliação da aprendizagem escolar na perspectiva da progressão continuada: questões teórico-práticas. In: *Formação do educador e avaliação educacional*. São Paulo: Ed. da Unesp, 1999.

• COLL, C. et al. *Os conteúdos na reforma: ensino e aprendizagem de conceitos, procedimentos e atitudes*. Porto Alegre: Artmed, 1998.

• ENRICONE, Délcia; GRILLO, Marlene. *Avaliação: uma discussão em aberto*. 2. ed. Porto Alegre: Ed. da PUC-RS, 2003.

• FAZENDA, Ivani (Org.). *Metodologia da pesquisa educacional*. São Paulo: Cortez, 1994.

• FREIRE, Paulo. *A importância do ato de ler*. 12. ed. São Paulo: Cortez, 1982.

• _____. *Pedagogia da autonomia: saberes necessários à prática educativa*. 22. ed. São Paulo: Paz e Terra, 2002.

• HERNANDEZ, F.; VENTURA, M. *A organização do currículo por projetos de trabalho: o conhecimento é um caleidoscópio*. 5. ed. Porto Alegre: Artmed, 1998.

• HOFFMANN, Jussara M. L. *Avaliação, mito & desafio: uma perspectiva construtivista em avaliação*. 10. ed. Porto Alegre: Educação e Realidade, 1993.

• _____. *Avaliação mediadora: uma prática em construção da pré-escola à universidade*. Porto Alegre: Educação e Realidade, 1994.

• LIBÂNEO, José Carlos. *Didática*. São Paulo: Cortez, 1994.

• _____. *Adeus professor, adeus professora?: novas exigências educacionais e profissão docente*. 5. ed. São Paulo: Cortez, 2001.

• LIMA, Adriana de Oliveira. *Avaliação escolar: julgamento ou construção?* Petrópolis: Vozes, 1994.

• LUCKESI, Cipriano Carlos. *Avaliação da aprendizagem escolar: estudos e proposições*. 10. ed. São Paulo: Cortez, 2000.

• MARQUES, Mario Osório. *Escrever é preciso: o princípio da pesquisa*. Ijuí: Ed. da Unijuí-RS, 2003.

• MENEZES, H. C.; FARIA, A. G. Utilizando o monitoramento ambiental para o ensino de Química. Pedagogia de projeto. *Química Nova*, São Paulo, v. 26, n. 2, p. 287-290, 2003.

• MOREIRA, M. A.; MASINI, E. F. *Aprendizagem significativa: a teoria de David Ausubel*. São Paulo: Moraes, 1982.

• OLIVEIRA, M. K. *Vygotsky: aprendizado e desenvolvimento, um processo sócio-histórico*. São Paulo: Scipione, 1995.

• SANTOS, W. L. dos; SCHNETZLER, R. P. Função social: o que significa o ensino de Química para formar o cidadão? *Química Nova na Escola*, São Paulo, n. 4, p. 28-34, 1996.

• VYGOTSKY, L. S. *Pensamento e linguagem*. Tradução de J. L. Camargo. São Paulo: Martins Fontes, 1987.

HINO NACIONAL

Letra: Joaquim Osório Duque Estrada
Música: Francisco Manuel da Silva

Ouviram do Ipiranga as margens plácidas
De um povo heroico o brado retumbante,
E o sol da liberdade, em raios fúlgidos,
Brilhou no céu da Pátria nesse instante.

Se o penhor dessa igualdade
Conseguimos conquistar com braço forte,
Em teu seio, ó liberdade,
Desafia o nosso peito a própria morte!

Ó Pátria amada,
Idolatrada,
Salve! Salve!

Brasil, um sonho intenso, um raio vívido
De amor e de esperança à terra desce,
Se em teu formoso céu, risonho e límpido,
A imagem do Cruzeiro resplandece.

Gigante pela própria natureza,
És belo, és forte, impávido colosso,
E o teu futuro espelha essa grandeza.

Terra adorada,
Entre outras mil,
És tu, Brasil,
Ó Pátria amada!

Dos filhos deste solo és mãe gentil,
Pátria amada,
Brasil!

Deitado eternamente em berço esplêndido,
Ao som do mar e à luz do céu profundo,
Fulguras, ó Brasil, florão da América,
Iluminado ao sol do Novo Mundo!

Do que a terra mais garrida
Teus risonhos, lindos campos têm mais flores;
"Nossos bosques têm mais vida",
"Nossa vida" no teu seio "mais amores".

Ó Pátria amada,
Idolatrada,
Salve! Salve!

Brasil, de amor eterno seja símbolo
O lábaro que ostentas estrelado,
E diga o verde-louro desta flâmula
– Paz no futuro e glória no passado.

Mas, se ergues da justiça a clava forte,
Verás que um filho teu não foge à luta,
Nem teme, quem te adora, a própria morte.

Terra adorada,
Entre outras mil,
És tu, Brasil,
Ó Pátria amada!

Dos filhos deste solo és mãe gentil,
Pátria amada,
Brasil!

ISBN 978-85081629O-1
9 788508 162901

Este livro didático é um **bem reutilizável** da escola, e deve ser **devolvido em bom estado** ao final do ano para uso de outra pessoa no **próximo** período letivo.