Ricardo Feltre

Engenheiro Químico pela Escola Politécnica da Universidade de São Paulo.
Doutor em Engenharia (área: Engenharia Química) pela
Escola Politécnica da Universidade de São Paulo.
Professor de Química em escolas de ensino médio e cursos pré-vestibulares por 20 anos.
Professor de Química da Escola Politécnica da Universidade de São Paulo (1956-1986).

QUÍMICA

Volume 1

Química Geral

Componente curricular: QUÍMICA

7ª edição

São Paulo, 2008

Moderna

Título original: *Química*
© Ricardo Feltre 2008

Coordenação editorial: Rita Helena Bröckelmann

Edição de texto: Lídia Toshie Tamazato, Luis Fernando Furtado, Mauro Faro, Valquiria Baddini Tronolone, Manuel Carlos Garcez Kopezynski, André Haruo Kanamura

Assistência editorial: Josy Malone Simões Gomes, Rebeca Yatsuzuka, Renata Rosenthal

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

Leitura técnica: Anna Maria Benite, Sofia Nikolaou

Preparação de texto: Lídia Toshie Tamazato

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

Projeto gráfico: Chico Max

Capa: Mariza Porto, Everson de Paula

Foto da capa: Bicyclist Holding Bike. © Ken Seet/Corbis/LatinStock

Os principais materiais utilizados nos quadros das bicicletas são o aço e suas ligas: aço com baixo ou médio teor de carbono e ligas de crômio-molibdênio-manganês-carbono e, mais recentemente, níquel-crômio-vanádio-carbono nas melhores bicicletas de competição. A roda é formada por aro, pneu, raios e cubo. Os aros são feitos de diversos materiais, entre eles, alumínio, fibra de carbono e titânio.

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

Coordenação de arte: Wilson Gazzoni Agostinho

Edição de arte: Wilson Gazzoni Agostinho

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

Editoração eletrônica: Setup Bureau Editoração Eletrônica

Coordenação de revisão: Elaine Cristina del Nero

Revisão: Afonso N. Lopes, Ana Cortazzo, Ana Maria C. Tavares, Ângela M. Cruz, Nancy H. Dias, Viviane T. Mendes

Coordenação de pesquisa iconográfica: Ana Lucia Soares

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

Coordenação de *bureau*: Américo Jesus

Tratamento de imagens: Alexandre Petreca, Fabio N. Precendo, Luiz C. Costa, Rubens M. Rodrigues

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

Coordenação de produção industrial: Wilson Aparecido Troque

Impressão e acabamento:

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

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

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

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

08-07729 CDD-540.7

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

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.
Todos os direitos reservados

EDITORA MODERNA LTDA.
Rua Padre Adelino, 758 - Belenzinho
São Paulo - SP - Brasil - CEP 03303-904
Vendas e Atendimento: Tel. (0_ _11) 2602-5510
Fax (0_ _11) 2790-1501
www.moderna.com.br
2010
Impresso no Brasil

1 3 5 7 9 10 8 6 4 2

APRESENTAÇÃO

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

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

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

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

O AUTOR

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

SUMÁRIO

CAPÍTULO 1 Primeira visão da Química, 16

PHOTODISC/GETTY IMAGES

1. Revendo nossas ideias, 18

2. A matéria, 19

3. As transformações da matéria, 22

4. A energia envolvida nas transformações da matéria, 23
Questões, 25

5. A evolução material e a evolução social, 25

6. O progresso material e o problema da poluição, 29
6.1. Os processos de transformação da matéria, 29
6.2. O que podemos dizer sobre as matérias-primas?, 30
6.3. O que acontece com os materiais e a energia produzidos?, 30
6.4. Problemas no descarte de resíduos domésticos, industriais e agrícolas, 31
6.5. Algumas características dos resíduos gerados pela atividade humana, 31
6.6. Como resolver (ou minimizar) o problema da poluição?, 32
Pesquisa, 33 **Questões**, 34
Exercícios básicos, 34
Leitura: *Um apelo pela alfabetização em Química*, 36
Questões sobre a leitura, 37

CAPÍTULO 2 Aprofundando nosso conhecimento sobre a matéria, 38

PAUL DOYLE/ALAMY/OTHER IMAGES

1. Observando a matéria ao nosso redor, 40

2. Fases de um sistema material, 41
Atividade prática, 42 **Questões**, 42
Exercícios básicos, 43 **Exercícios complementares**, 43

3. Separando o que está misturado, 43

4. Transformações da água, 45
Questões, 48
Exercícios básicos, 48 **Exercícios complementares**, 49

5. As observações e as experiências na Ciência, 51
5.1. Medições: o cotidiano e o científico, 51
5.2. Densidade: uma medida importante, 52
5.3. A importância dos gráficos no dia a dia, 54
Atividades práticas, 56 **Questões**, 56
Exercícios básicos, 57 **Exercícios complementares**, 58

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

6. Substância pura (ou espécie química), 60
Questões, 61 **Exercícios básicos**, 61

7. Processos de separação de misturas, 61
7.1. Filtração, 62
7.2. Decantação, 64
7.3. Destilação, 65
7.4. Cristalização, 66
7.5. Outros processos de desdobramento de misturas, 66

8. Aprendendo mais sobre o laboratório de Química, 67

9. A segurança nos laboratórios de Química, 68
Atividades práticas, 69 **Questões**, 70
Exercícios básicos, 70 **Exercícios complementares**, 71
Leitura: *O problema da escassez de água no mundo*, 72
Questões sobre a leitura, 73

CAPÍTULO 3 Explicando a matéria e suas transformações, 74

ANDREW SYRED/SCIENCE PHOTO LIBRARY/LATINSTOCK

1. Vale a pena explicar (entender) os fatos do cotidiano (e da Ciência)?, 76

2. As tentativas de explicar a constituição da matéria, 76

3. O nascimento da Química, 77
3.1. A Lei de Lavoisier, 77
3.2. A Lei Ponderal de Proust, 78
Atividades práticas, 80 **Questões**, 80
Exercícios básicos, 81 **Exercícios complementares**, 81

4. A Teoria Atômica de Dalton, 82

5. Os elementos químicos e seus símbolos, 84
Questões, 84 **Exercícios básicos**, 85

6. Explicando a matéria – as substâncias químicas, 85
6.1. Substâncias simples, 87
6.2. Substâncias compostas ou compostos químicos, 87

7. Explicando a matéria – as misturas, 88
Pesquisa, 89 **Questões**, 89
Exercícios básicos, 90 **Exercícios complementares**, 90

8. Explicando as transformações materiais, 91
8.1. As transformações físicas, 91
8.2. As transformações químicas, 91

9. As propriedades das substâncias, 94
Atividade prática, 95 **Questões**, 95
Exercícios básicos, 95 **Exercícios complementares**, 96

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

10. Explicando as variações de energia que acompanham as transformações materiais, 97

11. Como a Ciência progride, 97

12. Segunda visão da Química, 98
Atividade prática, 99 **Pesquisa**, 100
Questões, 100
Exercícios básicos, 100
Leitura: *Avaliação do ciclo de vida de um produto*, 101
Questões sobre a leitura, 102
Leitura: *Conhecimento e desenvolvimento sustentável*, 103
Questões sobre a leitura, 103

CAPÍTULO 4 A evolução dos modelos atômicos, 104

GEOFF TOMPKINSON/SCIENCE PHOTO LIBRARY-LATINSTOCK

1. O modelo atômico de Thomson, 106
1.1. Elétron – a primeira partícula subatômica, 107
1.2. Próton – a segunda partícula subatômica, 108

2. A descoberta da radioatividade, 108

3. O modelo atômico de Rutherford, 109
3.1. Nêutron – a terceira partícula subatômica, 110
Atividades práticas, 111 **Questões**, 112
Exercícios básicos, 112 **Exercícios complementares**, 112

4. A identificação dos átomos, 113
4.1. Número atômico, 113
4.2. Número de massa, 113
4.3. Elemento químico, 113
4.4. Íons, 114
4.5. Isótopos e isóbaros, 114
Questões, 115
Exercícios básicos, 116 **Exercícios complementares**, 116

5. O modelo atômico de Rutherford-Bohr, 117
5.1. Introdução, 117
5.2. Um breve estudo das ondas, 118
5.3. As ondas eletromagnéticas, 118
5.4. Espectros descontínuos ou atômicos, 120
5.5. O modelo de Rutherford-Bohr, 121
Questões, 123 **Pesquisa**, 123
Exercícios básicos, 123 **Exercícios complementares**, 124

6. A distribuição dos elétrons na eletrosfera, 124
6.1. O conceito de subnível eletrônico, 124
6.2. A distribuição dos elétrons em átomos neutros, 125
6.3. A distribuição eletrônica nos íons, 126
Exercícios básicos, 127 **Exercícios complementares**, 128
Leitura: *As radiações eletromagnéticas*, 129
Questões sobre a leitura, 133

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

CAPÍTULO 5 Massa atômica e massa molecular – mol, 134

SÉRGIO DOTTA JR./CID

1. Unidade de massa atômica (u), 136

2. Massa atômica, 137

2.1. Massa atômica dos elementos químicos, 137

2.2. Determinação moderna das massas atômicas, 138

Questões, 138 **Exercícios básicos**, 138

3. Massa molecular, 139

Questões, 140 **Exercícios básicos**, 141

4. Conceito de mol, 141

5. Massa molar (*M*), 142

Questões, 143

Exercícios básicos, 144 **Exercícios complementares**, 146

Leitura: *História das medições*, 148

Questões sobre a leitura, 149

CAPÍTULO 6 A classificação periódica dos elementos, 150

RENATO STOCKLER/FOLHA IMAGEM

1. Histórico, 152

2. A classificação periódica moderna, 155

2.1. Períodos, 157

2.2. Colunas, grupos ou famílias, 157

2.3. Os nomes dos elementos químicos, 159

Questões, 159

Exercícios básicos, 160 **Exercícios complementares**, 160

3. Propriedades periódicas e propriedades aperiódicas dos elementos químicos, 161

3.1. Introdução, 161

3.2. Raio atômico, 162

3.3. Volume atômico, 164

3.4. Densidade absoluta, 164

3.5. Ponto de fusão e de ebulição, 165

3.6. Potencial de ionização, 166

3.7. Eletroafinidade ou afinidade eletrônica, 166

3.8. Outras propriedades periódicas, 166

Pesquisa, 167 **Questões**, 167

Exercícios básicos, 167 **Exercícios complementares**, 168

Leitura: *Os elementos químicos em nosso corpo*, 170

Questões sobre a leitura, 171

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

CAPÍTULO 7 Ligações químicas, 172

FABIO COLOMBINI

1. Introdução: como explicar as ligações entre os átomos?, 174

2. Ligação iônica, eletrovalente ou heteropolar, 175

2.1. Conceitos gerais, 175

2.2. Definição e regra geral de formulação, 177

2.3. A ligação iônica e a Tabela Periódica, 177

Questões, 178

Exercícios básicos, 179 **Exercícios complementares**, 179

3. Ligação covalente, molecular ou homopolar, 180

3.1. Ligação covalente, 180

3.2. Caso particular da ligação covalente, 184

3.3. Compostos moleculares e compostos iônicos, 185

Questões, 186

Exercícios básicos, 186 **Exercícios complementares**, 187

4. Ligação metálica, 188

4.1. Estrutura dos metais, 188

4.2. A ligação metálica, 189

4.3. Propriedades dos metais, 190

Questões, 192 **Atividade prática**, 192

Exercícios básicos, 193 **Exercícios complementares**, 194

Leitura: *Ligas metálicas*, 195

Questões sobre a leitura, 195

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

CAPÍTULO 8 Geometria molecular, 196

FLAVIO SAMELO

1. A estrutura espacial das moléculas, 198

1.1. Conceitos gerais, 198

1.2. Moléculas com pares eletrônicos ligantes e não ligantes, 199

1.3. Teoria da repulsão dos pares eletrônicos da camada de valência, 200

1.4. Macromoléculas covalentes, 200

1.5. Alotropia, 201

A alotropia do carbono, 202

A alotropia do fósforo, 202

Questões, 203

Exercícios básicos, 203 **Exercícios complementares**, 204

2. Eletronegatividade/polaridade das ligações e das moléculas, 205

2.1. Conceitos gerais, 205

2.2. Ligações apolares e ligações polares, 206
2.3. Momento dipolar, 207
2.4. Moléculas polares e moléculas apolares, 208
Questões, 210 **Atividades práticas**, 211
Exercícios básicos, 211 **Exercícios complementares**, 213

3. Oxidação e redução, 214
3.1. Conceitos de oxidação e de redução, 214
3.2. Conceito de número de oxidação, 215
3.3. Números de oxidação usuais, 217
3.4. Cálculo dos números de oxidação, 217
3.5. O número de oxidação num íon composto, 218
Questões, 219 **Atividade prática**, 219
Exercícios básicos, 219 **Exercícios complementares**, 220

4. Forças (ou ligações) intermoleculares, 221
4.1. Forças (ou ligações) dipolo-dipolo, 221
4.2. Ligações de hidrogênio (ou pontes de hidrogênio), 222
4.3. Forças (ou ligações) de van der Waals (ou de London), 223
4.4. Relação entre as ligações e as propriedades das substâncias, 224
Questões, 224 **Atividade prática**, 225
Exercícios básicos, 225 **Exercícios complementares**, 227
Leitura: *Semicondutores*, 228 **Questões sobre a leitura**, 229

CAPÍTULO 9 **Ácidos, bases e sais inorgânicos, 230**

MARCELLO LOURENÇO/TYBA

1. Introdução, 232
1.1. Dissociação e ionização, 234
1.2. Grau de ionização, 234
Questões, 235 **Exercícios básicos**, 235

2. Ácidos, 236
2.1. A definição de ácido de Arrhenius, 236
2.2. Classificação dos ácidos, 237
2.3. Formulação dos ácidos, 237
2.4. Nomenclatura dos ácidos, 238
2.5. Ácidos importantes, 240
Questões, 242
Exercícios básicos, 242 **Exercícios complementares**, 244

3. Bases ou hidróxidos, 244
3.1. Definição de base de Arrhenius, 245
3.2. Classificações das bases, 245
3.3. Formulação das bases, 245

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

3.4. Nomenclatura das bases, 246
3.5. Bases importantes, 246
Questões, 248
Exercícios básicos, 248 **Exercícios complementares**, 248

4. Comparação entre ácidos e bases, 249
4.1. Propriedades funcionais, 249
4.2. A medida do caráter ácido e do básico, 249
4.3. A importância do pH em nosso cotidiano, 250
Questões, 252
Exercícios básicos, 252 **Exercícios complementares**, 253

5. Sais, 253
5.1. Conceituação dos sais, 254
5.2. Reação de neutralização total/Sais neutros ou normais, 255
5.3. Outros tipos de sais, 257
5.4. Sais importantes, 258
Questões, 261 **Atividade prática**, 261
Exercícios básicos, 262 **Exercícios complementares**, 263
Leitura: *O tratamento da água e do esgoto*, 264
Questões sobre a leitura, 267

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

CAPÍTULO 10 Óxidos inorgânicos, 268

MUSEU DE HISTÓRIA NATURAL/ALAMY-OTHER IMAGES

1. Conceito de óxido inorgânico, 270
2. Fórmula geral dos óxidos, 270
3. Óxidos básicos, 271
3.1. Nomenclatura dos óxidos básicos, 271
4. Óxidos ácidos ou anidridos, 272
4.1. Nomenclatura dos óxidos ácidos, 273
5. Óxidos anfóteros, 274
6. Peróxidos, 275
7. Óxidos importantes, 276
7.1. Óxido de cálcio – CaO, 276
7.2. Dióxido de carbono – CO_2, 277
7.3. Dióxido de silício – SiO_2, 278
Questões, 279 **Atividade prática**, 279
Exercícios básicos, 279 **Exercícios complementares**, 280

8. As funções inorgânicas e a classificação periódica, 281
Questões, 284
Exercícios básicos, 284 **Exercícios complementares**, 285
Leitura: *A chuva ácida*, 286 **Questões sobre a leitura**, 287

CAPÍTULO 11 Reações químicas, 288

ELLIOT J. SCHECHTER/EPA/CORBIS-LATINSTOCK

1. Introdução, 290
1.1 Equações iônicas, 293

2. Balanceamento das equações químicas, 294
Questões, 295
Exercícios básicos, 296 **Exercícios complementares**, 296

3. Classificações das reações químicas, 297
3.1. Reações de síntese ou de adição, 297
3.2. Reações de análise ou de decomposição, 297
3.3. Reações de deslocamento ou de simples troca, 298
3.4. Reações de dupla-troca, 299
Questões, 299
Exercícios básicos, 299 **Exercícios complementares**, 300

4. Quando ocorre uma reação química?, 301
4.1. Reações de oxirredução, 301
4.2. Reações que não são de oxirredução, 304
Questões, 305
Exercícios básicos, 306 **Exercícios complementares**, 307

5. Resumo das principais reações envolvendo as funções inorgânicas, 308
5.1. Reações entre os "opostos", 308
5.2. Outros tipos de reação, 309
Questões, 312 **Atividades práticas**, 312
Exercícios básicos, 313 **Exercícios complementares**, 314
Leitura: *O vidro e o cimento*, 316
Questões sobre a leitura, 317

CAPÍTULO 12 Estudo dos gases, 318

EDUARDO SANTALIESTRA/CID

1. Introdução, 320

2. Características do estado gasoso, 321

3. Grandezas e medidas fundamentais dos gases, 321
3.1. Massa dos gases, 321
3.2. Volume dos gases, 322
3.3. Pressão dos gases, 322
3.4. Temperatura dos gases, 324
Questões, 325 **Exercícios básicos**, 325

4. As leis físicas dos gases, 326
4.1. Lei de Boyle-Mariotte, 326
4.2. Lei de Gay-Lussac, 328
4.3. Lei de Charles, 329

5. Equação geral dos gases, 331

6. Condições normais de pressão e temperatura (CNPT), 331

7. Teoria Cinética dos Gases, 331

8. Gás perfeito e gás real, 332

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

9. Gás ou vapor?, 332
Questões, 332
Exercícios básicos, 333 **Exercícios complementares**, 335

10. Leis volumétricas das reações químicas (leis químicas dos gases), 336
10.1. Leis volumétricas de Gay-Lussac, 336
10.2. Hipótese ou Lei de Avogadro, 336
Questões, 338
Exercícios básicos, 338 **Exercícios complementares**, 339

11. Volume molar, 340

12. Equação de Clapeyron, 341
Questões, 343
Exercícios básicos, 343 **Exercícios complementares**, 346

13. Misturas gasosas, 347
13.1. Conceitos gerais, 347
13.2. Umidade do ar, 350
Questões, 352
Exercícios básicos, 352 **Exercícios complementares**, 356

14. Densidade dos gases, 357
14.1. Densidade absoluta, 357
14.2. Densidade relativa, 358
Questões, 359 **Atividades práticas**, 359
Exercícios básicos, 360 **Exercícios complementares**, 361

15. Difusão e efusão dos gases, 362
Questões, 363 **Exercícios básicos**, 364
Leitura: *A camada de ozônio*, 365
Questões sobre a leitura, 367

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

CAPÍTULO 13 Cálculo de fórmulas, 368

FABIO COLOMBINI

1. As fórmulas na Química, 370

2. Cálculo da fórmula centesimal, 370
Questões, 372
Exercícios básicos, 372 **Exercícios complementares**, 373

3. Cálculo da fórmula mínima, 374
Questões, 375
Exercícios básicos, 375 **Exercícios complementares**, 376

4. Cálculo da fórmula molecular, 376
4.1. Cálculo da fórmula molecular a partir da fórmula mínima, 377
4.2. Cálculo direto da fórmula molecular, 378
Questões, 378
Exercícios básicos, 378 **Exercícios complementares**, 379
Leitura: *O efeito estufa*, 380 **Questões sobre a leitura**, 386

CAPÍTULO 14 Cálculo estequiométrico, 388

IARA VENANZI / KINO

1. Introdução, 390

2. Casos gerais de cálculo estequiométrico, 391

2.1. Quando o dado e a pergunta do problema são expressos em massa, 391

Exercícios básicos, 394 **Exercícios complementares**, 395

2.2. Quando o dado é expresso em massa e a pergunta em volume (ou vice-versa), 395

Exercícios básicos, 396 **Exercícios complementares**, 397

2.3. Quando o dado é expresso em massa e a pergunta em mols (ou vice-versa), 398

Exercícios básicos, 398 **Exercícios complementares**, 399

2.4. Quando o dado é expresso em massa e a pergunta em número de partículas (ou vice-versa), 399

Exercícios básicos, 399 **Exercícios complementares**, 400

2.5. Quando o dado e a pergunta do problema são ambos em volume, 400

Exercícios básicos, 401

2.6. Havendo duas ou mais perguntas no problema, 402

Exercícios básicos, 403 **Exercícios complementares**, 403

3. Casos particulares de cálculo estequiométrico, 404

3.1. Quando aparecem reações consecutivas, 404

Exercícios básicos, 405 **Exercícios complementares**, 406

3.2. Quando são dadas as quantidades de dois (ou mais) reagentes, 406

Exercícios básicos, 409 **Exercícios complementares**, 410

3.3. Quando os reagentes são substâncias impuras, 411

Exercícios básicos, 413 **Exercícios complementares**, 414

3.4. Quando o rendimento da reação não é total, 414

Exercícios básicos, 417 **Exercícios complementares**, 417

Leitura: *Produção do ferro e do aço*, 418

Leitura: *A reciclagem do aço*, 421

Questões sobre as leituras, 421

Respostas, 422

Lista de siglas, 426

Índice remissivo, 428

Referências dos infográficos, 432

Sugestões de leitura para os alunos, 434

Museus brasileiros ligados à Ciência, 435

Tabelas auxiliares, 436

Elementos químicos, 439

Bibliografia, 440

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

ÍNDICE DAS ATIVIDADES PRÁTICAS

As fases de um sistema (capítulo 2), 42
Flutuação de um ovo (capítulo 2), 56
Construção de um densímetro (capítulo 2), 56
Cristalização do sal de cozinha (capítulo 2), 69
Preparação de chá preto (capítulo 2), 69
Cozimento de um ovo (capítulo 3), 80
Combustão de uma vela (capítulo 3), 80
Será que reage? (capítulo 3), 95
Dissolução e transferência de calor (capítulo 3), 99
Eletrização por atrito (capítulo 4), 111
Desvio de um filete de água (capítulo 4), 111
Estudo da condutividade elétrica de alguns materiais (capítulo 7), 192
Miscibilidade do óleo e do álcool (etanol) em água (capítulo 8), 211
Estudando o comportamento do óleo e da água (capítulo 8), 211
Estudando a formação da ferrugem (capítulo 8), 219
Comparando a viscosidade de alguns líquidos (capítulo 8), 225
Estudo do pH de alguns materiais usando indicadores ácido-base (capítulo 9), 261
Estudando o processo de oxidação do ferro em presença de outros metais (capítulo 10), 279
Estudando a reação entre fermento e vinagre (capítulo 11), 312
Estudando a reação entre sulfato de cobre, água e sabão (capítulo 11), 312
Estudando o comportamento do ar sob diferentes temperaturas – Aquecendo o ar (capítulo 12), 359
Estudando o comportamento do ar sob diferentes temperaturas – Resfriando o ar (capítulo 12), 359

ÍNDICE DAS BIOGRAFIAS

Antoine Laurent de Lavoisier (capítulo 3), 78
Joseph Louis Proust (capítulo 3), 79
Joseph John Thomson (capítulo 4), 107
Ernest Rutherford (capítulo 4), 109
Niels Henrik David Bohr (capítulo 4), 122
Linus Carl Pauling (capítulo 4), 125
Dimitri Ivanovitch Mendeleyev (capítulo 6), 154
Gilbert Newton Lewis (capítulo 7), 182
Ronald James Gillespie (capítulo 8), 200
Svante August Arrhenius (capítulo 9), 233
Evangelista Torricelli (capítulo 12), 322
William Thomson (*Lord Kelvin of Largs*) (capítulo 12), 325
Robert Boyle e Edme Mariotte (capítulo 12), 327
Joseph Louis Gay-Lussac (capítulo 12), 328
Jacques Alexandre César Charles (capítulo 12), 329
Amedeo Avogadro (capítulo 12), 336
Benoit Pierre Émile Clapeyron (capítulo 12), 341
Thomas Graham (capítulo 12), 362

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

CAPÍTULO

1 Primeira visão da Química

Desde épocas muito remotas, a humanidade utiliza energia para transformar materiais retirados da natureza. Atualmente, mais de 6,8 bilhões de pessoas no planeta consomem energia e matéria.

+ TÓPICOS DO CAPÍTULO

1 REVENDO NOSSAS IDEIAS

2 A MATÉRIA

3 AS TRANSFORMAÇÕES DA MATÉRIA

4 A ENERGIA ENVOLVIDA NAS TRANSFORMAÇÕES DA MATÉRIA

5 A EVOLUÇÃO MATERIAL E A EVOLUÇÃO SOCIAL

6 O PROGRESSO MATERIAL E O PROBLEMA DA POLUIÇÃO

LEITURA: *UM APELO PELA ALFABETIZAÇÃO EM QUÍMICA*

O microcomputador de 2 toneladas

Na produção de um microcomputador comum de aproximadamente 24 kg, com monitor de tubo, gastam-se quase duas toneladas de diferentes matérias-primas, além de muita energia.

Todos os materiais utilizados na fabricação de microcomputadores, assim como na de qualquer outro produto, são retirados da natureza.

Matéria

Energia

Extração

Para fazer uma blusa, por exemplo, basta lã, mas para um produto complexo como um microcomputador são necessárias diferentes matérias-primas.

A água é o material mais utilizado na fabricação de quase tudo, da extração de matéria-prima até dentro das fábricas.

ILUSTRAÇÕES: PACHECO

PHOTODISC/GETTY IMAGES

Nada se faz sem energia

Os combustíveis fósseis fornecem 80% da energia usada mundialmente em indústrias, residências, transportes e comércio, além de mover as usinas termoelétricas.

Consumo mundial de energia por fonte – 2007

Fonte: Agência Nacional de Energia Elétrica.

ADILSON SECCO

PAULO CESAR

Fazendo as contas

Depois de todo esse trabalho e gasto de energia para fabricar um microcomputador com monitor, com cerca de 24 kg, terão sido utilizados 1.762 kg de materiais.

22 kg
de produtos químicos industrializados

240 kg
de combustíveis fósseis, equivalentes a toda a energia usada desde a extração da matéria-prima até o transporte do computador para as lojas

1.500 kg
de água

Transformação

As matérias-primas naturais são transformadas em produtos industriais. Minérios, por exemplo, são transformados em diversos tipos de metal e vidro.

ILUSTRAÇÕES: PACHECO

As indústrias de transformação utilizam muita energia. Só a eletricidade usada para produzir uma tonelada de alumínio a partir da bauxita abasteceria quase 100 casas durante um mês. O Brasil produz cerca de 1,7 milhão de toneladas de alumínio por ano.

A energia começa a ser utilizada já na extração e no transporte das matérias-primas.

O Brasil é um dos maiores fornecedores mundiais de minérios.

Fabricação e montagem

Componentes fabricados em diversos países vão para a linha de montagem, na qual os microcomputadores finalmente tomam forma, são testados, embalados e enviados para os centros de distribuição, para as lojas e para o consumidor final: você.

PHOTODISC/GETTY IMAGES

Por ser bem mais complexo que um computador de mesa, um computador portátil com menos de 2 kg consome em sua fabricação muito mais energia e materiais. Só na fabricação das peças são usadas, aproximadamente, 9 toneladas de água.

REFLETINDO

1. Da natureza, extraímos materiais e os transformamos em outros materiais, gastando água e energia nesses processos. Geralmente, de onde são extraídos os metais, tão presentes no dia a dia?
2. Tendo em mente a quantidade de matéria-prima, de água e de energia gastas na produção dos equipamentos que são usados no nosso dia a dia, discuta com os seus colegas e elabore um texto sobre a importância do reúso da água e da reciclagem.

1 Revendo nossas ideias

O que você já sabe sobre a Química?

Ainda que você não perceba, a Química está presente em uma infinidade de produtos dos quais dependemos em nosso dia a dia, como: alimentos, medicamentos, tecidos, detergentes, combustíveis, tintas, e assim por diante.

Não é raro os meios de comunicação noticiarem acidentes domésticos, como o envenenamento de crianças por produtos de limpeza, ou acidentes ambientais, como o vazamento de agrotóxicos em rios, o derramamento de petróleo nos mares etc. E a origem desses acidentes é, erroneamente, atribuída à Química.

Em função dessa mensagem errônea, as pessoas passam a acreditar que o melhor é utilizar apenas "produtos sem química", o que é impossível, pois tudo que existe ao nosso redor é formado por materiais químicos.

REGINALDO PUPO / FOLHA IMAGEM

Técnicos colocam boias para conter o avanço de mancha de óleo devido ao rompimento de um oleoduto. (São Sebastião, SP, 2004.)

EDUARDO SANTALIESTRA/CID

Rótulo que informa erroneamente que o produto "não contém química".

Outra ideia errônea que as pessoas têm é que a Química seja um assunto complicado, difícil e quase impossível de se entender.

Os meios de comunicação pouco divulgam as contribuições da Química para a descoberta e o aperfeiçoamento de materiais como metais, ligas metálicas, plásticos, medicamentos etc. Devemos também à Química a descoberta e a produção de combustíveis, que possibilitam o funcionamento de carros, ônibus, trens, caminhões, aviões.

No Brasil, o terceiro maior setor industrial (em faturamento) é o químico, atrás apenas dos setores de alimentação e de combustíveis.

Composição (em porcentagem) do faturamento líquido das indústrias químicas brasileiras – 2008

Segmentos da indústria química (%) no faturamento total de R$ 122,0 bilhões

Fonte: *Relatório Anual Abiquim — 2008*. Disponível em: <www.abiquim.org.br>. Acesso em: fev. 2010.

ADILSON SECCO

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

Ao longo desta obra, pretendemos mostrar que a Química está sempre presente em nossas vidas. Na verdade, o que chamamos de Química hoje em dia é uma acumulação de conhecimentos que nasceram e evoluíram ao longo dos séculos para satisfazer às necessidades humanas de moradia, alimentação, segurança e saúde.

Atualmente, os conhecimentos químicos são muito vastos e estão profundamente relacionados com outras áreas de conhecimento, como Biologia, Medicina, metalurgia, entre outras.

No entanto, queremos mostrar também que as ideias fundamentais da Química são simples, fáceis de entender e indispensáveis para o conhecimento do mundo em que vivemos e para o exercício consciente de nossa cidadania.

Para organizar o raciocínio, vamos começar dizendo que a Química estuda:

- a matéria e suas propriedades;
- as transformações da matéria;
- a energia envolvida nessas transformações.

Vamos, então, detalhar cada um desses três itens.

2 A matéria

A Química considera como **matéria** o conjunto de todos os diferentes materiais existentes na natureza, incluindo, portanto, tudo o que existe na Terra, nos planetas, nas estrelas – enfim, em todo o Universo.

Veja alguns exemplos de matéria:

PALÊ ZUPPANI/PULSAR IMAGENS

O solo e as rochas são exemplos de materiais que existem na natureza. (Vale do Cachoeirão, BA, 2007.)

HOMESTUDIO/SHUTTERSTOCK

Os plásticos e o vidro são exemplos de materiais produzidos artificialmente.

Note que os exemplos anteriores são de materiais no estado sólido. Mas a matéria também pode se apresentar nos estados líquido e gasoso:

EDUARDO SANTALIESTRA/CID

Leite, água, suco de laranja, vinagre, óleo, detergente e perfume são exemplos da matéria no estado líquido, em condições ambientes.

MIKE BERCEANU/PHOTOLIBRARY-OTHER IMAGES

O ar que respiramos é uma mistura de gases na qual predominam o nitrogênio e o oxigênio. Nas nuvens a água encontra-se no estado líquido.

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

Devemos também considerar como matéria tudo o que forma os vegetais e os animais, incluindo nosso corpo.

É interessante notar que os diferentes materiais têm **características** ou **propriedades** também diferentes. Por exemplo:

- o ferro é duro e resistente;
- a borracha é mole e flexível;
- o vidro é transparente e quebradiço;
- o sal é salgado, o açúcar é doce, o vinagre é azedo.

E são exatamente **as propriedades que permitem distinguir um material de outro**.

ATENÇÃO

Não devemos manusear, cheirar ou provar materiais desconhecidos, pois podem provocar envenenamento ou até a morte. Para distinguir um material de outro com maior precisão e segurança, foram inventados aparelhos e medidas como, por exemplo, as medidas das temperaturas de fusão e de ebulição dos materiais, feitas com termômetros de precisão (mais detalhes sobre esse assunto serão vistos durante nosso curso).

Há, porém, duas propriedades observáveis em todo e qualquer material:

- qualquer material pode ser pesado (isto é, tem **massa**);
- qualquer material ocupa lugar no espaço (isto é, tem **volume**).

Daí temos a definição usual de matéria:

Matéria é tudo aquilo que tem massa e volume.

Note que os gases também se encaixam nessa ideia:

- soprando ar numa bexiga de borracha, o ar preenche um espaço interno;
- pesando um extintor de incêndio de gás carbônico, a massa será diferente com o extintor vazio e com ele cheio de gás.

Vamos, agora, comentar alguns fatos históricos, lembrando que eles ocorreram há milhares de anos, em diferentes lugares da Terra, em épocas diferentes, com povos diferentes e nem sempre na ordem em que serão citados. Mas sem dúvida a descoberta e o uso de **novos materiais** contribuíram muito para a evolução da humanidade, como veremos a seguir.

1. A evolução de materiais

Na Pré-História (cerca de 2 milhões de anos a 6 mil anos atrás) foram usados utensílios de pedra lascada, pedra polida, ossos e madeira.

Cerca de 8 mil anos atrás começou a se desenvolver o trabalho com cerâmica, incluindo a produção de potes. Metais como ouro e prata tornaram-se conhecidos.

A produção de metais

Em cerca de 2000 a.C. inicia-se a metalurgia do bronze (liga metálica com 90% de cobre e 10% de estanho).

Em cerca de 700 a.C. inicia-se a metalurgia do ferro.

ILUSTRAÇÕES: OSVALDO SANCHES SEQUETIN

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

2. A evolução da moradia humana

ILUSTRAÇÕES: OSVALDO SANCHES SEQUETIN

Os humanos primitivos moravam em cavernas.

Com barro cozido foram produzidos os primeiros tijolos, cerca de 10 mil anos atrás, e surgiram novas moradias.

Com galhos e folhas de árvores, ossos e peles de animais foram construídas as primeiras choupanas (300 mil anos atrás).

DAVID HALBAKKEN/ALAMY-OTHER IMAGES

Atualmente, na construção dos prédios são utilizados ferro, concreto, vidro e plásticos, dentre outros materiais.

3. A evolução da alimentação humana

Os povos primitivos caçavam animais com paus e pedras e alimentavam-se de carne crua e de frutos que colhiam.

Com o advento do arco e da flecha e do arpão, a caça e a pesca tornaram-se mais produtivas. Com a descoberta do fogo, o ser humano aprendeu a cozer os alimentos.

A Revolução Agrícola

O plantio de vários tipos de cereal (10 mil anos atrás) melhorou a alimentação humana e fixou o ser humano à terra. Há cerca de 7 mil anos o gado foi domesticado.

ILUSTRAÇÕES: OSVALDO SANCHES SEQUETIN

EDUARDO SANTALIESTRA/CID

Atualmente dispomos de alimentos industrializados, em diversos tipos de embalagem e que podem ser conservados por muito mais tempo.

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

3 As transformações da matéria

Transformação (ou **fenômeno**) **material** é toda e qualquer alteração sofrida pela matéria.

São exemplos de transformações materiais **espontâneas**:

JIM WARK/PETERARNOLD-OTHER IMAGES

O gelo derretendo nas montanhas. (Montanhas Wrangell, Alasca, 2003.)

FABIO COLOMBINI

O fruto apodrecendo.

PAUL RAPSON/ALAMY-OTHER IMAGES

As correntes enferrujando.

MARCO ANTONIO SÁ/PULSAR IMAGENS

Nosso corpo envelhecendo.

Há cerca de 500 mil anos ocorreu uma das maiores descobertas da humanidade: o **fogo**. A primeira fogueira acesa mudou toda a história da espécie humana. Com o fogo, os humanos conseguiram iluminar sua caverna, aquecer-se, espantar os animais perigosos e, assim, dormir em paz – todos itens importantes para sua sobrevivência.

A fogueira é um exemplo de situação em que ocorre uma transformação da matéria. Nesse caso, a **lenha** é convertida em **cinzas**, **fumaça**, **calor** e **luz**. Com o fogo (**calor/energia**), a humanidade aprendeu a **provocar** novas transformações materiais, como o cozimento dos alimentos, a produção de vasos cerâmicos, a fabricação do bronze e do ferro etc.

VOCÊ JÁ PAROU PARA PENSAR ?

O fogo é tão importante para a humanidade que é considerado por determinados grupos algo "sagrado". Em mitos gregos antigos, o fogo era propriedade dos deuses; o herói mítico Prometeu roubou o fogo dos deuses e o entregou aos seres humanos, sendo por isso castigado por toda a eternidade.

Até hoje o fogo é usado em cerimônias religiosas (velas acesas), em homenagens cívicas (no altar da pátria, no túmulo do soldado desconhecido) e em solenidades esportivas (tocha e pira olímpicas).

STU FORSTER/GETTY IMAGES

Pira olímpica no Estádio Olímpico de Pequim, em 2008.

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

Com o passar do tempo e o domínio do fogo (energia), a humanidade foi criando mais e mais transformações que levaram à produção de mais e mais materiais diferentes. Nos dias atuais, ciclos de transformações extraordinárias geram novos produtos que contribuem para o conforto, a segurança e a saúde da espécie humana. E a Química quase sempre está presente. Como exemplos podemos citar:

RICHARD BRYANT/ARCAID/CORBIS/LATINSTOCK

Dos minérios que, em tempos antigos, deram origem ao bronze e ao ferro, produzimos hoje dezenas de metais para diversos usos, como o alumínio presente nessa estrutura. (Londres, Inglaterra, 2006.)

PAUL BROADBENT/ALAMY-OTHER IMAGES

A **argila** e a **areia**, desde tempos antigos foram relacionadas com a cerâmica e o vidro. Atualmente, da areia (sílica) são produzidos os *chips* existentes nos computadores.

4 A energia envolvida nas transformações da matéria

Na Pré-História os humanos usavam a força (energia) de seus próprios músculos para efetuar tarefas diárias (caçar, pescar, colher plantas e frutos). Com o passar do tempo, aprenderam a domesticar animais (cavalos, bois) para ajudá-los em seus trabalhos. Com a invenção da roda e seu uso em carroças, viram facilitado o transporte de seus materiais.

Ao longo de milênios, a humanidade foi aproveitando novas formas de energia para facilitar os trabalhos diários, o transporte, a busca de novos materiais, como exemplificamos a seguir:

ROBERT HARDING/ALAMY-OTHER IMAGES

Moinhos de vento eram usados para moer grãos. (Moinho antigo preservado em Kinderdjik, Holanda.)

CHRIS HOWES-WILD PLACES / ALAMY-OTHER IMAGES

Rodas-d'água acionavam máquinas rudimentares no passado. (Equipamento preservado em Gales, no Reino Unido.)

ANTHONY KAY / ALAMY-OTHER IMAGES

Gasolina, querosene e *diesel* são alguns dos combustíveis que impulsionam os meios de transporte modernos.

MORRIS MACMATZEN/REUTERS-LATINSTOCK

A energia nuclear é uma fonte alternativa de energia. (Usina nuclear de Unterweser, Alemanha, 2007.)

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

Apresentamos a seguir uma estatística que nos mostra a diversificação da matriz energética brasileira nos dias atuais:

WAGNER SANTOS/KINO

Do petróleo são obtidos os principais combustíveis do mundo atual. (Retirada de amostra na Província Petrolífera de Urucu, AM, 2005.)

CRISTIANO LAMEIRA/AG. RBS-AGÊNCIA ESTADO

O carvão mineral e o vegetal produzem o calor necessário aos fornos industriais. (Extração de carvão na Mina de Candiota, RS, 2007.)

FABIO COLOMBINI

O álcool, "puro" ou misturado à gasolina na proporção de 20% a 25%, é importante para a movimentação dos veículos no Brasil. (Usina de álcool e açúcar em Porto Ferreira, SP, 2006.)

Estrutura da oferta de energia Brasil — 2008 (em porcentagem)	
Energia não renovável	**54,7**
Petróleo e derivados	37,3
Gás natural	10,2
Carvão mineral e derivados	5,7
Energia nuclear	1,5
Energia renovável	**45,4**
Energia hidráulica e eletricidade	13,9
Lenha e carvão vegetal	11,4
Produtos da cana-de-açúcar	16,6
Outras renováveis	3,4

Fonte: *Resenha energética brasileira 2008*. Disponível em: <http://www.mme.gov.br>. Acesso em: fev. 2010.

ROGÉRIO REIS / OLHAR IMAGEM

Cerca de 2.000 MW representavam, em 2009, a capacidade total instalada das usinas nucleoelétricas de Angra 1 e Angra 2. (Central Nuclear Almirante Álvaro Alberto, RJ, 2006.)

CAIO CORONEL / ITAIPU

As usinas hidroelétricas são as principais produtoras de energia elétrica no Brasil. (Vista aérea parcial da usina Itaipu Binacional, PR, 2006.)

MAURÍCIO SIMONETTI/PULSAR IMAGENS

Os geradores eólicos são uma opção não poluente para a geração de energia elétrica. (Centro Brasileiro de Energia Eólica, MG, 2000.)

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

Mas, afinal, o que é energia? É difícil defini-la, por se tratar de algo que não é material, mas nem por isso duvidamos de sua existência. De fato, até hoje ninguém **viu** a energia passando por um fio, mas, mesmo assim, evitamos o contato direto com os fios desencapados.

Costuma-se dizer, de modo geral, que:

> **Energia** é a propriedade de um sistema que lhe permite realizar um trabalho.

Enfim, reconhecemos a existência da energia pelo efeito (trabalho) que ela produz. Por exemplo:

- a **energia térmica** (calor) pode realizar o trabalho de dilatar um corpo;
- a **energia elétrica** (eletricidade) pode realizar o trabalho de movimentar um motor elétrico;
- a **energia química** de uma explosão pode realizar o trabalho de demolir um prédio.

VOCÊ JÁ PAROU PARA PENSAR ?

Praticamente toda a energia que é consumida na Terra vem do Sol.

Observe o gráfico do consumo mundial de energia na página de abertura deste capítulo. Embora as usinas hidroelétricas produzam parte da energia que consumimos, é a luz solar que faz a água evaporar, provoca as chuvas e forma os rios onde são construídas as usinas. No caso dos combustíveis fósseis, como o carvão, o petróleo e o gás natural, foi a luz solar que, há milhões de anos, fez crescer as plantas e os animais que as consumiram, dando origem a esses combustíveis. Estes são alguns exemplos de transformação de energia que trazem conforto à humanidade e garantem sua sobrevivência.

Questões Registre as respostas em seu caderno

a) Cite os três principais objetos de estudo da Química e resuma seus significados para a Química.

b) Cite alguns materiais utilizados milhões de anos atrás pelos primeiros seres humanos.

c) Podemos afirmar que o ferro, o álcool comum e o gás oxigênio são exemplos de matéria? Por quê?

d) Cite uma das maiores descobertas da humanidade na Pré-História e explique seu significado.

e) Qual foi um ponto importante na evolução da alimentação humana?

f) O que é transformação material? Como é possível perceber que um material está se transformando?

g) Podemos afirmar que muitas transformações materiais ocorrem espontaneamente na natureza? Por quê?

h) O estudo das transformações dos materiais tem se mostrado importante para a sobrevivência e o bem-estar do ser humano. Dê exemplos que ilustrem essa afirmação.

i) A energia que você utiliza no seu dia a dia apresenta-se sob diversas formas. Cite os tipos de energia que você mais utiliza e descreva algumas situações em que isso ocorre.

j) Por que é importante buscar novas fontes de energia?

k) Cite três importantes fontes de energia no Brasil.

5 A evolução material e a evolução social

Desde a Pré-História, a necessidade de garantir alimentação, segurança e sobrevivência estimulou o ser humano a usar e desenvolver sua inteligência e engenhosidade na procura de novos materiais, na fabricação de novos objetos etc. Alguns exemplos são:

- o uso de pedras lascadas e depois de pedras polidas levou ao surgimento de artefatos que facilitaram o corte da carne dos animais abatidos e o corte de troncos e folhas vegetais etc.;

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

- a invenção do arco e da flecha facilitou a caça, e os venenos vegetais incorporados à ponta das flechas facilitaram ainda mais esse trabalho;
- o desenvolvimento da agricultura levou ao aproveitamento de novos grãos, o que permitiu, por exemplo, a produção do pão.

Em toda a história da humanidade, algumas pessoas se destacaram por "saber fazer" as coisas. Surgiram **artesãos** que se especializaram, por exemplo, nas **técnicas** de:

- trabalhar a madeira fazendo móveis, carroças etc.;
- obter e trabalhar metais fabricando objetos de uso doméstico, agrícola etc.;
- trabalhar fios (lã, linho, seda) e produzir tecidos; e assim por diante.

Desde o início dos tempos, a sabedoria popular era transmitida de uma pessoa a outra (comunicação oral). A invenção da **escrita** ajudou a perpetuar essa sabedoria, evitando que o conhecimento de determinada época se perdesse com o tempo (e aqui se encaixa toda a história dos livros, jornais, revistas até chegar à internet).

Nessa rápida passagem pela história da humanidade, devemos destacar os trabalhos dos **alquimistas** árabes e europeus, feitos entre os anos 500 e 1500 da Era Cristã, pois aí estava um dos embriões mais importantes da Química moderna. Os alquimistas tinham dois grandes sonhos:

- obter a "pedra filosofal", que transformaria metais comuns em ouro;
- obter o "elixir da longa vida", que nos tornaria imortais.

Esses sonhos nunca foram alcançados, mas nessa longa busca foram sendo adquiridos conhecimentos sobre novos produtos e suas transformações, por exemplo:

- **misturando** e **aquecendo** materiais já conhecidos (como, por exemplo, cinzas, sal, mercúrio e enxofre) obtiveram produtos que são importantes até hoje, como o ácido sulfúrico, o ácido nítrico etc.;
- aperfeiçoando **técnicas**, como a **destilação** (já usada no preparo de bebidas alcoólicas), a **cristalização** (já usada para obter o sal comum por evaporação da água do mar) e outras, conseguiram isolar e purificar os novos produtos que iam obtendo.

Podemos também destacar que alguns alquimistas da época, agindo como médicos, se preocupavam com a saúde das pessoas. Aquecendo materiais variados com água (ou álcool) obtiveram chás, extratos, elixires etc., visando enfrentar as mais variadas doenças.

Na história da humanidade, uma fase de grandes tranformações sociais ocorreu a partir da **Revolução Industrial**, que se iniciou na Inglaterra e se situa, *grosso modo*, entre os anos de 1750 e 1850. Dessa fase, podemos destacar alguns acontecimentos:

- o desenvolvimento de **indústrias** de produção de tecidos (principalmente lã e algodão), de cerâmica e utensílios domésticos;

AKG-LATINSTOCK

Aspecto de uma tecelagem em 1850. (Coleção Archiv für Kunst & Geschichte.)

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

- o aperfeiçoamento da **máquina a vapor** por James Watt (1736-1819), fornecendo mais energia para a movimentação das indústrias que iam surgindo;

ULRICH MATTNER / AKG-LATINSTOCK

Máquina a vapor, construída em 1872, usada em fábrica de açúcar da época. (Equipamento preservado em Oldisleben, na Alemanha.)

- o aperfeiçoamento da **produção de ferro** para a construção de mais e mais máquinas industriais;

AKG-LATINSTOCK

Na fundição: derramando o derretido. **(Xilogravura de 1893, colorizada com aquarela por Fritz Gehrke.)**

- a substituição do carvão vegetal (cuja exploração foi acabando com as florestas da Europa) por **carvão mineral** na produção do ferro;

AKG-LATINSTOCK

Mina de carvão na Inglaterra. (Litografia anônima colorizada, de 1844.)

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

Todo esse "progresso" material, com industrialização crescente e aplicação de novas tecnologias, teve uma contrapartida muito pesada na área social. Alguns pontos que podemos destacar são:

- o deslocamento de grandes contingentes de pessoas do **campo** (trabalho agrícola) para as cidades (trabalho nas indústrias). As cidades "incharam", tornaram-se sujas e poluídas, com os trabalhadores morando em habitações precárias e mais sujeitos a doenças;

AKG-LATINSTOCK

Pessoas sem-teto vivendo em cabanas em Berlim. **(Xilogravura de 1872, após desenho de Georg Koch, colorizada posteriormente.)**

- longas e exaustivas jornadas de trabalho nas fábricas e condições quase sempre insalubres. Havia ainda a exploração do trabalho das mulheres e das crianças, que recebiam salários menores, fato que contribuía para a desagregação das famílias;

LEWIS WICKES HINE / CORBIS-LATINSTOCK

Meninos operando teares de algodão na Carolina do Norte, Estados Unidos, em 1908.

- a necessidade de quantidades crescentes de matérias-primas para as indústrias na Europa, o que acentuou a colonização das Américas e da África por países europeus. Uma decorrência foi, por exemplo, a escravidão de povos africanos para o trabalho em lavouras de algodão no continente americano.

THE BRIDGEMAN ART LIBRARY/KEYSTONE

Escravos africanos embarcando em navio com destino aos Estados Unidos. (Gravura colorizada, Escola Americana, século XIX. Coleção particular.)

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

6 O progresso material e o problema da poluição

O mundo atual enfrenta problemas de poluição crescente e constantes agressões ao meio ambiente. Vejamos como e por que isso acontece e como poderíamos solucionar (ou minimizar) esses problemas.

6.1. Os processos de transformação da matéria

Uma parte da poluição nasce nos próprios processos de transformação da matéria. Por exemplo:

Materiais iniciais (matéria-prima)	Agentes de transformação	Produtos finais: Desejados		Produtos finais: Não desejados
madeira e ar	HIGHPRESS STOCK/CID	calor e luz	+	cinzas e fumaça
gasolina e ar	GREG SALIBIAN/FOLHAIMAGEM	movimento	+	calor e gases expelidos pelo escapamento
minério e carvão fundente	JUCA MARTINS/OLHAR IMAGEM	metal	+	escória (impurezas)
alimentos, água e ar inspirado	BERTRAND GARDEL/GETTY IMAGES	recomposição das células, movimento e calor corporal	+	fezes, urina e ar expirado

Produtos desejados são aproveitados

Produtos não desejados (resíduos) são descartados → poluição

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

Observe que as transformações produzem, em geral, "aquilo que se deseja", mas também "algo indesejado" (resíduos). Se não forem tratados adequadamente ou reaproveitados, esses resíduos, ao serem descartados, irão criar o que se poderia chamar de **primeira onda de poluição**.

6.2. O que podemos dizer sobre as matérias-primas?

É importante lembrar que, até hoje, só podemos dispor da matéria que já existe no planeta Terra ("de fora" só nos chega a energia solar). Essas matérias-primas podem ser classificadas como:

- **recursos renováveis**: são as matérias-primas que a natureza tem a capacidade de produzir, à medida que a humanidade as consome. Por exemplo, produtos de origem vegetal (árvores, frutos, sementes) ou animal (couro, lã), pois os vegetais podem ser replantados e novos rebanhos podem ser criados;
- **recursos não renováveis**: são as matérias-primas que a natureza necessita de milhares de anos para produzir, num processo muito lento, ocorrido há milhões de anos. É o que acontece, por exemplo, com os minérios, o petróleo, o gás natural etc.

É importante notar que o futuro da humanidade pode ficar comprometido se esgotarmos todos os recursos da Terra. Daí uma grande preocupação, nos dias atuais, de se encontrar caminhos que levem a um **desenvolvimento sustentável** para o futuro da vida neste planeta.

6.3. O que acontece com os materiais e a energia produzidos?

ANGELA HAMPTON/ ALAMY-OTHER IMAGES

Na tabela da página 29 vimos que os processos de transformação visam produzir materiais e energia que sejam úteis e necessários à vida e ao conforto dos tempos atuais. Essa busca pelo conforto leva ao uso de quantidades cada vez maiores de automóveis, trens, aviões, rádios, televisores, telefones etc. Mas o que acontece durante e depois do uso dos objetos e da energia de que dispomos?

- Em nossa vida diária, usualmente:
  - **jogamos fora** restos de comida, papel, latas, plásticos, recipientes de vidro, fraldas descartáveis etc. (aliás, material "descartável", para muitas pessoas, é sinônimo de rapidez, conforto, limpeza e modernidade);
  - **usamos água em excesso** para lavar calçadas e automóveis, para a higiene pessoal etc.;
  - **desperdiçamos energia** deixando luzes e aparelhos elétricos ligados desnecessariamente, e assim por diante.

FERNANDO FAVORETTO/CID

LUCIANA WHITAKER / OLHAR IMAGEM

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

- Algumas **indústrias** produzem resíduos tóxicos e os descartam de forma inadequada.
- Na **agricultura**, muitas vezes, são usados fertilizantes, agrotóxicos e outros produtos que podem contaminar o solo e as águas.

Tais atitudes de "jogar fora" objetos e energia, "de qualquer maneira", acabam causando o que poderíamos chamar de **segunda onda de poluição**. E é interessante lembrar que, atualmente, encontra-se lixo até no monte Everest (abandonado por alpinistas), no interior da Antártida (deixado por equipes de exploração), em órbita da Terra (satélites artificiais fora de uso), e assim por diante.

6.4. Problemas no descarte de resíduos domésticos, industriais e agrícolas

- **Resíduos gasosos** são frequentemente lançados no ar e produzem a **poluição atmosférica**;
- **resíduos líquidos** (ou aqueles arrastados pela água) podem ser levados por esgotos domiciliares, industriais ou agrícolas para os rios e lagos e aí produzir a **poluição das águas**;
- **resíduos sólidos** (lixo) são recolhidos e, muitas vezes, depositados em lixões improvisados no solo; evidentemente o problema se agrava quando se trata de lixo industrial ou hospitalar. Temos então a **poluição do solo, do subsolo** e **das águas subterrâneas**.

LUCIANA WHITAKER/PULSAR IMAGENS

Em um lixão podem-se encontrar desde restos de comida até materiais tóxicos e infectados. Embora seja proibida a presença de pessoas nesse local, elas invadem os lixões à procura de algo que lhes seja útil. (Belford Roxo, RJ, 2006.)

6.5. Algumas características dos resíduos gerados pela atividade humana

- **Resíduos de origem vegetal ou animal** (restos de comida, frutos etc.) apodrecem com o tempo, isto é, se decompõem pela ação da umidade, do calor e de micro-organismos. São resíduos chamados **biodegradáveis** e constituem o **lixo orgânico**;
- **resíduos de materiais artificiais** (gases nocivos, líquidos tóxicos, plásticos, metais, vidro, cerâmica etc.) demoram muito mais tempo para se decompor na natureza. Por exemplo, o tempo de decomposição, no solo, do alumínio é de cerca de mil anos, o do vidro é de 10 mil anos etc.

Grande parte dos problemas trazidos pelo lixo está nos plásticos. As várias **vantagens** dos plásticos – como durabilidade e resistência à ação do ar e de muitos produtos químicos – tornam-se **desvantagens** quando o objeto de plástico é descartado (lembre-se da quantidade enorme de garrafas plásticas vazias que jogamos no lixo). Nos lixões, os plásticos permanecem intactos por muito tempo, pois **não são biodegradáveis**, como acontece com os produtos naturais (celulose, proteínas etc.). Lançados ao mar, plásticos são engolidos por peixes e tartarugas marinhas, levando-os à morte. Incinerados, os plásticos podem lançar ao ar substâncias tóxicas.

GUILHERME GONÇALVES / AJB-FUTURA PRESS

Ecobarreira para conter o lixo em uma lagoa. (Barra da Tijuca, RJ, 2005.)

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

6.6. Como resolver (ou minimizar) o problema da poluição?

O problema da poluição agrava-se dia a dia, porque:

- a população mundial aumenta rapidamente e se concentra, cada vez mais, em grandes cidades;
- existe uma busca constante por mais conforto, lazer, saúde etc. e o **consumo** exagerado leva à produção, cada vez maior, de materiais diferentes (objetos supérfluos, embalagens descartáveis) e a um gasto cada vez maior de energia (nos transportes, nos aparelhos eletrodomésticos, entre outros). Afinal, o problema não está no **uso**, mas no **abuso** das comodidades modernas.

AUMENTO DA POPULAÇÃO MUNDIAL

Fonte: U.S. Census Bureau

* *Anno Domini*, expressão latina que significa "no ano do Senhor", e corresponde a d.C. (depois de Cristo) em português.

ADILSON SECCO

Diante desse quadro, a solução do problema da poluição torna-se difícil, demorada e cara. As soluções passam, principalmente, por dois caminhos:

- por **melhorias tecnológicas**, visando, por exemplo:
  - buscar processos de transformação menos agressivos ao meio ambiente e que produzam menor quantidade de resíduos e ainda menos poluentes;
  - investir na produção de energias alternativas, como biocombustíveis (álcool, biodiesel), energia solar, energia eólica (dos ventos) e outras;
  - filtrar e purificar gases industriais, usar catalisadores em automóveis e outros veículos para diminuir a poluição atmosférica;
  - monitorar e tratar adequadamente os esgotos residenciais, industriais e agrícolas antes de devolver a água aos rios e lagos;
  - fazer a coleta seletiva do lixo (para reciclar o que for possível); dar ao lixo doméstico um destino apropriado, por exemplo:
    - os **aterros sanitários** – onde o lixo é jogado sobre o solo, compactado e coberto com terra (o solo deve ser previamente impermeabilizado para evitar a contaminação das águas subterrâneas);
    - a **incineração** – quando o lixo é queimado, em usinas especializadas, para reduzir seu volume;
    - a **compostagem** – processo pelo qual o lixo é remexido constantemente, para que restos de comida, cascas de frutas e legumes, folhas de plantas etc. transformem-se em adubo orgânico;

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

- pela **conscientização social** na vida doméstica, nas indústrias, na agricultura. Precisamos nos acostumar a usar corretamente os materiais e a energia de que dispomos. Um resumo desse comportamento ideal nos é dado pela chamada "teoria dos cinco erres" – **repensar** os hábitos de consumo e descarte; **recusar** produtos que prejudicam o meio ambiente e a saúde; **reduzir** o consumo desnecessário; **reutilizar** (e recuperar) ao máximo antes de descartar e **reciclar** materiais.

FABIO COLOMBINI

É importante separar os materiais que podem ser reciclados, antes de descartá-los. Os plásticos são exemplo disso, assim como os vidros, os metais, os papéis e os papelões. (Parque da Água Branca, SP, 2007.)

ROGÉRIO REIS/PULSAR IMAGENS

Triagem de lixo para reciclagem. (Cooperativa Amigos do Meio Ambiente, RJ, 2006.)

Somente a instrução e a educação irão formar um **cidadão consciente** e com visão global dos grandes problemas ecológicos que todos enfrentamos nos dias atuais. O conhecimento evitará que você seja enganado por produtos e propagandas, tornando-se um cidadão mais consciente, e o levará, sem dúvida, a evitar o consumo excessivo de materiais e energia. Afinal, lembre-se de que foi a **sociedade** quem criou todos esses problemas ambientais e, portanto, é ela quem deverá resolvê-los para garantir a sobrevivência da humanidade e do planeta Terra. Em particular, não adianta culpar a Química (ou a Ciência) por tudo o que ocorre no meio ambiente. Lembre-se de que a Química que polui é a mesma que limpa. Enfim, a culpa não é da Química, mas da ignorância, da incompetência ou da ganância das pessoas que a usam.

Pesquisa Registre as respostas em seu caderno

a) O Prêmio Nobel é reconhecido mundialmente por sua importância. Pesquise sobre sua origem e cite três ganhadores do prêmio Nobel de Química, explicitando o ano em que cada prêmio foi concedido. Faça breves comentários sobre a vida de cada um dos cientistas e sobre os trabalhos desenvolvidos por eles.

b) Pesquise o histórico do emprego do álcool como combustível para automóveis no Brasil. Aponte as vantagens e as desvantagens da utilização desse combustível.

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

Questões

Registre as respostas em seu caderno

a) Dentre as conquistas dos alquimistas, cite algumas técnicas e produtos obtidos por eles.

b) Defina recursos renováveis e não renováveis.

c) Liste pelo menos cinco possíveis soluções para diminuir o problema da poluição na sociedade moderna.

d) Quais as consequências "boas" e "ruins" da Revolução Industrial, que se iniciou na Inglaterra, no século XVIII?

e) Por que é importante que sejam feitos estudos sobre a utilização de recursos renováveis para a produção de materiais úteis ao ser humano?

f) Cite alguns dos problemas que podem aparecer em função do descarte inadequado de resíduos industriais e agrícolas.

g) É importante que nos preocupemos com as características dos resíduos (lixo) que geramos no nosso dia a dia? Por quê?

h) Cite algumas medidas que podem ser adotadas para diminuir o problema da poluição.

i) Antigamente, eram usados tubos de ferro em instalações de água, nas residências. Hoje preferem-se tubos de plástico. Por quê?

Exercícios básicos

Registre as respostas em seu caderno

1. (Enem-MEC) Dados divulgados pelo Instituto Nacional de Pesquisas Espaciais mostraram o processo de devastação sofrido pela Região Amazônica entre agosto de 1999 e agosto de 2000. Analisando fotos de satélites, os especialistas concluíram que, nesse período, sumiu do mapa um total de 20.000 quilômetros quadrados de floresta. Um órgão de imprensa noticiou o fato com o seguinte texto:

O assustador ritmo de destruição é de um campo de futebol a cada oito segundos.

Considerando que um ano tem aproximadamente 32×10^6 s (trinta e dois milhões de segundos) e que a medida da área oficial de um campo de futebol é aproximadamente 10^{-2} km^2 (um centésimo de quilômetro quadrado), as informações apresentadas nessa notícia permitem concluir que tal ritmo de desmatamento, em um ano, implica a destruição de uma área de:

a) 10.000 km^2, e a comparação dá a ideia de que a devastação não é tão grave quanto o dado numérico nos indica.
b) 10.000 km^2, e a comparação dá a ideia de que a devastação é mais grave do que o dado numérico nos indica.
c) 20.000 km^2, e a comparação retrata exatamente o ritmo da destruição.
d) 40.000 km^2, e o autor da notícia exagerou na comparação, dando a falsa impressão de gravidade a um fenômeno natural.
e) 40.000 km^2 e, ao chamar a atenção para um fato realmente grave, o autor da notícia exagerou na comparação.

2. (UEPB) A cidade de São Paulo produz elevada quantidade de resíduos sólidos (lixo) a cada hora. No tratamento desses resíduos, para cada 100 caminhões coletados, observou-se a seguinte composição:

60 caminhões com restos de comida
14 caminhões com papel e papelão
12 caminhões com plástico
04 caminhões com metais
02 caminhões com vidro
08 caminhões com materiais diversos (pedras, trapos etc.)

Esses resíduos podem ser reaproveitados através dos processos de compostagem e reciclagem, já utilizados em algumas cidades brasileiras. Para facilitar a coleta do material a ser utilizado nesses processos, o lixo deveria ser dividido em dois grupos: lixo orgânico e inorgânico. Analise os itens abaixo, classificando-os em lixo orgânico (O) e lixo inorgânico (I):

- gravetos de madeira
- pedras
- jornais
- casca de abacaxi
- copos descartáveis
- cacos de vidro

Qual é a alternativa que apresenta a sequência correta?

a) I I O O I I
b) O I O O I I
c) O I O I O I
d) O I I O I O
e) O O O I O I

3. (FGV-SP) O aterro sanitário é técnica recomendável para o destino final de resíduos sólidos:

a) orgânicos biodegradáveis.
b) orgânicos não biodegradáveis.
c) metálicos (como latas de folha de flandres e de alumínio).
d) provenientes de hospitais.
e) da indústria em geral.

4. (FGV-SP) A "incineração" como técnica de tratamento do lixo:

a) foi usada apenas na Idade Média para combater epidemias de peste.
b) é a única recomendável para o "lixo atômico" e materiais radioativos.
c) é a mais indicada por ser barata e diminuir drasticamente o volume final do lixo.
d) é recomendável apenas para alguns tipos de lixo, como os hospitalares, por ser cara e poluente da atmosfera.
e) é a técnica seletiva recomendada para plásticos e papéis.

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

5. (FGV-SP) "Compostagem" é a expressão técnica usada para:

a) processos de sintetização de substâncias químicas orgânicas compostas.
b) tratamento do lixo orgânico biodegradável.
c) enterramento do lixo em áreas relativamente distantes dos centros urbanos e de topografia conveniente.
d) separar os diversos tipos de lixo urbano e lhes dar destino adequado.
e) adubar terras improdutivas a baixo custo.

6. (FGV-SP) Na lista a seguir, indique a classe de produtos não recicláveis atualmente:

a) jornais
b) garrafas de plástico
c) latas de alumínio
d) garrafas de vidro
e) medicamentos

7. (Enem-MEC) A caixinha utilizada em embalagens como as de leite "longa vida" é chamada de *tetra brick* por ser composta de quatro camadas de diferentes materiais, incluindo alumínio e plástico, e ter a forma de um tijolo (*brick*, em inglês). Esse material, quando descartado, pode levar até cem anos para se decompor.

Considerando os impactos ambientais, seria mais adequado:

a) utilizar soda cáustica para amolecer as embalagens e só então descartá-las.
b) promover a coleta seletiva, de modo a reaproveitar as embalagens para outros fins.
c) aumentar a capacidade de cada embalagem, ampliando a superfície de contato com o ar para sua decomposição.
d) constituir um aterro específico de embalagens *tetra brick*, acondicionadas de forma a reduzir seu volume.
e) proibir a fabricação de leite "longa vida", considerando que esse tipo de embalagem não é adequado para conservar o produto.

8. (Enem-MEC)
Segundo matéria publicada em um jornal brasileiro,

> Todo o lixo (orgânico) produzido pelo Brasil hoje — cerca de 20 milhões de toneladas por ano — seria capaz de aumentar em 15% a oferta de energia elétrica. Isso representa a metade da energia produzida pela hidrelétrica de Itaipu. O segredo está na celulignina, combustível sólido gerado a partir de um processo químico a que são submetidos os resíduos orgânicos.
>
> *O Estado de S. Paulo,* 01/01/2001.

Independente da viabilidade econômica desse processo, ainda em fase de pesquisa, na produção de energia pela técnica citada nessa matéria, a celulignina faria o mesmo papel:

a) do gás natural em uma usina termoelétrica.
b) do vapor d'água em uma usina termoelétrica.
c) da queda-d'agua em uma usina hidrelétrica.
d) das pás das turbinas em uma usina eólica.
e) do reator nuclear em uma usina termonuclear.

9. (Enem-MEC)

> Quanto mais desenvolvida é uma nação, mais lixo cada um de seus habitantes produz. Além de o progresso elevar o volume de lixo, ele também modifica a qualidade do material despejado. Quando a sociedade progride, ela troca a televisão, o computador, compra mais brinquedos e aparelhos eletrônicos. Calcula-se que 700 milhões de aparelhos celulares já foram jogados fora em todo o mundo. O novo lixo contém mais mercúrio, chumbo, alumínio e bário. Abandonado nos lixões, esse material se deteriora e vaza. As substâncias liberadas infiltram-se no solo e podem chegar aos lençóis ou a rios próximos, espalhando-se pela água.
>
> *Anuário Gestão Ambiental 2007*, p. 47-8 (com adaptações).

A respeito da produção de lixo e de sua relação com o ambiente, é correto afirmar que:

a) as substâncias químicas encontradas no lixo levam, frequentemente, ao aumento da diversidade de espécies e, portanto, ao aumento da produtividade agrícola do solo.
b) o tipo e a quantidade de lixo produzido pela sociedade independem de políticas de educação que proponham mudanças no padrão de consumo.
c) a produção de lixo é inversamente proporcional ao nível de desenvolvimento econômico das sociedades.
d) o desenvolvimento sustentável requer controle e monitoramento dos efeitos do lixo sobre espécies existentes em cursos d'água, solo e vegetação.
e) o desenvolvimento tecnológico tem elevado a criação de produtos descartáveis, o que evita a geração de lixo e resíduos químicos.

10. (Enem-MEC)

> Se a exploração descontrolada e predatória verificada atualmente continuar por mais alguns anos, pode-se antecipar a extinção do mogno. Essa madeira já desapareceu de extensas áreas do Pará, de Mato Grosso, de Rondônia, e há indícios de que a diversidade e o número de indivíduos existentes podem não ser suficientes para garantir a sobrevivência da espécie a longo prazo. A diversidade é um elemento fundamental na sobrevivência de qualquer ser vivo. Sem ela, perde-se a capacidade de adaptação ao ambiente, que muda tanto por interferência humana como por causas naturais.
>
> Internet: <www.greenpeace.org.br> (com adaptações).

Com relação ao problema descrito no texto, é correto afirmar que:

a) a baixa adaptação do mogno ao ambiente amazônico é causa da extinção dessa madeira.
b) a extração predatória do mogno pode reduzir o número de indivíduos dessa espécie e prejudicar sua diversidade genética.
c) as causas naturais decorrentes das mudanças climáticas globais contribuem mais para a extinção do mogno que a interferência humana.
d) a redução do número de árvores de mogno ocorre na mesma medida em que aumenta a diversidade biológica dessa madeira na região amazônica.
e) o desinteresse do mercado madeireiro internacional pelo mogno contribuiu para a redução da exploração predatória dessa espécie.

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

LEITURA

UM APELO PELA ALFABETIZAÇÃO EM QUÍMICA

Havia dois jovens no elevador da estação de rádio quando entrei, depois de terminar uma gravação ao vivo. "Você é alguém?", deixou escapar um deles. Enquanto eu ponderava uma resposta apropriada para essa questão profundamente filosófica, seu amigo disparou: "Sim, ele é o cara que fala de química no rádio". Essa era a munição de que o filósofo precisava. "Ó, não, estamos presos no elevador com um cientista," brincou, antes de oferecer voluntariamente a informação de que na escola havia tirado dois em química, e "mesmo assim colando".

Eu já ouvira isso antes. Depois de dar muitas conferências, tenho sido abordado por pessoas que, de alguma maneira, sentem necessidade de desafogar suas mágoas e dizer-me, com alguma espécie de orgulho perverso, que dormiram durante a aula de ciências do ensino médio, ou que química fora o único curso em que fracassaram. Tais comentários são emocionalmente dolorosos para qualquer um que ensine ciências. Mas, pior que isso, eles deixam implícito que o ensino de ciências pobre e sem imaginação pode ser parcialmente responsável pelo aterrorizante grau de ignorância científica que permeia nossa sociedade.

O analfabetismo científico não é assunto para brincadeiras. Certamente nos divertimos com respostas bobas de provas, sugerindo que Benjamin Franklin produziu eletricidade esfregando dois gatos um contra o outro, ou que podemos identificar o monóxido de carbono porque ele tem um "cheiro inodoro". Mas a falta de familiaridade com os princípios científicos básicos pode causar medos infundados e abrir a porta para charlatães.

Recentemente, ouvi de um cavalheiro que estava preocupado porque, se dormisse com um cobertor elétrico, ficaria "cheio de radioatividade"; de pessoas que haviam investido em uma empresa costa-riquenha que descobriu um processo para transformar a areia vulcânica da praia em ouro; e de uma senhora que se preocupava porque o dióxido de silício do seu adoçante artificial lhe causaria câncer de mama.

As duas primeiras, eu espero, não precisam de nenhum comentário, mas a questão do dióxido de silício apresenta um caso interessante. O dióxido de silício é apenas areia. Aparentemente, a preocupada senhora confundira a palavra silício com silicone, que é o nome de um tipo de borracha sintética usada em implantes de seios. Apesar de alguns problemas terem sido causados por implantes de silicone, o câncer de mama não é um deles. Aqui, um par de suposições falsas levou a alguns medos muito reais, mas não realistas.

Em primeiro lugar, por que o dióxido de silício está no adoçante artificial? Esses adoçantes são tão potentes que devemos usar muito pouca quantidade deles. Estão misturados com substâncias tais como areia para tornar as embalagens maiores e o manuseio mais fácil. Um pouco de dióxido de silício em nossa dieta não é certamente um problema, mas, para os desinformados, ele representa outro insulto ao corpo, uma "substância química impingida a nós".

Ó, sim, aquelas notórias substâncias químicas! Existe alguma palavra mais amplamente mal compreendida? Deixe-me dar mais alguns exemplos. [...]

O absurdo químico chegou até as salas dos tribunais. No julgamento de uma briga de gangues da Califórnia, o promotor descreveu "uma situação muito parecida a quando o nitrogênio se encontra com a glicerina; era certo que ia haver uma explosão de violência". Ele provavelmente baseava a afirmativa em alguma vaga noção de que a nitroglicerina é um explosivo potente, mas essa substância não é feita combinando nitrogênio e glicerina. Na verdade, a glicerina encontra-se com o nitrogênio todo o tempo e bem pacificamente: o próprio ar tem 80% de nitrogênio.

De forma um pouco mais séria, não muito tempo atrás, equipes de limpeza, vestidas com trajes de descontaminação, desceram na pequena cidade [estadunidense] de Texarkana para lidar com uma emergência tóxica causada por um derramamento de mercúrio. O culpado não era alguma descuidada companhia química — mas a ignorância química.

Um casal de adolescentes havia encontrado um lote de 20 kg de mercúrio puro em uma fábrica de luz néon abandonada e começou a divertir-se com a substância brilhante. Eles brincaram com ela, distribuíram um pouco para seus amigos, derramaram no chão de casa e da escola. Como resultado, oito casas tiveram de ser completamente esvaziadas e seis estudantes terminaram no hospital, onde puderam contemplar os perigos do mercúrio, riscos que deveriam ter aprendido nas aulas de química do ensino médio.

Esse episódio do mercúrio é bastante assustador em termos daquilo que nos conta sobre a educação científica. Mais terrível ainda é a história do jovem Nathan Zohner, que ganhou o prêmio da Grande Feira de Ciências de Idaho: ele fez com que 43 entre 50 visitantes assinassem uma petição para banir o monóxido de di-hidrogênio, porque pode ser fatal se inalado, é um componente principal da chuva ácida e pode ser encontrado em tumores de pacientes terminais de câncer. Qual é essa horrível substância química? Água, claro (H_2O).

Você já deve ter adivinhado que este é um apelo por mais e melhor educação científica em todos os níveis. Temos problemas quando adolescentes pesquisados revelam que consideram os cientistas "*nerds* e fracassados". Temos problemas quando uma revista aconselha seus leitores a tomar água frequentemente porque "um terço da água é oxigênio, e bebendo-a você permanecerá alerta". Temos problemas quando é possível se formar no ensino médio sem jamais ter feito um curso completo de química, física ou biologia.

[...] Muitos de nossos estudantes se mostram criativos, pensantes e perceptivos quando guiados para ver a ciência como uma fascinante e aplicável busca, e não como uma compilação de conceitos e fórmulas irrelevantes e chatos. Existe uma inventividade lá fora para ser cultivada. Recentemente encontrei um estudante, em uma feira de ciências, que havia desenvolvido uma forma de pintar o assento da privada com uma substância química luminosa, para que pudesse ser facilmente localizada no escuro. Suspeito que ele não assinará petições para banir o monóxido de di-hidrogênio da Terra.

Fonte: SCHWARCZ, J. *Barbies, bambolês e bolas de bilhar*; 67 deliciosos comentários sobre a fascinante química do dia a dia. Rio de Janeiro: Jorge Zahar, 2009.

Questões sobre a leitura

Registre as respostas em seu caderno

11. Defina com suas palavras o que o autor chama de analfabetismo científico.

12. Identifique no texto frases que exemplificam o analfabetismo científico.

13. De que modo aqueles que o autor do texto chama de charlatães podem se aproveitar do analfabetismo científico?

14. Imagine um caso curioso ou engraçado que envolva o desconhecimento de fatos científicos e escreva um pequeno texto.

15. Forme um grupo e discuta com seus colegas situações em que a educação científica é importante.

16. Elabore uma frase que explique de que maneira a educação científica pode auxiliar na qualidade de vida das pessoas, na preservação do meio ambiente e nos avanços tecnológicos.

17. A charge ao lado se refere a um fenômeno que pode colocar em risco o planeta e o ser humano. Converse com seus colegas sobre o conhecimento científico que vocês têm a respeito desse fenômeno e das interferências humanas positivas e/ou negativas.

AUTH / DIST. BY ATLANTIC SYNDICATION/ UNIVERSAL UCLICK

CAPÍTULO

2 Aprofundando nosso conhecimento sobre a matéria

A natureza é muito diversificada. É importante conhecê-la e usar racionalmente seus recursos materiais e de energia.

+ TÓPICOS DO CAPÍTULO

1 OBSERVANDO A MATÉRIA AO NOSSO REDOR

2 FASES DE UM SISTEMA MATERIAL

3 SEPARANDO O QUE ESTÁ MISTURADO

4 TRANSFORMAÇÕES DA ÁGUA

5 AS OBSERVAÇÕES E AS EXPERIÊNCIAS NA CIÊNCIA

6 SUBSTÂNCIA PURA (OU ESPÉCIE QUÍMICA)

7 PROCESSOS DE SEPARAÇÃO DE MISTURAS

8 APRENDENDO MAIS SOBRE O LABORATÓRIO DE QUÍMICA

9 A SEGURANÇA NOS LABORATÓRIOS DE QUÍMICA

LEITURA: *O PROBLEMA DA ESCASSEZ DE ÁGUA NO MUNDO*

Reciclagem *high-tech** para lixo *high-tech*

Um computador jogado no lixo é prejudicial ao ambiente e, consequentemente, à saúde humana. Ao descartar um computador, a pessoa deve se lembrar da enorme quantidade de energia consumida e em todos os materiais utilizados em sua fabricação.

Computadores têm muitos tipos de metal e plástico em sua composição. Placas de circuitos eletrônicos são feitas de fibra de vidro, soldas metálicas e pequenas quantidades de cobre, ouro, prata e platina, entre outros. Separar alguns desses materiais em geral exige processos muito difíceis ou caros.

ADILSON SECCO

PHOTODISC/GETTY IMAGES

Fonte dos dados do gráfico: *O Estado de S. Paulo*, 14 maio 2007. (Suplemento Link).

PAULO MANZI

Quando um computador não pode ser atualizado ou não tem conserto, seu melhor destino é a **reciclagem**.

BLICKWINKEL/ALAMY/OTHER IMAGES

DAVID LYONS/ALAMY/OTHER IMAGES

JEZZGREEN/ALAMY/OTHER IMAGES

Os materiais reciclados viram novamente matéria-prima industrial. Apesar de haver gasto de energia nesse processo, poupa-se a extração de recursos naturais.

PHOTODISC/GETTY IMAGES

Metais são separados das placas de circuitos eletrônicos com ácidos ou por meio do derretimento em fornos especiais. Isso libera resíduos venenosos que precisam ser tratados por meios químicos.

PHOTODISC/GETTY IMAGES

A reciclagem começa pela desmontagem manual. Peças em bom estado são retiradas e podem ser reutilizadas em outros computadores.

PHOTODISC/GETTY IMAGES

O tubo dos monitores de TV e de microcomputadores nunca deve ser quebrado, pois contém chumbo e fósforo, elementos muito tóxicos. Somente empresas especializadas podem reciclar esses materiais.

FOTOS: PHOTODISC/GETTY IMAGES

Plásticos e metais simples não tóxicos são triturados, compactados e já podem ser transformados em outros produtos. A trituração gera muita poeira, que deve ser filtrada para não contaminar o ar.

Sucata eletrônica é problema globalizado

PAUL DOYLE/ALAMY/OTHER IMAGES

A ONU estima que 50 milhões de toneladas de microcomputadores, baterias, tevês, celulares e outros eletroeletrônicos sejam descartados todos os anos pelo mundo.
No Brasil, apenas a reciclagem de pilhas e baterias é obrigatória por lei; não há legislação sobre os demais componentes do lixo eletrônico.

REFLETINDO

O ser humano isolou diversos materiais da natureza e, com inteligência, vem montando equipamentos. Agora, a natureza e a inteligência forçam as pessoas a desmontá-los de forma organizada para, assim, economizar a matéria e a energia que seriam gastas na obtenção desses materiais.

Dê exemplos de atividades do cotidiano nas quais são fundamentais as tarefas de separação, classificação e reorganização das partes.

* Do inglês *high technology*, "alta tecnologia".

1 Observando a matéria ao nosso redor

Ao observar qualquer porção de matéria, notamos que:

- às vezes, a porção tem aspecto uniforme, isto é, igual em toda sua extensão. Dizemos então que o material é **homogêneo**. Por exemplo: a água límpida, um objeto de aço inoxidável etc.;
- outras vezes, a porção de matéria mostra-se não uniforme. Dizemos então que o material é **heterogêneo**. Por exemplo: um pedaço de mármore branco com manchas coloridas, um copo com água e óleo de cozinha etc.

AMADOR TORIL/CID

A água límpida é um exemplo de material homogêneo.

FABIO COLOMBINI

Um tronco de árvore seccionado, no qual se veem veios de diferentes cores, é um exemplo de material heterogêneo.

É importante notar que o critério de diferenciação entre homogêneo e heterogêneo é relativo, pois depende da maneira como observamos. Por exemplo, o leite possui aspecto homogêneo quando visto a olho nu (visão macroscópica), mas mostra-se heterogêneo quando observado ao microscópio, pois é possível ver gotículas amarelas de gordura flutuando num líquido branco. Outro exemplo é o de uma gota de sangue que, quando vista a olho nu, parece homogênea, porém se mostra heterogênea quando observada ao microscópio.

ANDREW SYRED/SCIENCE PHOTO LIBRARY/LATINSTOCK

Sangue humano visto ao microscópio eletrônico de varredura. Nesta imagem há um glóbulo branco e glóbulos vermelhos. (Imagem colorizada artificialmente, com aumento aproximado de 2.400 vezes.)

Assim, à medida que os microscópios são cada vez mais potentes, constatamos que muitos materiais que nos pareciam homogêneos são, na realidade, heterogêneos. O desenvolvimento da Ciência requer, muitas vezes, o uso de aparelhos sofisticados.

Além de equipamentos modernos, em Ciência é importante também a utilização de uma linguagem que permita a comunicação de ideias e de procedimentos e não deixe dúvidas de interpretação sobre o que se quer expressar. Para isso, é imprescindível a utilização de nomes, expressões e conceitos com significado preciso — é a chamada **linguagem científica**.

Dessa forma, ao observar uma porção de matéria quanto à sua homogeneidade, é importante que entre o objeto de estudo e o meio que o cerca existam fronteiras bem definidas. Para isso torna-se útil o conceito de sistema, que podemos definir assim:

> **Sistema** é qualquer porção limitada de matéria que vai ser submetida a um estudo.

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

Se vamos estudar uma barra de ferro (sua cor, sua resistência etc.), dizemos que a barra é o **sistema** em estudo, e todo o universo fora dessa barra passa a ser chamado de **meio ambiente** (ou **ambiente exterior**, ou simplesmente **ambiente**). Em nosso exemplo, o meio ambiente é o ar que envolve a barra, e a fronteira de separação é a própria superfície da barra de ferro.

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

Dizemos ainda que:

Sistema homogêneo (ou **solução**) é o que apresenta aspecto uniforme e propriedades iguais em todos os seus pontos. As soluções podem ser sólidas, líquidas ou gasosas.

Açúcar totalmente dissolvido em água é um exemplo de solução. Neste caso, o açúcar é o soluto e a água é o solvente.

Sistema heterogêneo é o que apresenta aspecto não uniforme e propriedades variáveis de um ponto a outro.

É o que ocorre num copo com água e óleo de cozinha. A camada superior (óleo) tem cor e propriedades diferentes das da água.

2 Fases de um sistema material

Considere os exemplos abaixo:

JAVIER JAIME/CID

Óleo de cozinha flutuando sobre água (há duas porções líquidas e homogêneas).

TPG/TOP PHOTO-AGB

Se você observar cuidadosamente um fragmento de granito, verá três porções sólidas e homogêneas. (Comprimento aproximado: 10 cm.)

Dizemos então que:

Fase é cada uma das porções homogêneas existentes em um sistema heterogêneo.

Nos exemplos acima, vemos que:

- o sistema água/óleo apresenta **duas** fases líquidas (a água e o óleo); é, portanto, um sistema **bifásico**;
- o granito tem **três** fases sólidas (o conjunto das regiões rosadas, o conjunto das regiões escuras e a massa acinzentada); é, portanto, um sistema **trifásico**.

Assim, quanto ao número de fases, os sistemas são classificados em:

- **sistemas monofásicos** – têm uma única fase (logo, são sistemas homogêneos ou soluções);
- **sistemas polifásicos** – possuem mais de uma fase (portanto, são sempre sistemas heterogêneos).

Os sistemas polifásicos podem ser **bifásicos** (formados por duas fases, como o sistema água/óleo), **trifásicos** (como o granito), e assim por diante.

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

OBSERVAÇÕES

- É muito importante não confundir as **fases** com os **componentes** existentes em um sistema. Assim, no exemplo ao lado, há:
  - **a) três fases** – uma fase sólida, que é o gelo; outra fase sólida, que é o sal não dissolvido; e uma fase líquida, formada pelo sal dissolvido e pela própria água (água salgada);
  - **b) apenas dois componentes** – a água (em estado líquido e em estado sólido) e o sal (dissolvido ou depositado no fundo do recipiente).
- É também importante notar que **uma fase pode estar subdividida em muitas porções**. Se houver, por exemplo, um sistema formado por água líquida e **cinco** pedaços de gelo, existirão, mesmo assim, apenas **duas fases**: uma líquida (a água) e outra sólida (o gelo), fragmentada em cinco pedaços.

ADILSON SECCO

Atividade prática

Registre as respostas em seu caderno

ATENÇÃO

Não cheire nem experimente substância alguma utilizada nesta atividade.

As fases de um sistema

Material

- 1 copo de vidro ou de plástico transparente
- 1 colher (de café) de sal de cozinha
- 1 colher (de café) de areia
- 1 colher (de café) de açúcar
- 1 colher (de café) de raspas de giz
- 1 colher (de café) de limalha de ferro
- 1 colher (de café) de tinta guache
- 1 cubo de gelo
- água
- 1 colher de sopa

Procedimento

- Coloque água até a metade do copo e adicione o sal.
- Agite bem.
- Observe o que acontece e faça anotações sobre: o sistema considerado para estudo, o número de componentes utilizados, o número de fases observadas.
- Repita o procedimento com a areia, o açúcar, as raspas de giz, a limalha de ferro, a tinta guache e o cubo de gelo.
- Analise os resultados obtidos e classifique cada um dos sistemas estudados em homogêneo ou heterogêneo.

Perguntas

a) Como você classificou cada um dos sistemas estudados em homogêneo ou heterogêneo?

b) Se fosse utilizada uma quantidade vinte vezes maior de açúcar do que a usada no experimento, você afirmaria com certeza que o resultado obtido seria o mesmo? Por quê?

c) Considere o sistema composto de gelo e água e imagine que você o observou por uma tarde inteira. Na sua opinião, os resultados poderiam ser diferentes daqueles que você obteve? Por quê?

Questões

Registre as respostas em seu caderno

a) Compare um sistema homogêneo e um sistema heterogêneo utilizando o conceito de fase. Cite exemplos.

b) Critique cada uma das afirmações a seguir:

1. Um material homogêneo é sempre formado por um só componente.

2. A classificação de um material em homogêneo ou heterogêneo não depende da maneira como o observamos.

3. O sistema composto por óleo e água tem o mesmo número de fases que o sistema composto por óleo, água e ar.

4. Um sistema que apresenta um só componente será sempre composto por uma só fase.

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

Exercícios básicos

Registre as respostas em seu caderno

1. (Ufes) Em um sistema, bem misturado, constituído de areia, sal, açúcar, água e gasolina, o número de fases é:

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

2. (Mackenzie-SP) Um sistema constituído por três cubos de gelo e água líquida é:

a) monofásico.
b) tetrafásico.
c) pentafásico.
d) bifásico.
e) trifásico.

3. (Uneb-BA) Um sistema formado por água, açúcar dissolvido, álcool comum, limalha de ferro e carvão apresenta:

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

4. (Ufes) Observe a representação dos sistemas I, II e III e seus componentes. O número de fases em cada um é, respectivamente:

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

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

Exercícios complementares

Registre as respostas em seu caderno

5. (UCDB-MS) Em um laboratório de Química foram preparadas as seguintes misturas:

I. água/gasolina
II. água/sal
III. água/areia
IV. gasolina/sal
V. gasolina/areia

Quais dessas misturas são homogêneas?

a) Nenhuma.
b) Somente II.
c) II e III.
d) I e II.
e) II e IV.

6. (Mackenzie-SP) Constitui um sistema heterogêneo a mistura formada de:

a) cubos de gelo e solução aquosa de açúcar (glicose).
b) gases N_2 e CO_2.
c) água e acetona.
d) água e xarope de groselha.
e) querosene e óleo *diesel*.

Observação: Os gases sempre formam misturas homogêneas.

7. Misturando, agitando bem e deixando certo tempo em repouso, diga quantas fases surgirão em cada um dos sistemas:

a) água e álcool;
b) água e éter;
c) água, álcool e acetona;
d) água, álcool e mercúrio;
e) água, gasolina e areia.

8. (UFG-GO) No sistema representado pela figura a seguir, os números de fases e componentes são, respectivamente:

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

ADILSON SECCO

3 Separando o que está misturado

Várias técnicas de separação de materiais são antigas, e algumas são usadas até hoje. Por exemplo, desde a Antiguidade obtém-se:

- sal pela evaporação da água do mar;
- manteiga pela separação da nata do leite;
- óleo pela prensagem de sementes vegetais.

Muitas dessas técnicas contribuíram para o desenvolvimento humano, pois levaram à descoberta de novos materiais. É o caso, por exemplo, da obtenção de medicamentos a partir de vegetais.

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

Generalizando essa ideia, podemos imaginar um processo no qual, partindo-se de um sistema qualquer (homogêneo ou heterogêneo) e fazendo-se uma ou várias separações sucessivas, chegaríamos a uma situação na qual teríamos **cada um dos componentes do sistema isoladamente**. Como exemplo, podemos imaginar uma porção de água do mar submetida a um processo que eliminasse todos os sais nela contidos, até se obter água e **somente água** – aí teríamos **água pura**. Essa ideia pode ser generalizada, imaginando-se um **material único** e isento de qualquer outro material. Esse material único é chamado, então, de **substância pura** ou **substância química** ou, simplesmente, **substância**.

F. BARRES FOTOMATURA/CID

Tanques de evaporação de água para obtenção de sal. (Salinas de Fuencaliente, Espanha.)

Com essas ideias podemos chegar à seguinte classificação da matéria:

Surge agora uma pergunta importante: como podemos saber se uma substância pura é **realmente pura**, isto é, isenta de qualquer outra substância? É evidente que:

- pelo **paladar** podemos distinguir a água "pura" da água contendo sal, açúcar, vinagre etc.;
- pelo **olfato** percebemos se o ar está "puro" ou misturado com algum "cheiro" agradável ou desagradável.

Considerando que **nunca** se deve provar ou cheirar substâncias desconhecidas, pois isso pode até representar risco de morte, a Ciência desenvolveu aparelhos e medidas com essa finalidade, como veremos no próximo item, ao estudar as transformações sofridas pela água sob a ação do calor.

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

4 Transformações da água

Observamos, em nosso cotidiano, que o gelo derrete sob a ação do calor, transformando-se em água, e que a água ferve, sob a ação de calor mais intenso, transformando-se em vapor de água.

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

(Representação esquemática sem escala; cores-fantasia.)

Esses três estados – sólido, líquido e gasoso – são chamados de **estados físicos** ou **estados de agregação** da matéria, e as transformações de um estado para outro são denominadas **mudanças de estado físico** da matéria. Essas mudanças recebem os nomes gerais mostrados no esquema abaixo.

No sentido desta seta, o sistema precisa ser aquecido, isto é, **absorve calor** (transformação endotérmica).

No sentido inverso, o sistema **libera ("devolve") o calor** que havia recebido (transformação exotérmica).

O esquema anterior resume as seguintes definições:

- **Fusão** é a passagem do estado sólido para o líquido. **Solidificação** é o inverso.
- **Vaporização** é a passagem do estado líquido para o gasoso.
- **Evaporação** é a vaporização lenta, que ocorre na superfície do líquido, sem agitação nem surgimento de bolhas.
- **Ebulição** é a vaporização rápida, com agitação do líquido e aparecimento de bolhas.
- **Calefação** é uma vaporização muito rápida, com gotas do líquido "pulando" em contato com uma superfície ultra-aquecida.
- **Liquefação** ou **condensação** é a passagem do gás ou vapor para o estado líquido.
- **Sublimação** é a passagem do estado sólido diretamente para o gasoso (menos frequentemente esse termo é usado para a transformação inversa).

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

Se acompanharmos as mudanças dos estados físicos da água com um termômetro que permita registrar as temperaturas durante o processo de aquecimento, **ao nível do mar**, iremos notar que: o gelo puro derrete a 0 °C (temperatura ou ponto de fusão do gelo) e a água pura ferve a 100 °C (temperatura ou ponto de ebulição da água).

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

Se essas observações forem transportadas para um gráfico, teremos o chamado **diagrama de mudança de estados físicos**.

ADILSON SECCO

No gráfico acima notamos dois trechos horizontais (dois patamares). O primeiro patamar do gráfico exprime o fato de que a fusão do gelo ocorre à temperatura constante de 0 °C, que é a **temperatura de fusão** ou **ponto de fusão** (**P.F.**) do gelo. Do mesmo modo, o segundo patamar indica que a ebulição da água ocorre à temperatura constante de 100 °C, que é a **temperatura de ebulição** ou **ponto de ebulição** (**P.E.**) da água pura.

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

A variação da temperatura de ebulição

Os valores obtidos para a água pura no experimento anterior – P.F. (0 °C) e P.E. (100 °C) – só valem quando o experimento é realizado ao **nível do mar**. Em locais mais altos, o P.F. quase não varia, mas o P.E. varia bastante; por exemplo, em Campos do Jordão (1.628 m de altitude) a água ferve a 95 °C; em La Paz (3.636 m de altitude) a 88 °C; no monte Everest (8.848 m) a 70 °C. Isso acontece porque a ebulição torna-se mais fácil à medida que diminui a pressão atmosférica sobre a água.

VOCÊ JÁ PAROU PARA PENSAR ?

As medidas do P.F. e do P.E. feitas no experimento anterior dependeram da existência do **termômetro**.

Um dos primeiros dispositivos criados para avaliar temperaturas foi o **termoscópio a ar**, inventado por Galileu Galilei em 1592. Era constituído de um bulbo de vidro ligado a um tubo de vidro que tinha sua extremidade inferior imersa em um líquido. Quando a temperatura do ar contido no bulbo aumentava, a pressão do ar também aumentava, e o nível do líquido no tubo descia; quando a temperatura diminuía, ocorria o inverso.

Os termômetros evoluíram até se chegar aos termômetros de precisão, usados em pesquisas científicas.

Veja, portanto, que a Ciência (e portanto a Química) evolui, à medida que aparelhagens são criadas e/ou aperfeiçoadas.

FERNANDO FAVORETTO/CID

Termômetro moderno de precisão.

TPG/TOP PHOTO-AGB

Réplica do termoscópio inventado por Galileu Galilei. (Conservatório Nacional de Artes e Ofícios, Paris.)

Devemos ainda notar que, no resfriamento da água, o gráfico mostrado na página 46 será "invertido":

ADILSON SECCO

Outro fato a ser considerado é o seguinte: se num novo experimento tivermos uma solução aquosa no lugar da água pura, os patamares mostrados acima não serão mais encontrados. Assim, por exemplo, uma mistura de água e sal terá um **intervalo** (ou **faixa**) **de fusão** abaixo de 0 °C e um **intervalo** (ou **faixa**) **de ebulição** acima de 100 °C, ao nível do mar, como se vê abaixo.

ADILSON SECCO

Concluímos, então, que as medidas do P.F. e do P.E. são critérios para saber se uma **substância é ou não pura**.

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

Cuidados na linguagem científica

Você notou que só tem sentido falar em P.F. e P.E. de uma **substância pura**. Além disso, deve-se mencionar qual a pressão atmosférica no local onde se está medindo o P.E. Sendo assim, só é correto dizer: "O P.E. da **água pura** é 100 °C **ao nível do mar**".

Enfim, é importante lembrar que, em relação às **medidas experimentais**, devemos sempre ficar atentos aos fatores que podem afetar os resultados, controlando esses fatores durante o experimento e mencionando-os ao divulgar os resultados finais.

Para finalizar, devemos fazer uma **generalização** importante: tudo o que acabamos de explicar para a **água pura** ocorre também com outros **materiais puros**. De fato, ao nível do mar, cada líquido (álcool, mercúrio etc.) e também cada sólido (como os metais chumbo, ferro etc.), desde que **puros,** irão se **fundir** e **ferver** em temperaturas bem definidas. Ao nível do mar, por exemplo, temos:

Substância pura	Ponto de fusão (°C)	Ponto de ebulição (°C) (ao nível do mar)
Oxigênio	−218,8	−183,0
Nitrogênio	−210,0	−195,8
Álcool (etanol)	−114,1	+78,5
Chumbo	+327,0	+1.740,0
Ferro	+1.535,0	+2.750,0

Questões

Registre as respostas em seu caderno

a) Descreva os estados físicos presentes durante a perda de calor de uma substância pura a partir do estado gasoso. Faça o mesmo para uma substância aquecida a partir do estado sólido.

b) É possível que um material sofra uma mudança de estado físico? Como?

c) O que afeta o ponto de ebulição de um material? Por que isso ocorre?

d) Tirando um pedaço de gelo da geladeira, com o tempo ele derrete. Por que isso acontece?

e) Você já viu um pedaço de gelo-seco usado em carrinhos de sorvete? O que acontece se um pedaço de gelo-seco for deixado no chão?

f) Nós conhecemos o ar que respiramos no estado gasoso. É possível existir ar no estado líquido?

Exercícios básicos

Registre as respostas em seu caderno

9. (Vunesp) O naftaleno, comercialmente conhecido como naftalina, empregado para evitar baratas em roupas, funde em temperaturas superiores a 80 °C. Sabe-se que bolinhas de naftalina, à temperatura ambiente, têm suas massas constantemente diminuídas, terminando por desaparecer sem deixar resíduo. Essa observação pode ser explicada pelo fenômeno da:

a) fusão.
b) sublimação.
c) solidificação.
d) liquefação.
e) ebulição.

10. (UFMG-adaptado) Observe a tabela:

Tempo (min)	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12
Temperatura (°C)	20	30	40	50	60	70	80	80	80	80	90	100	110

Nessa tabela, estão listados valores de temperaturas em função do tempo, obtidos experimentalmente para o aquecimento de uma substância pura **X**. Inicialmente, **X** estava sólida.

a) Faça o gráfico de temperatura em função do tempo para o aquecimento de **X**.

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

b) Identifique, no gráfico, as regiões correspondentes:
- à mudança de estado sólido-líquido (sinalize com o numeral I);
- ao aquecimento do líquido (sinalize com o numeral II).

c) Descreva como se alteraria o gráfico, caso a substância **X** fosse impura.

11. (UCDB-MS) Uma substância sólida é aquecida continuamente. O gráfico a seguir mostra a variação da temperatura (ordenada) com o tempo (abscissa):

ADILSON SECCO

O ponto de fusão, o ponto de ebulição e o tempo durante o qual a substância permanece no estado líquido são, respectivamente:

a) 150, 65 e 5.
b) 65, 150 e 25.
c) 150, 65 e 25.
d) 65, 150 e 5.
e) 65, 150 e 10.

12. (Univali-SC) Resfriando-se progressivamente água destilada, quando começar a passagem do estado líquido para o sólido, a temperatura:

a) permanecerá constante, enquanto houver líquido presente.
b) permanecerá constante, sendo igual ao ponto de condensação da substância.
c) diminuirá gradativamente.
d) permanecerá constante, mesmo depois de todo líquido desaparecer.
e) aumentará gradativamente.

Exercício resolvido

13. (Mackenzie-SP)

Substância	Ponto de fusão (°C)	Ponto de ebulição (°C)
Etanol	−117	78
Éter etílico	−116	34

Pela análise dos dados da tabela, medidos a 1 atm, podemos afirmar que, à temperatura de 40 °C e 1 atm:

a) o éter e o etanol encontram-se na fase gasosa.
b) o éter encontra-se na fase gasosa e o etanol na fase líquida.
c) ambos encontram-se na fase líquida.
d) o éter encontra-se na fase líquida e o etanol na fase gasosa.
e) ambos encontram-se na fase sólida.

Resolução

Vamos transportar os dados do problema para um esquema representando a temperatura dada (40 °C) e os pontos de fusão e de ebulição do etanol e do éter etílico.

ADILSON SECCO

Veja que a linha tracejada horizontal correspondente a 40 °C corta a linha do etanol na região do líquido e a linha do éter etílico na região do gasoso.

Alternativa b.

14. (Fuvest-SP) Considere a tabela a seguir:

	Ponto de fusão (°C)	Ponto de ebulição (°C)
Oxigênio	−218,4	−183
Fenol	43	182
Pentano	−130	36,1

Qual o estado físico dessas substâncias à temperatura ambiente?

Observação: Considere 20 °C como a temperatura ambiente.

Exercícios complementares

Registre as respostas em seu caderno

15. (UFMG) Observe o gráfico.

Esse gráfico representa uma mudança de estado físico. Inicialmente, o sistema só tem uma fase e esta é sólida. Após a mudança, o sistema é líquido. Sobre esse sistema e sua transformação, todas as afirmativas estão corretas, exceto:

a) A mudança de estado é uma fusão.
b) A mudança de estado ocorre a partir de 50 °C.
c) A mudança de estado termina no instante t_3.
d) O sistema é constituído por uma substância pura e cristalina.
e) O sistema tem mais de uma fase no instante t_2.

ADILSON SECCO

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

16. (Cesgranrio-RJ) Um cientista recebeu uma substância desconhecida, no estado sólido, para ser analisada. O gráfico abaixo representa o processo de aquecimento de uma amostra dessa substância.

Analisando o gráfico, podemos concluir que a amostra apresenta:

a) duração da ebulição de 10 min.
b) duração da fusão de 40 min.
c) ponto de fusão de 40 °C.
d) ponto de fusão de 70 °C.
e) ponto de ebulição de 50 °C.

17. (Fatec-SP) Duas amostras de naftalina, uma de 20,0 g (amostra *A*) e outra de 40,0 g (amostra *B*), foram colocadas em tubos de ensaio separados, para serem submetidas à fusão. Ambas as amostras foram aquecidas por uma mesma fonte de calor. No decorrer do aquecimento de cada uma delas, as temperaturas foram anotadas de 30 em 30 segundos.

Um estudante, considerando tal procedimento, fez as seguintes previsões:

I. A fusão da amostra *A* deve ocorrer à temperatura mais baixa do que a da amostra *B*.
II. A temperatura de fusão da amostra *B* deve ser o dobro da temperatura de fusão da amostra *A*.
III. A amostra *A* alcançará a temperatura de fusão num tempo menor que a amostra *B*.
IV. Ambas as amostras devem entrar em fusão à mesma temperatura.

É correto o que se afirma apenas em:

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

18. (Unicamp-SP) Qual o estado físico (sólido, líquido ou gasoso) das substâncias da tabela, quando são encontradas no deserto da Arábia, à temperatura de 50 °C e à pressão de 1 atm?

Substância	TF* (°C)	TE* (°C)
Clorofórmio	−63	61
Éter etílico	−116	34
Fenol	41	182
Pentano	−130	36

*TF: temperatura de fusão; TE: temperatura de ebulição.

Exercício resolvido

19. (Unifor-CE) Na fusão, uma substância pura passa:

a) de dissolvida para precipitada, absorvendo energia.
b) do estado líquido para o sólido, liberando energia.
c) do estado gasoso para o sólido, liberando energia.
d) do estado sólido para o líquido, liberando energia.
e) do estado sólido para o líquido, absorvendo energia.

Resolução

Lembre-se de que, para derreter ou vaporizar um material, precisamos fornecer calor (energia), que é, então, **absorvido pelo material** (dizemos que a transformação é **endotérmica**). Na sequência inversa, isto é, na condensação e solidificação, o material nos "**devolve**" a energia que lhe fora fornecida (e a transformação é dita **exotérmica**).

Esquematicamente, temos:

Alternativa e.

20. (UFSM-RS) Com relação aos processos de mudança de estado físico de uma substância, pode-se afirmar que são endotérmicos, isto é, absorvem energia:

a) vaporização, solidificação, liquefação.
b) liquefação, fusão, vaporização.
c) solidificação, fusão, sublimação.
d) solidificação, liquefação, sublimação.
e) sublimação, fusão, vaporização.

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

5 As observações e as experiências na Ciência

5.1. Medições: o cotidiano e o científico

Como consequência do que foi explicado no item anterior, podemos agora dizer que:

- verificar que o gelo derrete e a água ferve, sob a ação do calor, é uma **observação do cotidiano**;
- verificar que, **ao nível do mar**, o **gelo puro** derrete a 0 °C e a **água pura** ferve a 100 °C é uma **observação científica** (feita por meio de um **experimento controlado**).

Note que, na Ciência, tenta-se levar em consideração todos os fatores que podem influir nos resultados do experimento (pressão, temperatura, pureza etc.). Assim, qualquer pessoa, controlando esses fatores, pode repetir o experimento e chegar aos mesmos resultados.

Na vida diária usamos várias **medições** para controlar, por exemplo, as relações comerciais de compra e venda, nosso estado de saúde, e assim por diante. Exemplificando: tecidos são vendidos em **metros** (m); refeições podem ser cobradas em **quilogramas** (kg); velocidades são controladas em **quilômetros por hora** (km/h); a massa de nosso corpo é um dos índices de saúde; até o ritmo de nossa vida é medido em **dias**, **horas**, **minutos** etc.

No campo da Ciência as medições são ainda mais importantes. Medimos massa, volume, temperatura e inúmeras outras **grandezas**. Aqui definimos:

> **Grandeza** é tudo aquilo que pode ser medido.

Lembre-se também de que, na experiência de fusão do gelo e vaporização da água, as temperaturas foram medidas com o auxílio da **unidade grau Celsius** (°C). Generalizando, dizemos que:

> **Unidade** é uma grandeza escolhida arbitrariamente como padrão de medida.

No meio científico convencionou-se adotar as unidades do chamado **Sistema Internacional de Unidades** (SI). O **sistema métrico decimal**, adotado no Brasil, está incluído no SI.

Veja alguns exemplos do SI:

- a unidade de **tempo** é o **segundo** (s): seus múltiplos são o **minuto** (1 minuto = 60 segundos), a **hora** (1 hora = 60 minutos) etc.;
- a unidade de **massa** é o **quilograma** (kg); um múltiplo usual é a **tonelada** (1 tonelada = 1.000 quilogramas); um submúltiplo usual é o **grama** (1 grama = 0,001 quilograma ou 10^{-3} quilograma);
- a unidade de **comprimento** é o **metro** (m); um múltiplo usual é o **quilômetro** (1 quilômetro = = 1.000 metros ou 10^3 metros); um submúltiplo usual é o **centímetro** (1 centímetro = 0,01 metro ou 10^{-2} metro).

São derivadas do comprimento as unidades de:

– **área**, por exemplo: 1 **centímetro quadrado** (1 cm^2):

– **volume**, por exemplo: 1 **centímetro cúbico** (1 cm^3):

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

No caso das medidas de volume também usamos o **litro** (1 litro = 1.000 cm^3) e o **mililitro** (1 mililitro = 1 cm^3 = 0,001 litro ou 10^{-3} litro).

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

Por fim, devemos lembrar que as medições só são possíveis com o auxílio de aparelhos (instrumentos) convenientes. Tanto no dia a dia como na Ciência esses instrumentos vêm evoluindo ao longo dos tempos. Assim, usamos:

- relógios cada vez mais precisos para medir o tempo;

FABIO COLOMBINI

Ampulheta: bastante imprecisa.

THE BRIDGEMAN ART LIBRARY/KEYSTONE

Relógio gótico de 1710, muito pouco preciso. (Coleção particular.)

SHERAB/ALAMY-OTHER IMAGES

KONRAD ZELAZOWSKI/ALAMY-OTHER IMAGES

Relógio atômico: atrasa poucos segundos a cada 100 mil anos. (Palácio da Ciência e Cultura da Polônia, Varsóvia.)

- balanças cada vez mais precisas para medir as massas.

JAVIER JAIME/CID

Balança romana: bastante imprecisa.

JAVIER JAIME/CID

Balança de dois pratos: pouco precisa.

SERGIO DOTTA JR./CID

Balança eletrônica: precisão de décimos de miligrama (0,0001 g).

As medições são tão importantes na Ciência que o cientista William Thomson (Lord Kelvin, 1824-1907) disse: "Afirmo muitas vezes que, se você medir aquilo de que está falando e expressar em números, você conhece alguma coisa sobre o assunto; mas, quando você não o pode exprimir em números, seu conhecimento é pobre e insatisfatório".

5.2. Densidade: uma medida importante

Existem medições que são expressas com uma única unidade. Por exemplo:

- uma **distância** pode ser medida em **metros**;
- o **tempo** pode ser medido em **horas**.

No entanto, existem medições que resultam da relação entre duas unidades. Por exemplo, a **velocidade** pode ser medida em **quilômetros por hora**.

Matematicamente, a velocidade resulta de um **quociente** (ou divisão) da seguinte maneira:

- exemplo: velocidade $= \dfrac{100 \text{ quilômetros}}{1 \text{ hora}}$
- generalizando: velocidade $= \dfrac{\text{distância}}{\text{tempo}}$

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

Imaginemos, agora, um exemplo de transporte de mercadorias:

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

Na primeira figura a picape pode transportar **2 toneladas** de ferro. Na segunda figura, a **mesma** picape **não** consegue transportar 2 toneladas de cortiça. Por quê? Porque, devido ao seu volume, a cortiça não cabe na picape.

Verifique, então, que no transporte deve-se levar em conta o "peso" (massa) e também o **volume** da mercadoria.

Para comparar materiais diferentes, foi criado o conceito de **densidade**, entendida como a massa de "pedaços" (**volumes**) iguais de vários materiais. Esquematicamente:

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

No exemplo anterior vemos pequenos cubos de volume igual a 1 cm^3. Matematicamente, essa ideia corresponde à seguinte definição:

> **Densidade** é o quociente da massa pelo volume do material (a uma dada temperatura).

Essa definição é expressa pela seguinte fórmula:

$$d = \frac{m}{V} \quad \text{sendo} \quad \begin{cases} m = \text{massa da substância (em g)} \\ V = \text{volume da substância (em cm}^3\text{ ou mL)} \\ d = \text{densidade (em g/cm}^3\text{ ou em g/mL)} \end{cases}$$

É importante ainda observar que a densidade varia com a temperatura, pois o volume de um corpo muda de acordo com a temperatura, embora a massa permaneça a mesma. Por isso, é importante que, em informações científicas, se expresse, por exemplo, que a densidade do chumbo é de 11,34 g/cm^3 **a 20 °C**.

O conceito de densidade é importante para se entender o fenômeno da **flutuação**.

WORLDFOTO / ALAMY-OTHER IMAGES

Um *iceberg* flutua porque a densidade do gelo (0,92 g/mL) é menor que a densidade da água do mar (1,03 g/mL). (Ilulissat, Groenlândia, 2001.)

EDUARDO SANTALIESTRA/CID

Num recipiente com água (d = 1,0 g/mL), uma bolinha de aço (d = 7,8 g/mL) afunda, enquanto uma rolha de cortiça (d = 0,05 g/mL) flutua.

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

Um caso particular importante é o da medição das densidades dos líquidos, que é feita diretamente pelos **densímetros**. Esse instrumento é um tubo de vidro, como mostrado a seguir, cuja parte inferior é mais larga e "pesada" que a superior; esta consiste em uma haste graduada em densidades. Colocado num líquido, o densímetro afunda mais ou menos, e a graduação da haste que coincide com o nível do líquido dá diretamente a densidade do líquido.

Os densímetros são usados, por exemplo, em postos de gasolina, para medir a densidade do álcool vendido; em cooperativas de leite, para comprovar a qualidade do leite negociado, e assim por diante.

FERNANDO FAVORETTO/CID

O densímetro (localizado na parte central da foto) confere a densidade do álcool, em um posto de abastecimento.

EDUARDO SANTALIESTRA/CID

Lactodensímetro utilizado para medir a densidade do leite.

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

O densímetro indicado na figura A flutua na água de modo que sua escala marca 1,0 g/mL (densidade da água pura) na superfície do líquido.
O densímetro da figura B flutua numa solução de bateria de automóvel de modo que sua escala marca 1,3 g/mL (densidade da solução de bateria carregada).
Líquido da bateria é uma solução de ácido sulfúrico em água, apresentando densidade maior que a água.

VOCÊ JÁ PAROU PARA PENSAR ?

Atualmente, existem muitas **medidas** e **unidades** oficiais em uso. Você deve entender que elas não são criações inúteis da Ciência e da tecnologia para complicar nossa vida. São, pelo contrário, referências importantes que usamos quase diariamente. Por exemplo, quando você vai comprar uma lâmpada, precisa saber qual é a **voltagem** da rede elétrica de sua casa (em geral, 110 ou 220 **volts**) e qual é a **luminosidade** que você quer, pedindo então uma lâmpada de 40 ou 60 ou 100 **watts**.

5.3. A importância dos gráficos no dia a dia

É muito comum e importante expressar o resultado de nossas medições por meio de gráficos. Abaixo, por exemplo, temos o gráfico que mostra a variação da densidade da água com a temperatura.

ADILSON SECCO

Diariamente encontramos, nos jornais e nas revistas, uma série de gráficos mostrando relações entre fatos do nosso cotidiano. Observe e leia os gráficos a seguir:

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

Gráfico de linhas

Fonte: Ministério de Minas e Energia, *Balanço energético nacional 2008*.

ADILSON SECCO

Gráfico de setores (ou de *pizza*)

Fonte: The Open University. *Os recursos físicos da Terra*. Bloco 1 - Recursos, economia e geologia: uma introdução. Campinas: Unicamp, 1994. p. 33. (Série Manuais)

ADILSON SECCO

Gráfico de barras (ou de colunas)

Fonte: *The Guardian*, 15 dez. 2007.

ADILSON SECCO

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

Atividades práticas

Registre as respostas em seu caderno

1ª) Flutuação de um ovo

Material

- 1 copo grande (ou um frasco) de vidro ou de plástico transparente de boca larga, com capacidade para 300 mL ou mais
- 1 jarra medidora
- 1 colher de sopa de sal de cozinha
- 1 ovo cru
- água

Procedimento

- Coloque cerca de 200 mL de água no copo e adicione, cuidadosamente, o ovo.
- Observe e faça um desenho do que acontece.
- Retire o ovo do copo com água com cuidado.
- Adicione o sal ao copo com água.
- Misture bem e recoloque o ovo no copo.
- Faça desenhos do que observar.
- Analise as observações e os desenhos feitos.

Perguntas

a) No início, utilizando apenas a água e o ovo, qual deles apresentou maior densidade?

b) O ovo permaneceu na mesma posição quando foi adicionado sal à água? O que mudou? Por quê?

c) O que poderia ser alterado para que o ovo ficasse no meio da solução?

2ª) Construção de um densímetro

Material

- 1 canudinho de refrigerante
- massa de modelar
- 1 copo contendo 100 mL de água
- 1 copo contendo 100 mL de óleo
- 1 copo contendo 100 mL de vinagre
- 1 caneta para marcar CD ou pedaços de fita adesiva

Procedimento

- Tampe bem a extremidade do canudinho com uma bolinha de massa de modelar (este será o seu densímetro).
- Mergulhe seu densímetro no copo contendo água.
- Faça uma marca no copo, com a caneta ou a fita adesiva, da posição em que a bolinha se encontra.
- Observe e faça um desenho do que acontece.
- Repita o mesmo processo para os copos contendo óleo e vinagre.
- Analise as observações e os desenhos feitos.

Perguntas

a) As marcações nos copos foram iguais? Por quê?

b) Compare, por meio da leitura de seu densímetro, as densidades da água, do óleo e do vinagre.

c) Poderíamos dizer que o ovo, no experimento anterior, funcionou como um densímetro? Por quê?

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

Questões

Registre as respostas em seu caderno

a) Defina grandeza e unidade e dê três exemplos de cada.

b) Dê o conceito de densidade.

c) Dê exemplos de situações do seu cotidiano nas quais são utilizadas unidades de medida. Explique qual unidade é utilizada e por que seu uso é importante.

d) Se compararmos massas iguais de madeira, ferro e chumbo, obteremos o mesmo volume? Por quê?

e) Se compararmos volumes iguais de madeira, ferro e chumbo, obteremos a mesma massa? Por quê?

f) A densidade é uma propriedade que pode ser utilizada para auxiliar na identificação de um material puro? Por quê?

g) Qual é a relação entre a flutuação e a densidade dos materiais?

h) A densidade de um material varia conforme sua temperatura varia. Dê um exemplo que ilustre essa afirmação.

Exercícios básicos

Registre as respostas em seu caderno

Exercício resolvido

21. Uma lata contém 450 gramas (g) de leite em pó. Qual a massa do produto em quilogramas (kg)?

Resolução

Sabendo que 1 kg equivale a 1.000 g, temos:

$$\left.\begin{array}{rcl} 1.000\ \text{g} & \text{———} & 1\ \text{kg} \\ 450\ \text{g} & \text{———} & x \end{array}\right\} \quad x = 0{,}450\ \text{kg}$$

22. Um caminhão carrega 12 toneladas de carga. A quantos quilogramas corresponde essa carga?

23. Qual é a massa em miligramas (mg) de um transistor de massa igual a $2 \cdot 10^{-2}$ grama?

24. Quantos gramas de medicamento existem numa caixa contendo 50 comprimidos de 200 mg cada um?

Exercício resolvido

25. A quantos mL (ou cm^3) corresponde o volume de 3,5 litros de água?

Resolução

Sabendo que 1 litro (L) corresponde a 1.000 mL (ou cm^3), temos:

$$\left.\begin{array}{rcl} 1\ \text{L} & \text{———} & 1.000\ \text{mL} \\ 3{,}5\ \text{L} & \text{———} & x \end{array}\right\} \quad x = 3.500\ \text{mL}$$

26. Um vagão de trem transporta 5,5 m^3 de gás natural. A quantos litros corresponde esse volume?

27. A quantos litros corresponde um copo de refrigerante de 350 cm^3?

28. (Osec-SP) Densidade é uma propriedade definida pela relação:

a) massa/pressão.
b) massa/volume.
c) massa/temperatura.
d) pressão/temperatura.
e) pressão/volume.

Exercício resolvido

29. (FMU/Fiam-Faam/Fisp-SP) Um vidro contém 200 cm^3 de mercúrio de densidade 13,6 g/cm^3. A massa de mercúrio contido no vidro é:

a) 0,80 kg.
b) 0,68 kg.
c) 2,72 kg.
d) 27,2 kg.
e) 6,8 kg.

Resolução

Dizer que a densidade do mercúrio é 13,6 g/cm^3 significa dizer que 1 cm^3 de mercúrio "pesa" 13,6 g. Daí surge a relação:

$$\left.\begin{array}{rcl} 1\ \text{cm}^3\ \text{mercúrio} & \text{———} & 13{,}6\ \text{g} \\ 200\ \text{cm}^3\ \text{mercúrio} & \text{———} & x \end{array}\right\}$$

$$x = 2.720\ \text{g ou } 2{,}72\ \text{kg}$$

Alternativa c.

30. Um cubo de cobre tem aresta igual a 2,5 cm. Sua massa é igual a 140 g. Qual é a densidade do cobre?

31. (Fatec-SP) O volume ocupado por qualquer amostra de água depende da temperatura da amostra. O gráfico a seguir representa a variação do volume de certa amostra de água em função da sua temperatura.

ADILSON SECCO

Analisando-se o gráfico, pode-se concluir que a densidade da água:

a) cresce com o aumento do volume.
b) varia linearmente com a temperatura.
c) não varia com a temperatura.
d) é mínima a 0 °C.
e) é máxima a 4 °C.

Exercício resolvido

32. (UFPE) Para identificar três líquidos — de densidades 0,8, 1,0 e 1,2 — o analista dispõe de uma pequena bola de densidade 1,0. Conforme a posição das bolas apresentadas no desenho a seguir, podemos afirmar que:

ADILSON SECCO

a) os líquidos contidos nas provetas 1, 2 e 3 apresentam densidades 0,8, 1,0 e 1,2.
b) os líquidos contidos nas provetas 1, 2 e 3 apresentam densidades 1,2, 0,8 e 1,0.
c) os líquidos contidos nas provetas 1, 2 e 3 apresentam densidades 1,0, 0,8 e 1,2.
d) os líquidos contidos nas provetas 1, 2 e 3 apresentam densidades 1,2, 1,0 e 0,8.
e) os líquidos contidos nas provetas 1, 2 e 3 apresentam densidades 1,0, 1,2 e 0,8.

Resolução

Na proveta 1, a bola é mais densa que o líquido, pois afundou. Consequentemente, o líquido é menos denso que a bola (densidade = 1). Na proveta 2, a bola não afunda nem flutua, provando que o líquido e a bola têm a mesma densidade (d = 1). Na proveta 3, a bola flutua, provando que o líquido é mais denso que a bola (d = 1).

Alternativa a.

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

33. (Mackenzie-SP) No preparo de uma limonada em duas etapas, foram feitas as seguintes observações:

1ª etapa → mistura I	1ª observação
Ao se espremer o limão sobre a água, uma semente escapou e caiu no copo.	A semente imediatamente afundou na mistura.
2ª etapa → mistura II	**2ª observação**
Na mistura obtida, dissolveram-se três colheres de açúcar.	A semente subiu para a superfície do líquido.

Das observações 1 e 2, pode-se concluir que a densidade da semente é:

a) menor que a densidade do suco de limão mais água.
b) menor que a densidade do suco de limão mais água e açúcar.
c) igual à densidade do suco de limão.
d) maior que a densidade do suco de limão mais água e açúcar.
e) igual à densidade da água mais açúcar.

34. (Enem-MEC) O número de atletas nas Olimpíadas vem aumentando nos últimos anos, como mostra o gráfico. Mais de 10.000 atletas participaram dos Jogos Olímpicos de Sydney, em 2000.

ADILSON SECCO

Nas **últimas cinco Olimpíadas**, esse aumento ocorreu devido ao crescimento da participação de:

a) homens e mulheres, na mesma proporção.
b) homens, pois a de mulheres vem diminuindo a cada Olimpíada.
c) homens, pois a de mulheres praticamente não se alterou.
d) mulheres, pois a de homens vem diminuindo a cada Olimpíada.
e) mulheres, pois a de homens praticamente não se alterou.

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

Exercícios complementares

Registre as respostas em seu caderno

Exercício resolvido

35. (FMU/Fiam-Faam/Fisp-SP-adaptado) O esquema representa três sólidos: cortiça, ferro e madeira. Todos com a mesma massa.

ADILSON SECCO

Dadas as densidades: $d_{cortiça} = 0{,}05\ g/cm^3$; $d_{ferro} = 7{,}86\ g/cm^3$; $d_{madeira} = 0{,}60\ g/cm^3$, podemos afirmar que os sólidos I, II e III são, respectivamente, de:

a) madeira, ferro e cortiça.
b) madeira, cortiça e ferro.
c) ferro, cortiça e madeira.
d) ferro, madeira e cortiça.
e) cortiça, madeira e ferro.

Resolução

De acordo com a definição de densidade $\left(d = \frac{m}{V}\right)$, conclui-se matematicamente que, para massas iguais, a densidade será tanto menor quanto maior for o volume do material. Considerando que os volumes vão crescendo na ordem das figuras I, II e III, concluiremos que as densidades irão decrescer nessa mesma ordem.

Alternativa d.

36. (UFG-GO) Em um recipiente contendo 100 mL (1,37 kg) de mercúrio líquido, são colocados dois cubos (*A* e *B*), com volumes de 2 cm^3 cada, de um material inerte diante do mercúrio. Os cubos têm massas de 14 g e 20 g, respectivamente. Ao serem colocados no recipiente:

a) os cubos vão para o fundo.
b) o cubo *A* afunda e o *B* flutua.
c) o cubo *B* afunda e o *A* flutua.
d) os cubos flutuam a meio caminho do fundo.
e) os cubos ficam na superfície do líquido.

37. (UFPE) Em um béquer com 100 mL de água, são colocados 20 mL de óleo vegetal, um cubo de gelo e uma barra retangular de alumínio.

Qual das figuras melhor representa a aparência dessa mistura?

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

38. (Fatec-SP) Considere o gráfico seguinte, que relaciona massas e volumes de diferentes amostras de titânio puro.

ADILSON SECCO

Analisando-se esse gráfico, conclui-se que a densidade do metal em questão é, em g/cm^3, igual a aproximadamente:

a) 1,5.
b) 2,5.
c) 3,0.
d) 4,5.
e) 6,0.

39. (Enem-MEC) A gasolina é vendida por litro, mas, em sua utilização como combustível, a massa é o que importa. Um aumento da temperatura do ambiente leva a um aumento no volume da gasolina. Para diminuir os efeitos práticos dessa variação, os tanques dos postos de gasolina são subterrâneos. Se os tanques **não** fossem subterrâneos:

I. Você levaria vantagem ao abastecer o carro na hora mais quente do dia, pois estaria comprando mais massa por litro de combustível.
II. Abastecendo com a temperatura mais baixa, você estaria comprando mais massa de combustível para cada litro.
III. Se a gasolina fosse vendida por kg em vez de por litro, o problema comercial decorrente da dilatação da gasolina estaria resolvido.

Dessas considerações, somente:

a) III é correta.
b) II e III são corretas.
c) I está correta.
d) I e II são corretas.

40. (Enem-MEC) Moradores de três cidades, aqui chamadas de *X*, *Y* e *Z*, foram indagados quanto aos tipos de poluição que mais afligiam as suas áreas urbanas. Nos gráficos abaixo estão representadas as porcentagens de reclamações sobre cada tipo de poluição ambiental.

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

Considerando a queixa principal dos cidadãos de cada cidade, a primeira medida de combate à poluição em cada uma delas seria, respectivamente:

	X	*Y*	*Z*
a)	Manejamento de lixo	Esgotamento sanitário	Controle emissão de gases
b)	Controle de despejo industrial	Manejamento de lixo	Controle emissão de gases
c)	Manejamento de lixo	Esgotamento sanitário	Controle de despejo industrial
d)	Controle emissão de gases	Controle de despejo industrial	Esgotamento sanitário
e)	Controle de despejo industrial	Manejamento de lixo	Esgotamento sanitário

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

6 Substância pura (ou espécie química)

Uma pessoa é reconhecida por suas características físicas: fisionomia, massa, altura, cor da pele, cor dos olhos etc. A cédula de identidade é utilizada para identificar cada indivíduo dentre milhões de pessoas.

REPRODUÇÃO

Também para identificar as pessoas foram criados vários outros sistemas. Por exemplo:

- CPF (Cadastro de Pessoas Físicas) – criado pela Secretaria da Receita Federal para identificar os contribuintes do Imposto de Renda;
- CRM (Conselho Regional de Medicina) – dá a cada médico seu número de identificação;
- OAB (Ordem dos Advogados do Brasil) – dá a cada advogado seu número de identificação.

Pois bem, a quantidade de materiais diferentes existente no mundo é também enorme. É atribuição da Química reconhecer e identificar cada um desses materiais. As **propriedades gerais** da matéria (massa e volume), sendo comuns a todo e qualquer material, não se prestam a essa identificação. Deve-se, então, recorrer às chamadas **propriedades específicas**, que são particulares e exclusivas de cada material. Já falamos, em páginas anteriores, no **ponto de fusão** (P.F.), no **ponto de ebulição** (P.E.) e na **densidade** dos materiais. Todas essas medidas, como têm valores fixos e constantes para cada material, são denominadas **constantes físicas** dos materiais. Muitas outras constantes físicas nos ajudam a identificar, com maior precisão, cada material; por exemplo:

- **calor específico** – é a quantidade de calor necessária para aumentar em 1 °C a temperatura de 1 g do material (1 g de água, por exemplo, necessita de 1 caloria para ter sua temperatura aumentada de 1 °C; dizemos, então, que o calor específico da água é 1 cal/g · °C);
- **solubilidade** – é a maior massa (por exemplo, em gramas) do material que podemos dissolver em dada quantidade de um líquido (geralmente expressa em litros), a dada temperatura (por exemplo, podemos dissolver, no máximo, 365 g de sal comum em 1 L de água a 20 °C).

Quando um material apresenta constantes físicas bem definidas e invariáveis, concluímos que se trata de matéria isenta de outros materiais e a denominamos **substância pura**. Assim, temos a seguinte definição (que completa o conceito já visto na página 44):

> **Substância pura** (ou simplesmente **substância**, ou, ainda, **espécie química**) é um material único, isento de outros materiais e que apresenta constantes físicas bem definidas.

Por exemplo:

Identificação da água	**Identificação do sal comum (cloreto de sódio)**
Líquido incolor	Sólido branco
Ponto de fusão = 0 °C	Ponto de fusão = 801 °C
Ponto de ebulição = 100 °C ao nível do mar	Ponto de ebulição = 1.460 °C
Densidade = 1 g/cm^3 a 4 °C ao nível do mar	Densidade = 2,18 g/cm^3
Calor específico = 1 cal/g · °C	Solubilidade = 365 g do sal por litro de água a 20 °C

As **constantes físicas** são catalogadas em livros e tabelas especiais. Os químicos se baseiam nelas tanto para **identificar as substâncias** como para constatar sua pureza. Por esse motivo, dizemos que as constantes físicas são utilizadas como **critérios de pureza** das substâncias químicas.

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

Sempre que uma substância é extraída da natureza ou é produzida num laboratório, determinam-se suas constantes físicas. Desse modo, ficamos sabendo se ela é uma substância nova ou já conhecida. Sendo conhecida, temos também uma ideia de sua pureza.

Ao contrário das substâncias puras, as **misturas não apresentam constantes físicas definidas**.

Questões

Registre as respostas em seu caderno

a) Observe um material qualquer próximo a você e liste o maior número possível de propriedades gerais e específicas desse material.

b) Por que as propriedades gerais da matéria não se prestam à identificação das substâncias?

c) É importante medir as constantes físicas de uma substância pura. O que acontece se essas grandezas físicas forem medidas nas misturas?

Exercícios básicos

Registre as respostas em seu caderno

41. (UFMG) Uma amostra de uma substância pura *X* teve algumas de suas propriedades determinadas. Todas as alternativas apresentam propriedades que são úteis para identificar essa substância, exceto:

a) densidade.
b) massa da amostra.
c) solubilidade em água.
d) temperatura de ebulição.
e) temperatura de fusão.

42. (PUC-MG) Em um laboratório de Química, foram encontrados cinco recipientes sem rótulo, cada um contendo uma substância pura líquida e incolor. Para cada uma dessas substâncias, um estudante determinou as seguintes propriedades:

1. ponto de ebulição
2. massa
3. volume
4. densidade

Quais são as propriedades que podem permitir ao estudante a identificação desses líquidos?

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

43. (Vunesp) O rótulo de uma garrafa de água mineral está reproduzido a seguir.

Composição química provável:	
Sulfato de cálcio	0,0038 mg/L
Bicarbonato de cálcio	0,0167 mg/L

Com base nessas informações, podemos classificar a água mineral como:

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

44. (Mackenzie-SP – adaptado) O valor do ponto de ebulição determinado experimentalmente numa amostra de uma certa substância mostrou-se maior do que o valor encontrado em tabelas. Essa diferença pode ser atribuída ao fato de que, no experimento, usou-se:

a) uma quantidade de substância muito grande.
b) uma quantidade de substância muito pequena.
c) uma substância composta.
d) uma substância contendo impurezas.

45. (Mackenzie-SP) A dureza de um mineral reflete a resistência deste ao risco. Uma das escalas utilizadas para verificar a dureza de um mineral é a escala de Mohs.

Escala de Mohs
(minerais em ordem crescente de dureza)

1 – talco	6 – ortoclásio
2 – gesso	7 – quartzo
3 – calcita	8 – topázio
4 – fluorita	9 – coríndon
5 – apatita	10 – diamante

De acordo com essa escala, é **incorreto** afirmar que:

a) o diamante é o mineral mais duro.
b) apenas o coríndon risca o diamante.
c) a apatita é riscada pelo quartzo.
d) o topázio e a fluorita riscam a calcita.
e) o mineral menos duro é o talco.

7 Processos de separação de misturas

Já havíamos começado a falar de separação de misturas no item 3. Vamos agora retomar e detalhar esse importante assunto que aparece tanto em nossos afazeres domésticos como nos laboratórios e em muitos processos industriais.

Os materiais encontrados na natureza são, em geral, misturas de várias substâncias. Mesmo em laboratório, quando tentamos preparar uma só substância, acabamos, normalmente, chegando a uma **mistura de substâncias**. Torna-se então importante, nos laboratórios e também nas indústrias químicas,

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

separar os componentes das misturas até que cada substância pura fique totalmente isolada das demais. Essa separação chama-se **desdobramento** (ou **fracionamento**, ou **resolução**, ou, ainda, **análise imediata da mistura**). Por exemplo:

ADILSON SECCO

No final do desdobramento, devemos verificar se as substâncias foram realmente bem separadas. Para essa verificação, usamos as constantes físicas, como já foi explicado na página 60. No exemplo acima, se a água ficou realmente pura, ela deverá, ao nível do mar, congelar a 0 °C, ferver a 100 °C etc.

É interessante lembrar que, no cotidiano, são usados vários métodos de separação, como exemplificamos abaixo:

SCIENCEPHOTOS/ALAMY-OTHER IMAGES

Quando se mistura água quente a folhas de chá, ocorre a **extração** de componentes das folhas do chá. Em seguida fazemos uma **filtração** para separar as folhas, obtendo assim a bebida.

JUCA MARTINS/PULSAR IMAGENS

Quando a lavradora lança para cima a mistura de arroz e palha de arroz, a corrente de ar arrasta a palha. Nesta situação está se fazendo uso da **ventilação**. Há também máquinas industriais que realizam o mesmo trabalho.

EDUARDO SANTALIESTRA / CID

Ao passar a areia pela peneira, separando-a de pedregulhos e outros materiais grosseiros, o pedreiro está fazendo uma **peneiração** ou **tamisação**.

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

7.1. Filtração

É um processo mecânico que serve para desdobrar misturas heterogêneas de um sólido disperso em um líquido ou em um gás, como nos exemplos práticos mostrados a seguir.

EDUARDO SANTALIESTRA/CID

A vela porosa filtra a água.

JUCA MARTINS/OLHAR IMAGEM

O coador retém as partículas sólidas do café.

UKRPHOTOS/SHUTTERSTOCK

O aspirador de pó filtra o ar, retendo a poeira.

Em laboratório, a filtração mais simples é feita com um funil do tipo comum, em geral de vidro, no qual é colocada uma folha de papel de filtro convenientemente dobrada.

Dobragem do papel de filtro

Montagem final

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

Na indústria, filtrações também são muito utilizadas. Um exemplo é o dos filtros adaptados às chaminés das fábricas, para evitar que a poeira que acompanha os gases industriais seja lançada à atmosfera. Outro exemplo importante é a filtração da água, antes de ser distribuída pelas canalizações de uma cidade; essa filtração é feita, em geral, obrigando-se a água a atravessar os chamados "filtros de areia", nos quais camadas de areia conseguem reter as partículas sólidas presentes na água.

Há casos em que a filtração é muito demorada. Para apressá-la, usa-se a filtração a "vácuo" ou, melhor dizendo, a **filtração à pressão reduzida**:

Funil de Büchner (porcelana) **Frasco de Kitasato (vidro)** **Aparelho montado**

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

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

7.2. Decantação

É também um processo mecânico que serve para desdobrar misturas heterogêneas de um sólido num líquido ou de dois líquidos imiscíveis entre si.

Por exemplo, a areia que está em suspensão na água vai, lentamente, se depositando no fundo do recipiente (processo chamado **sedimentação**); no final, a água pode ser separada ou por inclinação cuidadosa do recipiente (processo de **decantação**) ou, então, por aspiração com auxílio de um sifão (processo de **sifonação**).

ADILSON SECCO

Evidentemente, se colocarmos uma mistura de areia e serragem em água, a areia irá ao fundo e a serragem flutuará na água. Temos então uma **sedimentação fracionada**, que nos permitirá separar a serragem da areia.

Pode-se também acelerar o processo da sedimentação com o uso da **centrifugação**; uma centrífuga imprime rotação rápida ao recipiente em que está o sistema de um sólido em suspensão em um líquido; com a aceleração provocada pela rotação, as partículas sólidas sedimentam mais depressa.

Esquema de funcionamento de centrífuga

ADILSON SECCO

JON FEINGERSH/MASTERFILE-OTHER IMAGES

Centrífuga de laboratório.

Nos laboratórios, empregam-se os **funis de separação** (ou **de decantação**, ou **de bromo**) para separar líquidos imiscíveis de densidades diferentes; depois da separação espontânea, abre-se a torneira e escoa-se apenas o líquido mais denso.

Funil de decantação

ADILSON SECCO

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

7.3. Destilação

É um processo físico que serve para desdobrar as misturas homogêneas, como as soluções de sólidos em líquidos (**destilação simples**) ou as soluções de dois ou mais líquidos (**destilação fracionada**).

Em laboratório, a aparelhagem normalmente utilizada é a seguinte:

ADILSON SECCO

Quando destilamos dois líquidos miscíveis entre si, a separação tende a ser melhor quanto maior for a diferença entre as temperaturas de ebulição dos dois líquidos; nesse caso **destila em primeiro lugar** o líquido que possui a menor temperatura de ebulição (**mais volátil**). Sendo assim, a separação não será possível no caso de certas misturas, chamadas azeotrópicas. É o que acontece com uma mistura de aproximadamente 96% de álcool comum e 4% de água, em volume, que destila inalterada a 78,1 °C.

Os processos de destilação são muito usados nas indústrias, como ocorre na fabricação do álcool combustível a partir da cana-de-açúcar.

ADILSON SECCO

Representação esquemática (bastante simplificada) da destilação do álcool combustível.

Nas refinarias de petróleo são importantes as **torres de destilação do petróleo**, que possibilitam separar vários de seus derivados, como a gasolina, o querosene, o óleo *diesel* etc.

MICHAEL MCQUEEN/PHOTOGRAPHER'S CHOICE-GETTY IMAGES

Torres de destilação em uma refinaria de petróleo típica. (Merseyside, Inglaterra, 2001.)

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

7.4. Cristalização

É um processo físico que serve para separar e purificar sólidos. A água do mar contém vários sais. Em uma salina, entretanto, com a evaporação lenta da água, o sal comum (cloreto de sódio) cristaliza-se antes dos outros sais e, assim, é separado.

O que acontece numa salina você mesmo pode verificar. Basta dissolver o máximo possível de sal de cozinha em água, colocar num pires e aguardar um ou dois dias.

EDUARDO SANTALIESTRA/CID

Você já viu, em lojas de "lembranças", rochas com o interior repleto de cristais coloridos? Este é um exemplo de cristalização extremamente lenta, que ocorreu milhões de anos atrás. (Comprimento: 30 cm.)

WAGNER SANTOS/KINO

Cata-vento e tanques de evaporação em salina. (Cabo Frio, RJ, 2000.)

7.5. Outros processos de desdobramento de misturas

Dependendo das propriedades específicas das substâncias que estão misturadas, podemos lançar mão de outros processos de separação, tais como a sublimação, a dissolução fracionada, a extração etc.

A **sublimação** é aplicável quando apenas um dos componentes da mistura é sublimável. É dessa forma que se purifica o iodo:

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

A **extração** é, em geral, o processo em que se utiliza um líquido que consegue "retirar" um componente de uma mistura. Por exemplo, a "água de bromo" – água que contém pequenas quantidades de bromo em solução. Agitando-se a "água de bromo" com clorofórmio e deixando-se o conjunto em repouso, formam-se duas camadas líquidas: a inferior contém bromo dissolvido em clorofórmio e a superior contém água praticamente sem bromo. Dizemos então que o clorofórmio "extraiu" o bromo da água, é o processo chamado de **extração por solvente**.

A **dissolução fracionada** é utilizada para separar misturas heterogêneas de sólidos. Adiciona-se à mistura um solvente que dissolva apenas um dos componentes da mistura. O outro permanece na fase sólida. Por meio de uma filtração, separa-se o componente não dissolvido e, evaporando o solvente, recupera-se o componente que estava dissolvido.

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

8 Aprendendo mais sobre o laboratório de Química

Além do que já foi descrito no item 7, os laboratórios comuns de Química dispõem de muitos outros equipamentos, aparelhos e dispositivos para facilitar o trabalho. Há equipamentos de ferro (e de outros metais), de vidro, de porcelana etc.

Vejamos alguns importantes **equipamentos de ferro**.

Bico de Bunsen. Funciona a gás e serve para o aquecimento de materiais não inflamáveis. Possui, em sua parte inferior, uma janela, cuja abertura é regulada girando-se um anel. Quando a janela está "fechada", a entrada de ar é mínima e a chama do gás torna-se amarelada: quando a janela está "aberta", a chama torna-se azulada, pois a combustão do gás é mais completa e atinge a temperatura máxima (cerca de 1.100 °C).

Tela de aquecimento. É um trançado de fios de ferro, tendo no centro um material resistente ao aquecimento. Recebendo, por baixo, o calor do bico de Bunsen, ela distribui esse calor uniformemente para os recipientes que são colocados sobre ela, evitando a quebra dos equipamentos de vidro. **Tripé de ferro.** Serve como apoio para a tela e para os equipamentos que são colocados sobre ela.

Suportes, garras e argolas de ferro. Servem para a montagem e sustentação dos aparelhos de laboratório.

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

Além dos que já foram mencionados nos processos de separação das substâncias, outros importantes **utensílios de vidro** são:

Tubo de ensaio. Para testar reações com pequenas quantidades de reagentes.

Vidro de relógio. Para pesar pequenas quantidades de substâncias, para evaporar pequenas quantidades de soluções e para cobrir béqueres e outros recipientes.

Erlenmeyer. Para preparar e guardar soluções.

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

Balão de fundo chato. Para aquecer e preparar soluções e realizar reações com desprendimento de gases.

Balão de fundo redondo. De uso semelhante ao do balão de fundo chato, porém mais apropriado aos processos de destilação.

Proveta ou cilindro graduado. Para medir e transferir volumes de líquidos e soluções (não é de muita precisão).

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

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

Balão volumétrico. Para preparar volumes de soluções com maior precisão.

Pipeta graduada. Para medir e transferir volumes variáveis de líquidos ou soluções, com precisão maior que a da proveta.

Pipeta volumétrica. Para medir e transferir um volume fixo de um líquido ou solução, com maior precisão do que a da pipeta graduada.

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

Bureta. Para medir volumes de líquidos ou soluções por escoamento.

Trompa de vácuo. Sua forma visa aproveitar uma corrente de água para arrastar o ar por meio de uma abertura lateral. É empregada nas filtrações "a vácuo".

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

Alguns **utensílios de porcelana** são:

Cadinho. Usado para aquecimento e fusão de sólidos a altas temperaturas.

Triângulo. Serve de suporte para cadinhos, quando aquecidos diretamente na chama de gás.

Cápsula. Usada para concentrar e secar soluções.

Almofariz e pistilo. Usados para trituração de sólidos.

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

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

9 A segurança nos laboratórios de Química

Os laboratórios de Química são construídos de acordo com os experimentos que se pretende realizar e contam com instalações adequadas de água, gás, eletricidade, ar comprimido, sistemas de exaustão de gases venenosos etc. Devido ao perigo que certas substâncias e suas reações representam, nesses laboratórios é preciso ter:

- **placas de sinalização:**

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

Corrosivo

Tóxico

Altamente inflamável

Material radioativo

- **regras de segurança:**
  - Usar sempre aparelhagem limpa e que não esteja quebrada nem trincada.
  - Conhecer as propriedades das substâncias que vai usar.
  - Não pegar com as mãos os produtos químicos, não cheirá-los, nem provar seu sabor.
  - Usar sempre óculos de proteção e luvas.
  - Não deixar frascos abertos ou em locais de onde possam cair.
  - Usar sistema de exaustão para gases venenosos.
  - Ter sempre extintor de incêndio apropriado à mão.
  - Ter cuidado ao descartar produtos. Procurar saber qual é a forma de descarte mais adequada a cada um deles.
  - Lavar as mãos logo após cada experimento.

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

Atividades práticas

Registre as respostas em seu caderno

1ª) Cristalização do sal de cozinha

Material

- 1 copo
- 1 colher
- sal de cozinha
- 1 prato raso
- água

Procedimento

- Dissolva a maior quantidade possível de sal em meio copo com água, mexendo bem para auxiliar a dissolução.
- Transfira a solução para o prato, tomando o cuidado de não transferir o sal não dissolvido, que estará no fundo do copo.
- Coloque o prato com a solução em um local bem ventilado.
- Após alguns dias, observe o que aconteceu (se possível, examine com uma lente de aumento).

Perguntas

a) Qual o conteúdo do prato no início e no final do experimento?

b) A mistura inicial colocada no prato era homogênea ou heterogênea? Qual o número de fases e quais os componentes que ela apresentava?

c) O que ocorreu com os componentes iniciais da mistura?

d) O resultado teria sido o mesmo se o prato tivesse sido tampado com um filme plástico? Por quê?

ATENÇÃO

- **Este experimento deve ser realizado com supervisão de um adulto, pois haverá a necessidade de manipular objetos quentes, havendo risco de queimaduras.**

2ª) Preparação de chá preto

Material

- chá preto
- 1 panela com tampa
- água
- 1 prato fundo

Procedimento

- **Com a supervisão de um adulto**, prepare, em uma panela com tampa, um pouco de chá preto bem concentrado.
- Durante o preparo do chá, retire a tampa várias vezes e transfira o conteúdo líquido da tampa para um prato.
- Anote as observações.

Perguntas

a) Qual o aspecto da mistura que está na panela? Essa mistura é homogênea ou heterogênea?

b) Onde está ocorrendo a ebulição e por que ela ocorre?

c) Qual o aspecto do líquido recolhido e transferido para o prato?

d) Onde está ocorrendo a condensação e por que ela ocorre?

e) Qual é o nome do processo que você utilizou para separar os componentes da mistura inicial?

f) Por que temos de tampar a panela para executar esse processo?

g) Qual a diferença entre esse processo de separação e o utilizado no 1º experimento?

Questões

Registre as respostas em seu caderno

a) Escolha, dentre os utensílios apresentados neste capítulo, um usado no aquecimento de amostras e outro na medição de volume de líquidos. Nomeie-os e descreva-os.

b) Os processos de separação de misturas são importantes? Por quê?

c) Descreva os processos de filtração, decantação, destilação, cristalização, dissolução fracionada e extração, dando as características dos materiais que compõem a mistura, o que ocorre durante o processo de separação e também um exemplo de utilização no cotidiano.

Exercícios básicos

Registre as respostas em seu caderno

46. (Mackenzie-SP) Necessitou-se retirar o conteúdo do tanque de combustível de um carro. Para isso, fez-se sucção com um pedaço de mangueira introduzido no tanque, deixando-se escorrer o líquido para um recipiente colocado no chão. Esse processo é chamado de:

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

Cuidado: Aspirar gasolina ou álcool é altamente tóxico.

47. (Unesp) A preparação de um chá utilizando os já tradicionais saquinhos envolve, em ordem de acontecimento, os seguintes processos:

a) filtração e dissolução.
b) filtração e extração.
c) extração e filtração.
d) extração e decantação.
e) dissolução e decantação.

48. (Mackenzie-SP) O processo inadequado para separar uma mistura heterogênea sólido-líquido é:

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

49. (UFRGS-RS) Qual dos métodos de separação seguintes se baseia na diferença de densidades?

a) decantação.
b) destilação fracionada.
c) peneiração.
d) cristalização.
e) sublimação.

50. (Ceeteps-SP) O esquema abaixo representa a técnica, usada comumente em navios, para dessalinizar a água do mar.

ADILSON SECCO

Trata-se da:

a) evaporação.
b) condensação.
c) destilação.
d) sifonação.
e) filtração.

51. (Esef-Jundiaí-SP) O papel de filtro pode ser utilizado para separar os componentes do sistema:

a) homogêneo, gás/gás.
b) heterogêneo, líquido/líquido.
c) homogêneo, sólido/líquido.
d) heterogêneo, sólido/líquido.
e) homogêneo, sólido/sólido.

52. (UFMG) Certas misturas podem ser separadas, usando-se uma destilação simples, realizável numa montagem, como a apresentada nesta figura:

ADILSON SECCO

Suponha que a mistura é constituída de água e cloreto de sódio dissolvido nela. Ao final da destilação simples dessa mistura, obtém-se, no erlenmeyer:

a) água.
b) água + ácido clorídrico.
c) água + cloreto de sódio.
d) água + cloro.

53. (PUC-MG) O conjunto abaixo é adequado para:

ADILSON SECCO

a) lavagem de material em mistura.
b) separação de mistura sólido-líquido.
c) obstruir a passagem de gases ou líquidos.
d) separação de líquidos de densidades diferentes.
e) liquefazer vapores.

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

54. (Mackenzie-SP) A aparelhagem mais apropriada para separar dois líquidos imiscíveis é:

a)

c)

e)

b)

d)

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

55. (FEI-SP) Em relação aos equipamentos básicos de laboratório, estabeleça a associação adequada da coluna I (equipamentos) com a coluna II, em que são listadas as situações mais frequentes em que eles são usados:

a) 1 - V; 2 - IV; 3 - III; 4 - I; 5 - II.
b) 1 - V; 2 - I; 3 - III; 4 - II; 5 - IV.
c) 1 - V; 2 - II; 3 - III; 4 - IV; 5 - I.
d) 1 - III; 2 - I; 3 - V; 4 - IV; 5 - II.
e) 1 - III; 2 - II; 3 - V; 4 - I; 5 - IV.

Coluna I	Coluna II
1. almofariz e pistilo	I. Medidas precisas de volumes fixos de líquidos.
2. bureta	II. Medidas aproximadas de volumes de líquidos.
3. funil de Büchner	III. Filtração a pressão reduzida.
4. pipeta volumétrica	IV. Medidas volumétricas precisas de líquidos.
5. proveta	V. Trituração de sólidos e homogeneização de materiais sólidos por trituração.

Exercícios complementares

Registre as respostas em seu caderno

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

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

57. (UFJF-MG) Atualmente, é comum encontrar, nas prateleiras de supermercados, alimentos desidratados, isto é, isentos de água em sua composição. O processo utilizado na desidratação dos alimentos é a liofilização. A liofilização consiste em congelar o alimento a uma temperatura de −197 °C e depois submeter o alimento congelado a pressões muito baixas. Na temperatura de −197 °C, a água contida no alimento encontra-se no estado sólido e, com o abaixamento de pressão, passa diretamente para o estado de vapor, sendo então eliminada. A afirmação **correta** é:

a) No processo de liofilização, a água passa por uma transformação química, produzindo H_2 e O_2, que são gases.
b) No processo de liofilização, a água passa por um processo físico conhecido como evaporação.
c) No processo de liofilização, o alimento sofre decomposição, perdendo água.
d) No processo de liofilização, a água sofre decomposição.
e) No processo de liofilização, a água passa por uma transformação física denominada sublimação.

58. (UEL-PR) Em um laboratório químico trabalha-se com diversos tipos de vidrarias e materiais. Conforme a operação a ser feita, é indicada uma determinada vidraria. Escolha a vidraria a seguir que deve ser utilizada para transferir um determinado volume de uma solução, de um recipiente para outro, de maneira que o volume transferido seja o mais exato possível:

a) Béquer.
b) Proveta.
c) Pipeta graduada.
d) Erlenmeyer.
e) Pipeta volumétrica.

59. (UFRGS-RS) A coluna da esquerda, abaixo, apresenta uma relação de utensílios de laboratório, e a coluna da direita, os nomes de operações realizadas com cinco desses utensílios. Associe adequadamente a coluna da direita à da esquerda.

1 – almofariz	(■) trituração
2 – balão volumétrico	(■) filtração
3 – bureta	(■) preparo de soluções
4 – condensador	(■) destilação
5 – copo	(■) titulação
6 – funil	
7 – proveta	

A sequência correta de preenchimento dos parênteses, de cima para baixo, é:

a) 1 – 6 – 2 – 4 – 3.
b) 6 – 5 – 7 – 2 – 3.
c) 1 – 2 – 5 – 4 – 6.
d) 5 – 3 – 7 – 6 – 2.
e) 4 – 5 – 7 – 2 – 1.

60. (Enem-MEC) Em certas regiões litorâneas, o sal é obtido da água do mar pelo processo de cristalização por evaporação. Para o desenvolvimento dessa atividade, é mais adequado um local:

a) plano, com alta pluviosidade e pouco vento.
b) plano, com baixa pluviosidade e muito vento.
c) plano, com baixa pluviosidade e pouco vento.
d) montanhoso, com alta pluviosidade e muito vento.
e) montanhoso, com baixa pluviosidade e pouco vento.

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

LEITURA

O PROBLEMA DA ESCASSEZ DE ÁGUA NO MUNDO

A escassez de água no mundo é agravada em virtude da desigualdade social e da falta de manejo e usos sustentáveis dos recursos naturais. De acordo com os números apresentados pela ONU — Organização das Nações Unidas — fica claro que controlar o uso da água significa deter poder.

As diferenças registradas entre os países desenvolvidos e os em desenvolvimento chocam e evidenciam que a crise mundial dos recursos hídricos está diretamente ligada às desigualdades sociais. Há regiões onde a situação de falta de água já atinge índices críticos de disponibilidade, como nos países do Continente Africano, onde a média de consumo de água por pessoa é [...] de dez a quinze litros/dia. Já em Nova York, há um consumo exagerado de água doce tratada e potável, onde um cidadão chega a gastar dois mil litros/dia.

Segundo o Unicef (Fundo das Nações Unidas para a Infância), menos da metade da população mundial tem acesso à água potável. A irrigação corresponde a 73% do consumo de água, 21% vai para a indústria e apenas 6% destina-se ao consumo doméstico. Um bilhão e 200 milhões de pessoas [...] não têm acesso à água tratada. Um bilhão e 800 milhões de pessoas [...] não contam com serviços adequados de saneamento básico. Diante desses dados, temos a triste constatação de que dez milhões de pessoas morrem anualmente em decorrência de doenças intestinais transmitidas pela água.

JOÃO PRUDENTE/PULSAR IMAGENS

Segundo o Unicef, 73% do total de água consumida no mundo vai para a irrigação. (Itaí, SP, 2008.)

[...] Numa economia mundial cada vez mais integrada, a escassez de água cruza fronteiras, podendo ser citado como exemplo o comércio internacional de grãos, onde são necessárias 1.000 toneladas de água para produzir 1 tonelada de grãos, sendo a importação de grãos a maneira mais eficiente para os países com déficit hídrico importarem água.

Calcula-se a exaustão anual dos aquíferos em 160 bilhões de metros cúbicos ou 160 bilhões de toneladas. Tomando-se uma base empírica de mil toneladas de água para produzir 1 tonelada de grãos, esses 160 bilhões de toneladas de déficit hídrico equivalem a 160 milhões de toneladas de grãos, ou metade da colheita dos Estados Unidos.

Os lençóis freáticos estão hoje [diminuindo] nas principais regiões produtoras de alimentos: a planície norte da China, o Punjab na Índia e o sul das *Great Plains* [Grandes Planícies] dos Estados Unidos, que faz do país o maior exportador mundial de grãos. A extração excessiva é um fenômeno novo, em geral restrito à última metade do século. Só após o desenvolvimento de bombas poderosas a *diesel* ou elétrica, tivemos a capacidade de extrair água dos aquíferos com uma rapidez maior do que sua recarga pela chuva.

Além do crescimento populacional, a urbanização e a industrialização também ampliam a demanda pelo produto. Conforme a população rural, tradicionalmente dependente do poço da aldeia, muda-se para prédios residenciais urbanos com água encanada, o consumo de água residencial pode facilmente triplicar. A industrialização consome ainda mais água que a urbanização. A afluência (concentração populacional), também, gera demanda adicional, à medida que as pessoas [...] passam a consumir mais carne bovina, suína, aves, ovos e laticínios, consomem mais grãos.

Se os governos dos países carentes de água não adotarem medidas urgentes para estabilizar a população e elevar a produtividade hídrica, a escassez de água em pouco tempo se transformará em falta de alimentos. Estes governos não podem mais separar a política populacional do abastecimento de água. Da mesma forma que o mundo voltou-se à elevação da produtividade da terra há meio século, quando as fronteiras agrícolas desapareceram, agora também deve voltar-se à elevação da produtividade hídrica. [...]

Fonte do texto: Companhia Ambiental do Estado de São Paulo (CETESB). Disponível em: <http:// www.cetesb.sp.gov.br/Agua/rios/gesta_escassez.asp>. Acesso em: dez. 2009.

Questões sobre a leitura

Registre as respostas em seu caderno

61. O que seriam o manejo e o uso sustentável dos recursos naturais?

62. Qual é a relação entre a escassez da água e a transmissão de doenças por meio desse recurso natural?

63. Por que observa-se hoje uma diminuição no nível dos aquíferos pelo mundo?

64. Diferencie água de reúso de água potável.

65. Relacione a importância da reciclagem com o consumo de água.

66. (Enem-MEC) Nos últimos 60 anos, a população mundial duplicou, enquanto o consumo de água foi multiplicado por sete. Da água existente no planeta, 97% são de água salgada (mares e oceanos), 2% formam geleiras inacessíveis e apenas 1% corresponde à água doce, armazenada em lençois subterrâneos, rios e lagos. A poluição pela descarga de resíduos municipais e industriais, combinada com a exploração excessiva dos recursos hídricos disponíveis, ameaça o meio ambiente, comprometendo a disponibilidade de água doce para o abastecimento das populações humanas. Se esse ritmo se mantiver, em alguns anos a água potável tornar-se-á um bem extremamente raro e caro.

MORAES, D. S. L e JORDÃO, B. Q. Degradação de recursos hídricos e seus efeitos sobre a saúde humana. *Saúde Pública*, São Paulo, v. 36, n. 3, jun. 2002 (adaptado).

Considerando o texto, uma proposta viável para conservar o meio ambiente e a água doce seria:

a) fazer uso exclusivo da água subterrânea, pois ela pouco interfere na quantidade de água dos rios.
b) desviar a água dos mares para os rios e lagos, de maneira a aumentar o volume de água doce nos pontos de captação.
c) promover a adaptação das populações humanas ao consumo da água do mar, diminuindo assim a demanda sobre a água doce.
d) reduzir a poluição e a exploração dos recursos naturais, otimizar o uso da água potável e aumentar a captação da água da chuva.
e) realizar a descarga dos resíduos municipais e industriais diretamente nos mares, de maneira a não afetar a água doce disponível.

CAPÍTULO

3 Explicando a matéria e suas transformações

A luta da humanidade para entender a natureza criou os vários ramos da Ciência que conhecemos nos dias atuais.

+ TÓPICOS DO CAPÍTULO

1 VALE A PENA EXPLICAR (ENTENDER) OS FATOS DO COTIDIANO (E DA CIÊNCIA)?

2 AS TENTATIVAS DE EXPLICAR A CONSTITUIÇÃO DA MATÉRIA

3 O NASCIMENTO DA QUÍMICA

4 A TEORIA ATÔMICA DE DALTON

5 OS ELEMENTOS QUÍMICOS E SEUS SÍMBOLOS

6 EXPLICANDO A MATÉRIA – AS SUBSTÂNCIAS QUÍMICAS

7 EXPLICANDO A MATÉRIA – AS MISTURAS

8 EXPLICANDO AS TRANSFORMAÇÕES MATERIAIS

9 AS PROPRIEDADES DAS SUBSTÂNCIAS

10 EXPLICANDO AS VARIAÇÕES DE ENERGIA QUE ACOMPANHAM AS TRANSFORMAÇÕES MATERIAIS

11 COMO A CIÊNCIA PROGRIDE

12 SEGUNDA VISÃO DA QUÍMICA

LEITURAS: *AVALIAÇÃO DO CICLO DE VIDA DE UM PRODUTO*

CONHECIMENTO E DESENVOLVIMENTO SUSTENTÁVEL

Pequeno quanto?

Das galáxias às células de nosso corpo, a explicação para toda a matéria do Universo está em um "mundo" que se mede em bilionésimos de metro: em nanometros.

TRECE POR DIECIOCHO/CID

Pegue 1 metro. Divida por mil e obterá **1 milímetro** (10^{-3} m). Divida por mil de novo e obterá **1 micrometro** (10^{-6} m). E de novo, chegando em **1 nanometro** (10^{-9} m). Comparar 1 nanometro com 1 metro é, aproximadamente, como comparar as dimensões de uma formiga com as de nosso país.

PAULO MANZI/CID

Chegue bem perto
Preste atenção no maior órgão humano, a pele, que protege e ajuda a regular a temperatura do corpo. A olho nu são visíveis as texturas únicas de seu tecido externo, a epiderme.

Nanometro
Esta folha que você está lendo tem cerca de 100.000 nanometros (0,1 mm) de espessura. Aperte-a entre os dedos. Pode não parecer nada, mas é muito espaço para um cientista que trabalha com nanotecnologia; nele caberiam 40 mil fitas de DNA lado a lado.

SCIENCE PHOTO LIBRARY/LATINSTOCK

100.000
vezes mais perto

Próximo aos tecidos da pele encontramos o sangue, um tecido com uma parte líquida, o plasma, no qual circulam partes sólidas: plaquetas, glóbulos vermelhos e glóbulos brancos, como o linfócito da foto, uma célula com cerca de 10 micrometros.

ANDREW SYRED/SCIENCE PHOTO LIBRARY/LATINSTOCK

1.000 **vezes mais perto**

Todo órgão é constituído de tecidos especializados. No caso da pele são dois: a epiderme e a derme. Pelo microscópio podemos ver que as células mais externas da epiderme formam placas de células mortas, resistentes e impermeáveis.

2007 EAMES OFFICE LLC

10.000.000
de vezes mais perto

Dentro dos núcleos celulares encontramos o DNA. Com menos de 2,5 nanometros de largura, essas macromoléculas carregam as informações genéticas que comandam cada célula.

2007 EAMES OFFICE LLC

E ainda há o que olhar lá dentro. É só chegar mais perto...

1.000.000.000 **de vezes mais perto**

Os nucleotídeos são os principais componentes do DNA. Nessa aproximação, podemos ver que esses blocos moleculares de 0,3 nanometro são feitos de elementos ainda menores, os átomos.

REFLETINDO

Uma bicicleta é formada por 2 rodas e 1 quadro, na proporção 2 : 1, assim como uma molécula de CO_2 é formada por 2 átomos de oxigênio e 1 de carbono.

a) Com 3 átomos de carbono e 5 de oxigênio, quantas moléculas de CO_2 podem ser formadas? Ocorre sobra de átomos?

b) Se no item anterior sobram átomos, seria possível formar outra molécula com eles?

1 Vale a pena explicar (entender) os fatos do cotidiano (e da Ciência)?

Sim, vale. Imagine a seguinte situação. Um amigo, sozinho, dirigindo um automóvel numa estrada deserta. De repente, o carro para. Se ele não conhece a mecânica nem a parte elétrica do automóvel, provavelmente vai ficar parado muito tempo na estrada, até conseguir ajuda. Mas, se tiver algum conhecimento disso, ele terá chances de descobrir o defeito e talvez até consiga corrigi-lo, mesmo que seja para "quebrar o galho" até a próxima cidade. Esse exemplo nos mostra como é importante conhecer as coisas "por dentro", saber como elas funcionam. Afinal, é com o conhecimento que conseguimos progredir em qualquer campo de nossas atividades.

Considere um segundo exemplo, agora no campo científico. Embora ainda não exista cura para todas as doenças, até há pouco tempo a situação era bem pior. Esse quadro começou a mudar somente a partir do século XIX, quando Louis Pasteur verificou que seres microscópicos – os micro-organismos – podiam infectar pessoas e animais, dando origem a diversas doenças. A partir dessa descoberta, passou-se a desinfetar as mãos e os utensílios que entram em contato com os doentes, o que representou um avanço em direção ao que hoje chamamos de **Medicina preventiva**. Além disso, sabendo qual é o micro-organismo que provoca determinada doença, torna-se muito mais fácil procurar um medicamento que o combata e restabeleça a saúde dos infectados.

INSTITUTO PASTEUR, PARIS

***Louis Pasteur em seu laboratório*. (Óleo de Albert Edelfert, 1885.)**

Hoje sabemos que nem todas as doenças são causadas por micro-organismos. Algumas têm origens diferentes e não totalmente conhecidas, como é o caso do câncer. No entanto, sempre que surge uma nova doença, a norma é procurar o agente causador (foi o caso da aids, causada pelo vírus HIV).

2 As tentativas de explicar a constituição da matéria

Uma explicação para a matéria e suas transformações foi objeto de preocupação de alguns pensadores desde a Antiguidade. Na Grécia antiga, por exemplo, surgiram duas correntes de pensamento, a saber:

- Alguns pensadores imaginavam que a divisão da matéria teria um **limite**; assim, por exemplo, dividindo um pedaço de metal em 2, depois em 4, depois em 8 pedaços, e assim por diante, chegaríamos a uma partícula que **não** seria mais divisível; apenas como ilustração, teríamos:

ADILSON SECCO

Esse era o pensamento do filósofo grego Demócrito (460-370 a.C.). Demócrito chamava essa pequena partícula final **indivisível** de **átomo** (do grego: *a*: não; *tomo*: pedaço).

TIME LIFE-GETTY IMAGES

***Demócrito*. (Gravura de 1950, baseada em busto do acervo do Vaticano, Itália.)**

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

- Outros pensadores, pelo contrário, acreditavam que a divisão da matéria não teria limites (ou seja, poderia prosseguir indefinidamente), mas passaram a se preocupar com a natureza da matéria. Aristóteles (384-322 a.C.) afirmava que tudo o que existia no Universo era formado a partir de quatro elementos fundamentais: **terra**, **água**, **fogo** e **ar**. De acordo com essa ideia e com o esquema a seguir, estavam associadas ao **fogo**, por exemplo, as qualidades **seco** e **quente**; à **água**, as qualidades **frio** e **úmido** etc.

AKG-LATINSTOCK

***Aristóteles*. (Gravura de Joachim von Sandrart, século XVII. Coleção Archiv für Kunst & Geschichte.)**

As ideias de Aristóteles foram aceitas durante séculos, até que Robert Boyle (1627-1691) publicou, em 1661, o livro *O químico cético*, no qual criticou a teoria dos quatro elementos de Aristóteles. Boyle dizia que "elementar" é toda matéria que não pode mais ser dividida em materiais diferentes; é o que acontece, por exemplo, com o hidrogênio e o oxigênio, que podem ser obtidos pela decomposição da água.

ADILSON SECCO

A Química somente adquiriu caráter científico a partir do século XVIII, quando o **trabalho experimental feito em laboratório** foi vinculado ao esforço de buscar a **explicação da natureza da matéria** e de suas transformações por meio de elaborações teóricas.

3 O nascimento da Química

Observando a queima de um pedaço de carvão, temos a impressão de que ele desaparece. Essa impressão, porém, está errada – estamos nos esquecendo da matéria que escapa nas chamas, durante a combustão.

Quando uma esponja de aço enferruja, sua massa aumenta. Será que houve "criação" de matéria? Não. Ocorre que o gás oxigênio do ar reage com o ferro da esponja, durante o enferrujamento, produzindo aumento na massa total da esponja de aço.

3.1. A Lei de Lavoisier

No final do século XVIII, o cientista Antoine Lavoisier realizou uma série de experimentos em **recipientes fechados** (para que não entrasse nem escapasse nada do sistema em estudo). Efetuando pesagens com **balanças mais precisas** do que as dos cientistas anteriores, concluiu que, num recipiente fechado, **a massa total não varia**, quaisquer que sejam as transformações que venham a ocorrer no sistema.

Usando materiais do cotidiano, podemos ilustrar essa ideia da seguinte maneira:

1º passo: pesamos um recipiente de vidro resistente, com tampa de vedação perfeita e contendo um pouco de água, juntamente com um comprimido efervescente qualquer;

2º passo: colocamos o comprimido no recipiente, fechamos rapidamente e esperamos a efervescência terminar; agora, temos uma solução líquida e o gás que escapou da efervescência, que está aprisionado;

3º passo: pesamos novamente o recipiente e verificamos que a massa final é igual à massa inicial.

ADILSON SECCO

Podemos dizer que qualquer transformação ocorre com **conservação da massa**.

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

Exemplificando com valores numéricos, verifica-se que, na queima do **carbono** (carvão puro), temos:

- 3 g de carbono reagem com 8 g de oxigênio, produzindo 11 g de gás carbônico;
- como 3 g + 8 g = 11 g, conclui-se que nada se perdeu.

Daí dizer-se que:

> No interior de um recipiente fechado, **a massa total não varia**, quaisquer que sejam as transformações que venham a ocorrer.

Ou também:

> A soma das massas antes da reação é igual à soma das massas após a reação.

Ou ainda:

> Na natureza, nada se perde, nada se cria; a matéria apenas se transforma.

Tais afirmativas traduzem uma **lei da natureza,** descoberta por Lavoisier e que, por esse motivo, ficou conhecida como **Lei de Lavoisier** (ou **Lei da Conservação da Massa**, ou, ainda, **Lei da Conservação da Matéria**).

Antoine Laurent de Lavoisier

Nasceu em Paris, em 1743. Filho de família rica, recebeu educação esmerada e exerceu vários cargos públicos. Foi membro da Academia de Ciências da França e é considerado um dos fundadores da Química Moderna. Devido às suas ligações com o regime político anterior, Lavoisier foi condenado pela Revolução Francesa e executado na guilhotina em 1794, aos 51 anos.

***Lavoisier*. (Litografia anônima em giz, 1830, colorizada posteriormente.)**

3.2. A Lei Ponderal de Proust

Quase na mesma época de Lavoisier, Joseph Louis Proust, efetuando também uma grande série de pesagens em inúmeros experimentos, chegou a outra conclusão muito importante.

Não vamos citar os experimentos feitos originalmente por Proust, mas, apenas para exemplificar, vamos imaginar a composição do gás carbônico – ele é **sempre** formado por carbono e oxigênio. Além disso, efetuando-se vários experimentos, verifica-se que:

- 1º experimento: 3 g de carbono se unem a 8 g de oxigênio $\rightarrow \frac{3\text{ g}}{8\text{ g}} = 0{,}375$
- 2º experimento: 6 g de carbono se unem a 16 g de oxigênio $\rightarrow \frac{6\text{ g}}{16\text{ g}} = 0{,}375$
- 3º experimento: 1,5 g de carbono se une a 4 g de oxigênio $\rightarrow \frac{1{,}5\text{ g}}{4\text{ g}} = 0{,}375$
- 4º experimento: 21 g de carbono se unem a 56 g de oxigênio $\rightarrow \frac{21\text{ g}}{56\text{ g}} = 0{,}375$

E assim por diante. Note, então, que a divisão da massa do carbono pela massa do oxigênio dá **sempre** o mesmo resultado (0,375). Um cálculo desse tipo é chamado, em Matemática, de **quociente**, **razão** ou **proporção**.

Essa conclusão vale para qualquer outro composto, de modo que temos o seguinte enunciado geral:

> Uma determinada substância composta é formada por substâncias mais simples, combinadas sempre na mesma proporção em massa.

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

Essa conclusão é chamada de **Lei Ponderal de Proust** ou **Lei das Proporções Constantes** (ou **fixas** ou **definidas**).

A Lei Ponderal de Proust pode também ser traduzida em um gráfico, que será **sempre** uma linha reta. No exemplo do gás carbônico visto anteriormente, teremos o resultado mostrado ao lado.

ADILSON SECCO

E atenção: não adianta tentar "tapear" a Lei de Proust, pois "dentro" do gás carbônico as massas de carbono e oxigênio estarão **sempre** na proporção de 0,375. Se juntarmos massas que não obedeçam a essa proporção, sobrará algum "excesso" de carbono ou de oxigênio.

Assim, por exemplo, relembrando o 1º experimento mencionado na página ao lado, se colocarmos 3 g de carbono em presença de 10 g de oxigênio, irá acontecer, no máximo, o seguinte: 3 g de carbono continuarão se unindo a 8 g de oxigênio, sobrando, então, $10 - 8 = 2$ g de oxigênio em **excesso**. Desse modo, continuará sendo obedecida a proporção 0,375 entre as massas de carbono e de oxigênio que **efetivamente** se unem.

Joseph Louis Proust

Nasceu em Angers, França, em 1754. Estudou Química e Farmácia e foi chefe da farmácia do Hospital de Salpetrière, em Paris. Em 1789, fugindo da Revolução Francesa, mudou-se para a Espanha. Em 1801, formulou a lei das proporções constantes, que foi combatida por cientistas da época – só em 1808 reconheceu-se que a razão estava em Proust. Sua lei ajudou a fortalecer, na Química, a ideia do átomo. Morreu em sua cidade natal, em 1826.

THE BRIDGEMAN ART LIBRARY/KEYSTONE

***Joseph Louis Proust*. (Gravura de Manuel Albuerne, 1795. Coleção particular.)**

Consequência da Lei Ponderal de Proust:

Uma consequência importante da Lei Ponderal de Proust é a chamada **composição centesimal** da substância, que é obtida por um simples **cálculo matemático de porcentagens**. Assim, por exemplo, para o gás carbônico, podemos dizer que:

- se 3 g de carbono se unirem a 8 g de oxigênio, teremos um total de $3 + 8 = 11$ g de gás carbônico (isto é uma consequência da Lei de Lavoisier);
- se 11 g de gás carbônico contêm 3 g de carbono, então 100 g de gás carbônico conterão x g de carbono. $\Big\}$ $x = \dfrac{100 \cdot 3}{11} \Rightarrow x = 27{,}27 \text{ g} \Rightarrow$

  $\Rightarrow$ $\boxed{\text{27,27\% de massa de carbono}}$ (consequência da Lei de Proust);

- se 11 g de gás carbônico contêm 8 g de oxigênio, então 100 g de gás carbônico conterão y g de oxigênio. $\Big\}$ $y = \dfrac{100 \cdot 8}{11} \Rightarrow y = 72{,}73 \text{ g} \Rightarrow$

  $\Rightarrow$ $\boxed{\text{72,73\% de massa de oxigênio}}$ (consequência da Lei Ponderal de Proust).

Dizemos, então, que a **composição centesimal** do gás carbônico é de 27,27% de carbono e 72,73% de oxigênio, **em massa**. Mas note que a proporção $\dfrac{27{,}27}{72{,}73} = 0{,}375$ **continua** sempre igual a 0,375. Generalizando, dizemos que:

> Composição centesimal de uma substância são as porcentagens, em massa, de seus componentes.

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

Atividades práticas

Registre as respostas em seu caderno

ATENÇÃO

- **Este experimento deve ser realizado com a supervisão de um adulto, pois será necessário manipular objetos quentes, podendo haver risco de queimaduras.**

1ª) Cozimento de um ovo

Material

- 1 balança
- 1 ovo cru
- 1 panela
- água

Procedimento

- Pese, com o auxílio de uma balança, um ovo.
- Anote a massa.
- Cozinhe o ovo, **com a supervisão de um adulto**, e pese-o novamente.
- Anote a massa.

Perguntas

a) Qual o tipo de fenômeno sofrido pelo ovo? Justifique sua resposta.

b) Compare as massas do ovo cru e do ovo cozido. Houve alguma diferença entre elas?

c) Como você poderia explicar os resultados obtidos, utilizando a Lei de Lavoisier?

2ª) Combustão de uma vela

Material

- 1 balança
- 1 rolha
- 2 béqueres
- 1 fósforo
- 1 vela
- água

Procedimento

- Em um béquer com um pouco de água, coloque uma vela pequena, presa sobre uma rolha, flutuando sobre a água.
- Inverta um segundo béquer sobre o conjunto.
- Pese, com o auxílio de uma balança, a massa do conjunto e anote-a.
- Acenda a vela, retirando e colocando rapidamente o segundo béquer.
- Observe o que ocorre e anote.
- Pese novamente o conjunto e anote a massa.

Perguntas

a) Qual o tipo de fenômeno ocorrido? Justifique sua resposta.

b) Houve diferença nas massas anotadas?

c) Se realizássemos outro experimento no qual o segundo béquer não fosse colocado, o fenômeno seria o mesmo? O que teria sido diferente? Por quê?

d) Como você poderia explicar os resultados obtidos, utilizando a Lei de Lavoisier?

Questões

Registre as respostas em seu caderno

a) Compare os pensamentos de Aristóteles e Demócrito sobre a constituição da matéria e escreva as diferenças entre eles.

b) Compare as Leis de Lavoisier e Proust e cite uma semelhança e uma diferença entre elas.

c) Que tipos de explicações deram caráter científico aos estudos sobre a constituição da matéria?

d) Utilizando seus conhecimentos sobre as Leis de Lavoisier e Proust, critique as afirmações a seguir:

- Quando queimamos papel, este desaparece nas chamas.
- Para que um pedaço de carvão queime completamente, consumindo todo o carvão e todo o gás oxigênio disponível, podemos usar quaisquer quantidades de reagentes.

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

Exercícios básicos

Registre as respostas em seu caderno

1. (Fuvest-SP) Os pratos *A* e *B* de uma balança foram equilibrados com um pedaço de papel em cada prato e efetuou-se a combustão apenas do material contido no prato *A*. Esse procedimento foi repetido com palha de aço em lugar de papel. Após cada combustão observou-se:

ADILSON SECCO

	Com papel	Com palha de aço
a)	*A* e *B* no mesmo nível	*A* e *B* no mesmo nível
b)	*A* abaixo de *B*	*A* abaixo de *B*
c)	*A* acima de *B*	*A* acima de *B*
d)	*A* acima de *B*	*A* abaixo de *B*
e)	*A* abaixo de *B*	*A* e *B* no mesmo nível

2. (Uespi) Qualquer que seja a procedência ou processo de preparação do NaCℓ, podemos afirmar que sua composição é sempre 39,32% de sódio e 60,68% de cloro, com base na Lei de:

a) Lavoisier.
b) Dalton.
c) Proust.
d) Richter.
e) Avogadro.

Exercício resolvido

3. Num 1º experimento, 2 g de *A* combinam-se com 8 g de *B*. Num 2º experimento, 1,25 g de *A* combina-se com 5 g de *B*. Esses valores estão de acordo com a Lei Ponderal de Proust?

Resolução

Sim, pois o quociente $\frac{2}{8}$ é igual a 0,25 e coincide com o quociente $\frac{1,25}{5}$, que também é igual a 0,25.

4. Num 1º experimento, 1,5 g de *A* combina-se com 0,5 g de *B*. Num 2º experimento, juntamos 4,9 g de *A* com 1,4 g de *B*. Os valores do 2º experimento estão de acordo com a Lei de Proust?

Exercício resolvido

5. O metano é formado por 3 g de carbono para cada grama de hidrogênio. Qual é a sua composição centesimal?

Resolução

Foi dado, no problema, que:

3 g de C + 1 g de H ⟶ 4 g de metano

(Veja que a soma: 3 + 1 = 4 é aplicação da Lei de Lavoisier.)

Podemos, então, armar duas regras de três:

3 g de C ——— 4 g de metano
x ——— 100 g de metano

$x = 75\%$ de C

1 g de H ——— 4 g de metano
y ——— 100 g de metano

$y = 25\%$ de H

Considerando que a soma das porcentagens é igual a 100%, poderíamos ter calculado a segunda porcentagem pela diferença: 100 − 75 = 25%.

6. A água contém 1 g de hidrogênio para cada 8 g de oxigênio. Qual é a sua composição centesimal?

Exercícios complementares

Registre as respostas em seu caderno

7. (UFMG) Considere as seguintes reações químicas, que ocorrem em recipientes abertos, colocados sobre uma balança:

I. Reação de bicarbonato de sódio com vinagre, em um copo.
II. Queima de álcool, em um vidro de relógio.
III. Enferrujamento de um prego de ferro, colocado sobre um vidro de relógio.
IV. Dissolução de um comprimido efervescente, em um copo com água.

Em todos os exemplos, durante a reação química, a balança indicará uma diminuição da massa contida no recipiente, exceto, em:

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

8. (Vunesp) Duas amostras de carbono puro de massas 1,00 g e 9,00 g foram completamente queimadas ao ar. O único produto formado nos dois casos, o dióxido de carbono gasoso, foi totalmente recolhido, e as massas obtidas foram 3,66 g e 32,94 g, respectivamente. Utilizando esses dados:

a) demonstre que nos dois casos a Lei de Proust é obedecida;
b) determine a composição de dióxido de carbono, expressa em porcentagem em massa de carbono e de oxigênio.

9. (Unifor-CE) "Se 32 g de enxofre reagem com 32 g de oxigênio produzindo o anidrido sulfuroso, então 8,0 g de enxofre reagirão com *x* de oxigênio produzindo *y* de SO_2". Os valores de *x* e *y* que completam corretamente a afirmativa acima são:

	x	*y*
a)	32	64
b)	32	32
c)	16	24
d)	16	16
e)	8,0	16

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

4 A Teoria Atômica de Dalton

Para explicar os fatos experimentais observados nas duas leis ponderais vistas anteriormente, Dalton imaginou, em 1803, as seguintes ideias (ou hipóteses), que posteriormente formaram a chamada **Teoria Atômica de Dalton**:

- a matéria é formada por partículas extremamente pequenas, denominadas **átomos**;
- os átomos são **indivisíveis**, não podendo ser criados nem destruídos durante as transformações materiais (é a Lei da Conservação da Matéria ou Lei de Lavoisier);
- há, na natureza, **átomos diferentes** com massas também diferentes (que representam **elementos químicos** diferentes);
- uma dada substância é sempre formada por átomos dos mesmos elementos, unidos sempre na **mesma proporção** (é a Lei das Proporções Constantes ou Lei Ponderal de Proust);
- os números de átomos de cada elemento deverão ser inteiros (pois não existem "frações" de átomos); consequentemente, em substâncias diferentes, mas formadas pelos mesmos elementos, com um número fixo de átomos de um elemento, os números de átomos do outro elemento seguirão uma proporção de números inteiros.

Para explicar melhor as afirmações acima e suas relações com as leis ponderais, vamos imaginar uma **comparação grosseira** em que:

- átomos diferentes são representados por bolinhas de cores diferentes (são apenas representações);
- aos átomos são atribuídas massas arbitrárias, que **não são suas massas reais** e que servem apenas para comparar as figuras abaixo com os dados apresentados nas leis ponderais (acompanhe essas comparações com os dados da página 77 a 79).

Imagine, então, o átomo de **carbono** representado por (e considere sua massa estabelecida arbitrariamente neste exemplo em 3 g) e o átomo de **oxigênio** representado por (com massa também arbitrária de 4 g).

A Lei de Lavoisier seria explicada do seguinte modo:

ADILSON SECCO

A Lei Ponderal de Proust seria explicada da seguinte maneira:

- no 1º experimento:
- no 2º experimento:

Do 1º experimento para o 2º, a quantidade de átomos **dobrou**; como consequência, todas as massas duplicaram, mas a proporção:

$\frac{3}{8} = \frac{6}{16} = 0{,}375$

se manteve.

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

(Representações esquemáticas sem escala; cores-fantasia.)

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

Podemos também dizer que Dalton criou um **modelo** para o átomo, hoje chamado de **modelo atômico de Dalton**.

ADILSON SECCO

Para Dalton, cada átomo seria uma partícula extremamente pequena, maciça, indivisível e eletricamente neutra. (Representações esquemáticas sem escala; cores-fantasia.)

OBSERVAÇÕES

1. Os átomos são tão pequenos que, em 1 g de ferro, por exemplo, existem aproximadamente 10.800.000.000.000.000.000.000 átomos desse metal. Isso equivale a dizer que, se a cabeça de um alfinete tivesse o tamanho da Terra, o átomo teria o tamanho de uma bola de futebol. Podemos então afirmar que nosso mundo visível (mundo macroscópico) pode ser explicado pela existência de partículas invisíveis (mundo microscópico).
2. Hoje, sabemos que os átomos podem ser divididos. Mas esse fato só começou a ser **observado**, **experimentado**, **medido** e **explicado** praticamente um século depois de enunciadas as hipóteses de Dalton (detalhes sobre esse assunto aparecerão no próximo capítulo). Apesar de ultrapassada, a ideia do átomo como uma "bolinha indivisível" é útil até hoje. Lembre-se, por exemplo, de que a determinação da organização dos átomos (conforme representação na figura ao lado) que formam o DNA levou os cientistas James D. Watson e Francis H. Crick a ganharem o prêmio Nobel de Medicina de 1962.

KENNETH EWARD/PR-LATINSTOCK

Fita dupla de DNA. (Representação esquemática sem escala; cores-fantasia.)

VOCÊ JÁ PAROU PARA PENSAR ?

A **ideia** do átomo como uma partícula indivisível é muito antiga, pois foi imaginada por filósofos gregos muito antes de Cristo. No entanto, **comprovações** dessa ideia só surgiram no começo do século XIX. Por que isso ocorreu? Porque, só então, Lavoisier, Proust e Dalton:

- **dirigiram** sua atenção para um determinado problema – as massas que participam das transformações materiais;
- **estudaram** fatos já relatados por cientistas anteriores;
- **trabalharam** exaustivamente sobre o assunto, imaginando processos de trabalho, usando ou aperfeiçoando aparelhagem adequada (como recipientes fechados, balanças mais precisas etc.);
- **fizeram** medidas repetidas e cuidadosas das massas envolvidas nas transformações materiais;
- **usaram** cálculos matemáticos para descobrir as relações existentes entre os resultados obtidos (massas constantes, proporções constantes etc.), e assim por diante.

Afinal, boas ideias e bons resultados são fruto de dedicação e trabalho.

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

5 Os elementos químicos e seus símbolos

Apesar de existir uma infinidade de materiais diferentes, os cientistas só conhecem, até hoje, pouco mais de uma centena de tipos de átomos quimicamente diferentes. Cada um desses tipos representa um **elemento químico**. (Um conceito mais exato de elemento químico será visto no capítulo 4 e a lista completa dos elementos químicos é encontrada no final do livro.)

Cada elemento químico recebe um **nome** e uma abreviação chamada **símbolo**. Por exemplo:

Átomo (representações esquemáticas; cores-fantasia)	Elemento químico	Símbolo
	Hidrogênio	**H**
	Carbono	**C**
	Cálcio	**Ca** (são usadas duas letras para não confundir com o carbono)
	Cádmio	**Cd** (idem)
	Potássio	**K** (do latim *kalium*)
	Chumbo	**Pb** (do latim *plumbum*)

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

Os símbolos foram introduzidos na Química pelo cientista sueco Jöns Jacob Berzelius, em 1813, para facilitar a escrita e a comunicação entre os químicos. **Não é necessário decorar** todos esses nomes e símbolos – alguns deles você vai aprender no decorrer do curso de Química; os demais estão listados na Tabela Periódica, que pode ser consultada, quando necessário.

Fazendo uma comparação, podemos dizer que os **símbolos** são tão úteis para os químicos como as **notas musicais** para os músicos.

ADILSON SECCO

Questões Registre as respostas em seu caderno

a) Descreva a Teoria Atômica de Dalton.

b) Utilizando seus conhecimentos sobre a Lei de Lavoisier e sobre o modelo de Dalton, explique por que, segundo essas ideias, um átomo não "desaparece" em uma transformação.

c) Utilizando seus conhecimentos sobre a Lei Ponderal de Proust e sobre o modelo de Dalton, explique por que, se dobrarmos o número de átomos de um dos reagentes envolvidos em uma transformação, deveremos também dobrar o número de átomos dos outros reagentes, para que não haja sobra de materiais.

d) Explique o que é símbolo químico e qual é a sua utilidade. Escolha um elemento químico e escreva o seu nome e símbolo.

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

Exercícios básicos

Registre as respostas em seu caderno

10. (Unifor-CE) Os átomos:

I. diferem de elemento para elemento.
II. são as unidades envolvidas nas transformações químicas.
III. são indivisíveis.
IV. consistem de unidades com um núcleo e uma eletrosfera onde se localizam os elétrons.

Dessas afirmações, estão incluídas na teoria atômica de Dalton (1808) somente:

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

11. Você não é obrigado a saber, de cor, os nomes e os símbolos de todos os elementos químicos. Entretanto, é útil conhecer os nomes e os símbolos dos elementos mais comuns. Sendo assim, responda — com o auxílio da lista de elementos químicos que se encontra no final do livro — quais são os símbolos dos seguintes elementos:

a) hidrogênio
b) carbono
c) cálcio
d) cádmio
e) crômio
f) potássio
g) fósforo
h) chumbo
i) flúor
j) ferro

12. Como no exercício anterior, responda em seu caderno quais são os nomes dos seguintes elementos químicos:

a) Na
b) S
c) Si
d) Sn
e) Au
f) Cℓ
g) Br
h) Aℓ
i) Ag
j) Hg

13. (UFPI) Durante a formação de pepitas de ouro a elas se incorporam vários elementos, como cádmio, chumbo, telúrio e zinco. As quantidades e os tipos de impureza desses elementos, na amostra de ouro, variam de acordo com a localização de onde o ouro foi extraído. Essas informações podem ser utilizadas para investigar roubo ou falsificação de objetos de ouro apresentados como antiguidade. Indique a opção que apresenta corretamente o símbolo dos elementos acima citados:

a) Ca, Cm, Te e Zn.
b) Cd, Pb, Te e Zn.
c) Cm, Sb, Tℓ e Sn.
d) Cm, Pb, Tℓ e Zn.
e) Cd, Pb, Te e Sn.

14. (Uepa) No Brasil, dos resíduos gerados pelas indústrias, apenas 28% recebem tratamento adequado e o restante acaba em lixões, contaminando o solo, a água e ameaçando a saúde pública. As principais fontes desses resíduos são baterias de automóveis (chumbo), pilhas (cádmio), lâmpadas (mercúrio), cimento (cromo) e rejeitos da indústria farmacêutica (zinco).

Considerando os elementos químicos descritos no texto, é correto afirmar que são representados, respectivamente, pelos símbolos:

a) Pb, Hg, Cd, Mg, Rb.
b) Pb, Cd, Hg, Cr, Zn.
c) Pb, Cr, Rb, Mn, Cd.
d) Pb, Rb, Mg, Cr, Cd.
e) Pb, Mg, Rb, Hg, Cd.

6 Explicando a matéria – as substâncias químicas

A Teoria Atômica de Dalton e o reconhecimento de que existem cerca de 90 elementos químicos (átomos) diferentes na natureza levam a uma pergunta muito importante: por que existe uma variedade tão grande de materiais na natureza?

Porque esses átomos, além de permanecerem isolados, podem se reunir das mais variadas maneiras, formando uma infinidade de agrupamentos diferentes, que podem ser **moléculas** ou **aglomerados de íons** (como explicaremos mais adiante, íons são átomos ou grupos de átomos com carga elétrica).

Cada molécula (e cada aglomerado iônico) passa, então, a representar uma **substância pura** (ou **espécie química**) bem definida. Cada substância, por sua vez, é representada por uma abreviatura denominada **fórmula**.

Considere o exemplo de água. Hoje sabemos que a água é formada por **moléculas**, nas quais estão reunidos um átomo de oxigênio com dois átomos de hidrogênio. Pode-se, portanto, representar a molécula da água da seguinte maneira:

.

ADILSON SECCO

Como decorrência, a fórmula da água será H_2O. Nela aparecem os símbolos do hidrogênio e do oxigênio, além do índice 2, que indica a presença de dois átomos de hidrogênio na molécula de água.

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

A tabela seguinte nos dá mais alguns exemplos:

Substância	Molécula ou aglomerado iônico (Representações esquemáticas sem escala; cores-fantasia)	Fórmula
Hidrogênio Gás incolor, combustível, menos denso que o ar (e, por isso, usado em balões meteorológicos)	 Molécula de hidrogênio	H_2
Oxigênio Gás incolor, existente no ar e indispensável à respiração dos animais e vegetais.	 Molécula de oxigênio	O_2
Enxofre Pó amarelo, muito usado para fabricar outras substâncias úteis (corantes, vulcanizadores da borracha etc.)	 Molécula de enxofre	S_8
Gás carbônico Gás incolor, usado em extintores de incêndio, em bebidas, refrigerantes etc.	 Molécula de gás carbônico	CO_2
Etanol (que existe no álcool comum) Líquido incolor, usado como combustível, em materiais de higiene, bebidas alcoólicas etc.	 Molécula de etanol	CH_3CH_2OH
Sal comum (cloreto de sódio) Sólido branco, também chamado de "sal de cozinha", muito importante na alimentação. Ainda hoje, alimentos como o bacalhau e a carne de sol são conservados com sal.	 Aglomerado iônico de Na^+ e $C\ell^-$ que forma o sal de cozinha.	$NaC\ell$

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

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

Nos exemplos acima, você notou que, em cada molécula, encontramos certo número de átomos ligados entre si. Nos aglomerados iônicos, existem os chamados **íons**, que são átomos ou grupos de átomos carregados eletricamente. Por exemplo, no sal de cozinha existem íons positivos (chamados **cátions**) de sódio, Na^+, e íons negativos (chamados **ânions**) de cloro, $C\ell^-$. Nas substâncias iônicas não existem moléculas, mas aglomerações de um grande número de íons positivos e negativos, que se mantêm reunidos em virtude da atração elétrica.

Agora é fácil entender por que, com poucos átomos (elementos) diferentes entre si, podemos obter milhares de moléculas (substâncias) distintas. Isso explica o grande número de substâncias diferentes existentes na natureza.

6.1. Substâncias simples

Substâncias simples são formadas por átomos de um **mesmo elemento químico**.

É o que ocorre, por exemplo, nos casos do hidrogênio (H_2), do oxigênio (O_2) e do enxofre (S_8), citados na tabela da página anterior. Sendo formada por átomos de um mesmo elemento químico, não é possível dividir uma substância simples em outras substâncias ainda mais simples.

Hidrogênio (H_2) Oxigênio (O_2)

(Representações esquemáticas sem escala; cores-fantasia.)

ADILSON SECCO

OBSERVAÇÕES

1. Há átomos que permanecem isolados. Um exemplo é o átomo de hélio, que representa simultaneamente o **elemento químico hélio** e a **substância simples hélio**. Assim, um **átomo de hélio** representa **uma molécula de hélio**.
2. Há átomos que podem se agrupar de maneiras diferentes, formando, então, substâncias distintas. Por exemplo, dois átomos do elemento químico oxigênio formam uma molécula da substância simples oxigênio; no entanto, três átomos formam uma molécula da substância simples ôzonio. Esse fenômeno é denominado **alotropia**, dizendo-se, então, que O_2 e O_3 são **formas alotrópicas** do elemento químico oxigênio (O).
3. Chama-se **atomicidade** o número de átomos existentes em uma molécula de substância simples. Dessa definição decorre a seguinte classificação:
   - **moléculas monoatômicas**, quando têm **um** átomo (exemplo: He);
   - **moléculas diatômicas**, quando têm **dois** átomos (exemplo: O_2);
   - **moléculas triatômicas**, quando têm **três** átomos (exemplo: O_3);

   e assim por diante.

Hélio (He)

Oxigênio (O_2)

Ozônio (O_3)

(Representações esquemáticas sem escala; cores-fantasia)

ADILSON SECCO

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

6.2. Substâncias compostas ou compostos químicos

Substâncias compostas (ou **compostos químicos**) são formadas por átomos (ou íons) de elementos químicos diferentes.

É o que ocorre, por exemplo, nos casos do gás carbônico (CO_2), do etanol (CH_3CH_2OH) e do cloreto de sódio ($NaC\ell$), citados na tabela da página 86. Sendo formada por átomos (ou íons) de elementos químicos diferentes, geralmente uma substância composta **pode ser dividida** em substâncias mais simples.

Gás carbônico (CO_2) Etanol (CH_3CH_2OH) Cloreto de sódio ($NaC\ell$)

(Representações esquemáticas sem escala; cores-fantasia.)

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

OBSERVAÇÃO

Substância pura é qualquer substância, simples ou composta, formada por átomos, moléculas ou aglomerados iônicos, todos iguais entre si. Uma substância pura, por comodidade, é chamada simplesmente de **substância**, e sempre tem:

a) propriedades características e bem definidas (incluindo-se aqui as chamadas **constantes físicas** da substância, que já mencionamos na página 60) como, por exemplo:

Substância **água**:
- A temperatura e pressão ambientes (25 °C e 1 atm) é um líquido incolor e inodoro.
- Ponto de fusão igual a 0 °C.
- Ponto de ebulição igual a 100 °C (nível do mar).

Substância **etanol**:
- A temperatura e pressão ambientes é um líquido incolor e inflamável.
- Ponto de fusão igual a −117 °C.
- Ponto de ebulição igual a 78,5 °C (nível do mar).
- Principal componente do álcool combustível.

b) composição química constante:

- quando é **simples**, a substância é formada por um único elemento químico;

  Exemplos:

ADILSON SECCO

- quando é **composta**, a substância é sempre formada pelos mesmos elementos, ligados na mesma proporção em massa, como decorre da Lei Ponderal de Proust (página 78).

  Exemplos:

O gás carbônico (CO_2) é sempre formado pelo carbono e pelo oxigênio nas proporções de massa **3** para **8**.

O monóxido de carbono (CO) é também sempre formado de C e O, porém na proporção de **3** para **4**.

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

(Representações esquemáticas sem escala; cores-fantasia.)

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

7 Explicando a matéria – as misturas

Agora que já conhecemos as ideias de átomos, íons e moléculas, vamos estudar o que representam as misturas do ponto de vista da estrutura da matéria.

Vimos, no item anterior, que a cada substância pura corresponde um tipo de molécula ou de aglomerado iônico bem definido. Dissemos também que já é conhecido um número muito grande de substâncias puras diferentes.

Pois bem, essas substâncias podem se apresentar **misturadas** de uma infinidade de maneiras diferentes, complicando, ainda mais, o estudo e a compreensão dos materiais que vemos todos os dias. Veja os exemplos ao lado.

Também é muito importante notar que as **misturas**, em geral, **não têm composição constante** e **não têm constantes físicas definidas**, ao contrário das substâncias puras. De fato, podemos juntar mais ou menos açúcar (até certo limite) à mesma quantidade de água – teremos água mais ou menos açucarada –, mas que será sempre definida como mistura de água e açúcar. Essa mistura, por exemplo, não ferverá a 100 °C, ao nível do mar, como acontece com a água pura.

O ar que respiramos é uma mistura na qual predominam moléculas de nitrogênio (N_2, 78%) e de oxigênio (O_2, 21%).

No álcool (etanol) existem moléculas de etanol (C_2H_6O) disseminadas por entre as moléculas de água (H_2O).

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

(Representações esquemáticas sem escala; cores-fantasia.)

Com base na Teoria Atômica de Dalton e nesses modelos moleculares, vamos estudar a estrutura da matéria. É também interessante notar que o mundo material que vemos (visão **macroscópica** da natureza) é explicado pelo mundo invisível dos átomos (visão **microscópica** da natureza).

Com o conhecimento do conceito de elemento químico, podemos agora completar um esquema, mostrando a organização geral da matéria.

Para finalizar, faremos uma comparação entre a organização dos átomos na natureza e a organização das letras em nossa linguagem.

E para completar essa comparação, pense o seguinte: se com 26 **letras** a língua portuguesa criou milhões de palavras, imagine quantas substâncias podem ser criadas com cerca de 100 **átomos** diferentes.

Pesquisa

Registre as respostas em seu caderno

a) Levante informações sobre a composição da atmosfera. Você pode utilizar livros de Química, Física e Biologia, ou *sites* da internet.
Para direcionar sua pesquisa, utilize as questões a seguir:
- O ar pode ser considerado uma mistura homogênea ou heterogênea? Por quê?
- Quais são os quatro principais componentes dessa mistura? Escreva a fórmula de cada um deles, identificando as substâncias simples, as substâncias compostas e os elementos que os compõem.

b) Faça uma pesquisa sobre os minérios metálicos (cassiterita, hematita, bauxita, ilmenita, cromita, rutilo etc.) e metais (ouro) que existem no subsolo de duas regiões do Brasil. Você pode utilizar livros de Química e Geografia ou *sites* da Internet.
Cite algumas das substâncias presentes nos materiais pesquisados.
Escreva a fórmula de cada uma delas, identificando as substâncias simples, as substâncias compostas e os elementos que as compõem.

Questões

Registre as respostas em seu caderno

Utilizando seus conhecimentos sobre o modelo atômico de Dalton e seu emprego para representar a composição dos materiais, critique as afirmações a seguir:

a) Não há diferenças entre as moléculas e os aglomerados iônicos.

b) As fórmulas representam apenas as substâncias compostas.

c) Uma substância pura é sempre uma substância simples.

d) Uma mistura é sempre formada por substâncias compostas.

e) As misturas têm pontos de ebulição e de fusão que são independentes de sua composição.

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

Exercícios básicos

Registre as respostas em seu caderno

15. (Fasp-SP) Considere uma substância cuja fórmula é H_3PO_4. Essa substância é composta por:

a) 2 elementos.
b) 3 elementos.
c) 8 elementos.
d) 4 elementos.

16. (FEI-SP) Qual das alternativas abaixo contém somente substâncias simples?

a) H_2O, $HC\ell$, CaO
b) H_2O, Au, K
c) H_2O, $C\ell_2$, K
d) Au, Fe, O_2
e) H_2, $C\ell_2$, NaK

Exercício resolvido

17. Considerando o sistema a seguir, responda:

ADILSON SECCO

a) Qual é o número de átomos presentes?
b) Qual é o número de elementos?
c) E o de substâncias?
d) E o de moléculas?

Resolução

a) Há 8 átomos (bolinhas) presentes.
b) Temos 2 elementos (as bolinhas claras e as escuras).
c) Há 3 substâncias, representadas por , e .
d) O número de moléculas é 4.

ADILSON SECCO

18. (UFRGS-RS) O granito consiste em quatro minerais: feldspato, magnetita, mica e quartzo. Se um desses minerais pode ser separado dos demais, pode-se afirmar que o granito é:

a) um elemento.
b) uma substância simples.
c) uma substância composta.
d) um composto iônico.
e) uma mistura.

19. (UFRGS-RS) Açúcar comum (sacarose) e café passado, tão comuns em nosso dia a dia, são exemplos, respectivamente, de:

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

Exercícios complementares

Registre as respostas em seu caderno

20. (Osec-SP) Em qual das sequências abaixo estão representados um elemento, uma substância simples e uma substância composta, respectivamente?

a) H_2, $C\ell_2$, O_2
b) H_2, Ne, H_2O
c) H_2, Hl, He
d) H_2O, O_2, H_2
e) $C\ell$, N_2, Hl

21. (Mackenzie-SP) São exemplos respectivamente de alótropos e de substâncias compostas:

a) H_2O e H_2O_2; $NaC\ell$ e $CaCO_3$.
b) O_2 e O_3; $C\ell_2$ e F_2.
c) C (grafite) e C (diamante); CO e Co.
d) O_2 e O_3; $KMnO_4$ e $Mg(OH)_2$.
e) Hg e Ag; $(NH_4)^+$ e $(H_3O)^+$.

22. (Mackenzie-SP) O número de substâncias simples com atomicidade par entre as substâncias O_3, H_2O_2, P_4, I_2, C_2H_4, CO_2 e He é:

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

23. (Ufac) Com relação às substâncias O_2, H_2, H_2O, Pb, CO_2, O_3, CaO e S_8, podemos afirmar que:

a) todas são substâncias simples.
b) somente O_2, H_2 e O_3 são substâncias simples.
c) todas são substâncias compostas.
d) somente CO_2, CaO e S_8 são substâncias compostas.
e) as substâncias O_2, H_2, Pb, O_3 e S_8 são simples.

24. (Mackenzie-SP) O número de elementos, de átomos, de substâncias e de moléculas representados no sistema

ADILSON SECCO

é, respectivamente:

a) 4, 12, 4 e 5.
b) 9, 4, 5 e 4.
c) 5, 5, 5 e 5.
d) 4, 3, 3 e 2.
e) 12, 5, 4 e 4.

25. (Mackenzie-SP)

I

II

III

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

Observando-se os modelos acima, onde as esferas representam átomos, é correto afirmar que o sistema:

a) I contém uma mistura.
b) III contém uma substância pura composta.
c) II contém apenas substância pura composta.
d) I contém uma substância pura composta.
e) II contém apenas duas substâncias simples.

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

8 Explicando as transformações materiais

8.1 As transformações físicas

Nas transformações físicas, as partículas (átomos, moléculas ou íons) que formam a matéria não são alteradas. São apenas agitadas, desarrumadas, reordenadas etc. É o que acontece, por exemplo, nas mudanças de estado físico.

Os fatos:

	ESTADOS FÍSICOS			
	Sólido	**Líquido**	**Gasoso**	
Na prática verifica-se que:	O sólido tem **volume constante** e **forma constante**.	O líquido tem **volume constante** e **forma variável**.	O gás (ou vapor) tem **volume variável** e **forma variável**.	Essas são observações experimentais que podemos enxergar; são, portanto, características **macroscópicas** da substância.

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

As explicações:

Esses estados físicos podem ser explicados admitindo-se que:	No estado sólido, as partículas vibram em torno de um ponto fixo.	No estado líquido, as partículas "rolam" umas sobre as outras com certa liberdade de movimento.	No estado gasoso, as partículas se movimentam em todas as direções com alta velocidade, ficando bastante afastadas umas das outras.	Essas são interpretações teóricas, em que admitimos certas características **microscópicas** que não podemos enxergar.

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

(Representações esquemáticas sem escala; cores-fantasia.)

Outros exemplos de transformações físicas são: a dilatação de um metal pelo calor, a expansão de um gás etc.

Resumidamente, podemos dizer que:

> **Transformações físicas** ou **fenômenos físicos** são aqueles que não alteram a natureza da matéria.

8.2. As transformações químicas

Observe, agora, a queima do carvão. Trata-se de uma **transformação química**, **fenômeno químico** ou **reação química**.

Os fatos:

Esta é a observação **macroscópica**, isto é, o fenômeno que enxergamos.

As explicações:

Moléculas de gás carbônico (CO_2) são produzidas.

Moléculas de oxigênio (O_2) do ar são consumidas.

Átomos de carbono (C) são consumidos.

Esta é a interpretação **microscópica**, isto é, a teoria que procura explicar o fenômeno observado.

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

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

Nessa transformação, as moléculas iniciais (**reagentes**) são rompidas, e seus átomos se reagrupam para formar as novas moléculas (**produtos da reação**). Em outras palavras, as substâncias iniciais (reagentes) dão origem a novas substâncias (produtos) após a reação química.

Para representar uma transformação química, os químicos usam uma escrita especial denominada **equação química**. Assim, para indicar a queima do carvão, escreve-se:

Para representar a queima do álcool no motor de um automóvel, escreve-se:

É importante observar que os símbolos (usados para representar os elementos químicos), as fórmulas (usadas para representar as substâncias químicas) e, agora, as equações químicas (usadas para representar as reações ou fenômenos químicos) constituem a chamada **notação química.** Essa notação é internacional e facilita enormemente a comunicação entre os químicos de todo o mundo.

Podemos, então, dizer que:

> **Transformações químicas**, **fenômenos químicos** ou **reações químicas** são aqueles que alteram a natureza da matéria.

É fácil reconhecer uma transformação química?

Em geral, sim, pois quase sempre percebemos alguma das seguintes manifestações:

ADILSON SECCO

Liberação de energia (calor, luz, explosão etc.) – como acontece na queima do carvão.

GABOR NEMES/KINO

Liberação de gases – por exemplo, a efervescência de um comprimido antiácido na água, o mau cheiro de um ovo podre etc.

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

FABIO COLOMBINI

Mudanças de cor – uma folha de árvore amarelecendo, um fruto apodrecendo, uma grade de ferro enferrujando etc.

GARCIA-PELAYO/CID

Formação de um precipitado (aparecimento de um sólido ou turvação de uma solução líquida) – é o que se observa, por exemplo, quando se adiciona nitrato de chumbo em uma solução contendo iodeto de potássio.

No entanto, devemos ressaltar que há reações tão brandas que podem passar despercebidas. Nesses casos, somente com aparelhagens especiais (termômetros, medidores de corrente elétrica etc.) é possível confirmar a ocorrência da reação.

Devemos ainda acrescentar que a própria vida dos animais e vegetais é resultado de uma série de reações químicas:

- nos animais, a digestão dos alimentos é uma série de reações químicas;
- os vegetais crescem à custa das reações que envolvem os minerais e a água (retirados do solo pelas suas raízes) e a energia solar e o gás carbônico absorvido pelas suas folhas.

MARTIN RÜGNER/AGB PHOTO

A manutenção da vida depende de uma série de transformações químicas.

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

Misturar ou reagir?

Procure gravar bem o seguinte: **misturar** (fenômeno físico) é uma ocorrência diferente de **reagir** (fenômeno químico). Misturando ferro em pó com enxofre em pó, por exemplo, obtemos uma mistura de cor intermediária entre as cores do ferro (cinza) e do enxofre (amarela). Aproximando um ímã da mistura, ele irá atrair o ferro, o que prova que o ferro não perdeu seu magnetismo. Dizemos que, de modo geral, os componentes de uma mistura não perdem suas propriedades.

Mistura: Fe + S

Entretanto, juntando ferro em pó (7 g) e enxofre em pó (4 g) e aquecendo a mistura, obteremos uma nova substância, de cor preta: o sulfeto ferroso (FeS). Agora, um ímã não irá mais atrair o ferro.

Reação química: $\underbrace{Fe + S}_{\text{Desaparecem as substâncias iniciais.}} \longrightarrow \underbrace{FeS}_{\text{Aparece uma nova substância, com características próprias, diferentes das substâncias iniciais.}}$

Além disso, é importante relembrar que **podemos misturar as substâncias em quaisquer proporções, mas só podemos fazê-las reagir em proporções bem definidas**, como decorre da Lei de Proust. No exemplo acima, podemos misturar quaisquer quantidades de ferro e enxofre, mas só podemos fazer reagir essas substâncias na proporção de 7 g de ferro para 4 g de enxofre.

9 As propriedades das substâncias

Sendo submetida a agentes como calor, luz etc., ou entrando em contato com outras substâncias, cada substância química apresentará um comportamento diferente, conhecido como **propriedades da substância**. Fala-se, então, em propriedades físicas e em propriedades químicas, conforme venha a resultar em um fenômeno físico ou químico. Por exemplo:

- o éter comum tem a **propriedade física** de evaporar facilmente, o que não acontece com um óleo lubrificante para automóveis;
- o ferro tem a **propriedade química** de enferrujar, mas o ouro, não;
- as vezes falamos também em **propriedades organolépticas** das substâncias, que são as propriedades percebidas pelos nossos sentidos, como o cheiro, o sabor etc.

A tabela a seguir resume as propriedades das substâncias que explicamos até agora.

Propriedades das substâncias	
Propriedades gerais São apresentadas por todas as substâncias e, por isso, chamadas também de **propriedades gerais da matéria**.	**Massa:** é medida em uma balança. **Extensão:** é o volume ocupado pela substância. **Impenetrabilidade:** dois corpos não podem ocupar simultaneamente o mesmo lugar no espaço; por exemplo, colocando-se um objeto qualquer em um copo cheio de água, é extravasado um volume de água correspondente ao volume do objeto adicionado. **Compressibilidade:** podemos comprimir os gases (como acontece com o ar no pneu de um automóvel); já os líquidos são pouco compressíveis (no freio de um carro, por exemplo, a pressão exercida sobre o pedal é transmitida integralmente, pelo fluido de freio, para as rodas).
Propriedades funcionais São apresentadas por grupos de substâncias.	Nos capítulos 9 e 10, estudaremos as principais **funções inorgânicas** (ácidos, bases, sais e óxidos), que são quatro grupos de substâncias, cada qual com características próprias, bem definidas e denominadas **propriedades funcionais**.
Propriedades específicas São apresentadas por cada substância pura individualmente.	**Propriedades físicas:** dizem respeito aos fenômenos e medidas físicos; por exemplo, a temperatura de fusão, a temperatura de ebulição, a densidade, o calor específico etc. **Propriedades químicas:** dizem respeito aos fenômenos químicos; por exemplo, a combustão do carvão, o enferrujamento do ferro etc. **Propriedades organolépticas:** são as que impressionam nossos sentidos; por exemplo, a cor, o sabor, o odor, o brilho etc.

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

Atividade prática

Registre as respostas em seu caderno

Será que reage?

Material

- 6 copos
- 3 porções de palha de aço
- 3 pedaços de papel-alumínio
- 2 colheres (de café) de sal de cozinha
- 2 colheres (de sopa) de vinagre
- água
- 1 caneta para marcar CD ou 6 pedaços de fita adesiva ou 6 etiquetas

Procedimento

- Identifique cada um dos copos com a caneta para marcar CD ou a fita adesiva ou a etiqueta; coloque na identificação a data entre parênteses e escreva, separadamente: água e palha de aço; água e papel-alumínio; água com sal e palha de aço; água com sal e papel-alumínio; água com vinagre e palha de aço; água com vinagre e papel-alumínio.
- Pegue os seis copos e coloque em cada um deles água até a metade.
- Coloque, separada e respectivamente, uma porção de palha de aço e um pedaço de papel-alumínio nos dois copos com as etiquetas "água e palha de aço" e "água e papel-alumínio".
- Pegue os dois copos etiquetados com "água com sal e palha de aço" e "água com sal e papel-alumínio" e adicione, separada e respectivamente, uma colher (de café) de sal mais uma porção de palha de aço e uma colher (de café) de sal mais um pedaço de papel-alumínio.
- Pegue dois copos etiquetados com "água com vinagre e palha de aço" e "água com vinagre e papel-alumínio" e adicione, separada e respectivamente, uma colher (de sopa) de vinagre mais uma porção de palha de aço e uma colher (sopa) de vinagre mais um pedaço de papel-alumínio.
- Observe o que ocorre com cada uma das fases em cada copo por dois dias seguidos.
- Considere os seguintes sistemas: (1) água e palha de aço; (2) água e papel-alumínio; (3) água, sal e palha de aço; (4) água, sal e papel-alumínio; (5) água, vinagre e palha de aço; (6) água, vinagre e papel-alumínio.
- Transcreva e complete a tabela a seguir no caderno, preencha-a, considerando cada um dos sistemas estudados, e responda às questões propostas.

Sistema	Descrição do estado inicial	Descrição do estado final depois de 1 dia	Descrição do estado final depois de 2 dias
1) Água e palha de aço			

Perguntas

a) Foram observadas transformações químicas em quais dos sistemas estudados? Por quê?

b) É importante considerar o tempo durante o qual um sistema foi observado para analisar a possibilidade da ocorrência de transformações? Por quê?

c) Compare as observações feitas para os sistemas (1), (3) e (5). Qual o papel do sal e do vinagre nas transformações observadas?

d) Faça a mesma análise para os sistemas (2), (4) e (6).

Questões

Registre as respostas em seu caderno

a) Em termos microscópicos, quais são as diferenças entre fenômenos físicos e químicos?

b) O que são reagentes? O que são produtos? Quais desses materiais compõem o estado inicial de um sistema? Quais compõem o estado final?

c) O que é uma equação química?

d) Cite algumas manifestações que podem ser utilizadas para identificar a ocorrência de uma transformação química. A ausência de manifestações significa a ausência de transformações? Por quê?

Exercícios básicos

Registre as respostas em seu caderno

26. (Mackenzie-SP) Dentre as transformações citadas nas alternativas, aquela que representa um fenômeno físico é:

a) a secagem de uma roupa molhada.
b) a fermentação do vinho.
c) o apodrecimento de uma fruta.
d) a queima de um fósforo.
e) o cozimento de um legume.

27. (PUC-MG) Considere os fatos representados a seguir.

1. Um pedaço de cortiça flutuando na água.
2. O açúcar se tornando caramelo quando aquecido acima de seu ponto de fusão.
3. O ferro dissolvendo em ácido clorídrico com liberação de gás.
4. Um sal se dissolvendo quando colocado em um copo com água quente.
5. Um prego sendo atraído por um ímã.

São fenômenos químicos:

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

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

28. (Mackenzie-SP) Considere os fenômenos:

I. A queima de fogos de artifício.
II. A água entrando em ebulição.
III. O escurecimento de um objeto de cobre.
IV. A efervescência de um comprimido em água.

São fenômenos químicos:

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

29. (UFSM-RS) Nos fins de semana, o gaúcho reúne-se com a família e amigos para saborear o delicioso churrasco.

Considerando as transformações da carne e do carvão, pode-se afirmar que:

I. ocorrem dois fenômenos físicos.
II. as duas transformações são irreversíveis.
III. ocorrem dois fenômenos químicos.
IV. as duas transformações são reversíveis.
V. ocorre um fenômeno físico (queima do carvão) e um fenômeno químico (cozimento da carne).

Está(ão) correta(s):

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

Exercício resolvido

30. (UFSC) O(s) fenômeno(s) abaixo que envolve(m) reação(ões) química(s) é(são):

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

Dê como resposta a soma dos números das proposições corretas.

Resolução

Envolvem reações químicas as proposições 01, 02, 04 e 32. Somando esses números, temos:

$$01 + 02 + 04 + 32 = 39.$$

Essa é a resposta pedida. Observamos que essa maneira de enunciar uma questão é usada em vários vestibulares brasileiros.

Exercícios complementares

Registre as respostas em seu caderno

31. (UFPE) Em qual dos eventos mencionados abaixo não ocorre transformação química?

a) Emissão de luz por um vaga-lume.
b) Fabricação de vinho a partir da uva.
c) Crescimento da massa de pão.
d) Explosão de uma panela de pressão.
e) Produção de iogurte a partir do leite.

32. (Mackenzie-SP) Nos diferentes materiais (I a V), expostos ao ar, verifica-se que:

I. sobre uma lâmina metálica, forma-se uma película escura;
II. bolinhas de naftalina vão diminuindo de tamanho;
III. o leite azeda;
IV. um espelho fica embaçado se respirarmos encostados a ele;
V. uma banana apodrece.

Podemos dizer que são observados fenômenos:

a) físicos somente.
b) físicos em I, II e V; e químicos em III e IV.
c) físicos em II e IV; e químicos em I, III e V.
d) físicos em III e V; e químicos em I, II e IV.
e) químicos somente.

33. (UEPB-Adaptado) Na ciência, qualquer transformação que ocorre num determinado sistema é vista como um **fenômeno**, que, para ser descrito, é necessário comparar os estados inicial e final do sistema em questão. Em alguns fenômenos ocorre a alteração química da substância envolvida, em outros não. Com base nisso, analise as proposições abaixo e classifique-as como fenômeno físico ou fenômeno químico.

A respiração animal.

O avermelhamento da lã de aço umedecida.

A extração do óleo de coco babaçu.

A destilação da água do mar.

A obtenção do O_2 (líquido) a partir do ar atmosférico.

a) físico, físico, físico, químico, químico
b) químico, físico, químico, físico, físico
c) físico, químico, físico, físico, químico
d) físico, físico, químico, físico, químico
e) químico, químico, físico, físico, físico

34. (PUC-Campinas-SP) Considere a seguinte receita caseira para o preparo de um bolo de fubá:

I. Misture bem 3 ovos, 2 xícaras de açúcar, $1\frac{1}{2}$ xícara de fubá, 1 xícara de leite, 6 colheres (das de sopa) de óleo, 1 colher (das de sopa) de fermento químico e bata bem até ficar uma massa uniforme.
II. Acrescente erva-doce a gosto e despeje na assadeira previamente untada.
III. Leve ao forno pré-aquecido até que o bolo esteja assado e corado.

Há ocorrência de transformação química em:

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

35. (Unesp) A elevação da temperatura de um sistema produz, geralmente, alterações que podem ser interpretadas como sendo devidas a processos físicos ou químicos. Medicamentos, em especial na forma de soluções, devem ser mantidos em recipientes fechados e protegidos do calor para que se evitem: (I) a evaporação de um ou mais de seus componentes; (II) a decomposição e consequente diminuição da quantidade do composto que constitui o princípio ativo; (III) a formação de compostos indesejáveis ou potencialmente prejudiciais à saúde. A cada um desses processos — (I), (II) e (III) — corresponde um tipo de transformação classificada, respectivamente, como:

a) física, física e química.
b) física, química e química.
c) química, física e física.
d) química, física e química.
e) química, química e física.

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

10 Explicando as variações de energia que acompanham as transformações materiais

Durante os fenômenos físicos e químicos, outro fato importante que podemos notar é a **liberação** ou a **absorção de energia**. Por exemplo:

Energia térmica (calor)	• Liberada na queima do carvão. • Absorvida para evaporar a água.
Energia luminosa (luz)	• Liberada na combustão de uma vela. • Absorvida na fotossíntese dos vegetais.
Energia elétrica (eletricidade)	• Liberada numa pilha elétrica comum. • Absorvida na "carga" de uma bateria de automóvel.

De modo geral, os fenômenos químicos liberam ou absorvem mais energia do que os fenômenos físicos. Em particular, os fenômenos que liberam energia térmica (calor) são chamados **exotérmicos** (do grego: *exo*, para fora) e os que absorvem energia térmica (calor) são denominados **endotérmicos** (do grego: *éndon*, para dentro).

Resumidamente, o que acontece durante uma transformação química é uma "contabilidade de energia", de acordo com as seguintes ideias:

1. Existe uma certa quantidade de energia "armazenada" (energia potencial) nos reagentes e nos produtos, que é o resultado das ligações entre os átomos que compõem esses materiais.
2. Para que ocorra uma transformação química, é necessário que se rompam as ligações existentes entre os átomos que compõem os reagentes e que se formem as ligações entre os átomos que compõem os produtos.
3. Quando os átomos que compõem os reagentes se separam, há a liberação da energia que estava armazenada.
4. No entanto, quando os átomos se rearranjam para formar os produtos, parte dessa energia é consumida na formação das novas ligações entre os átomos constituintes dos produtos.
5. Se a liberação de energia (item 3) for **maior** que o consumo (item 4), haverá liberação do "saldo de energia". Se, pelo contrário, a liberação for **menor** que o consumo, a reação só irá ocorrer se fornecermos a quantidade de energia que está faltando.

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

11 Como a Ciência progride

Embora no passado muitas descobertas científicas tenham sido obra do acaso, atualmente representam o trabalho de grande número de cientistas e vultosos investimentos financeiros.

De modo geral, nas descobertas científicas, segue-se quase sempre algumas etapas. Vamos explicar essas etapas por meio das definições abaixo e do esquema da página seguinte.

- **Observação**: ato de examinar os materiais e fenômenos que interessam aos cientistas.
- **Experimento** (ou **experimentação**): método que consiste em fazer com que os fenômenos se repitam, sob condições controladas, a fim de esclarecer como e por que eles ocorrem (por exemplo, foi o que fez Lavoisier, ao provocar reações em recipientes fechados).
- **Lei experimental**: conclusão obtida a partir de muitas experimentações, que expressa a regularidade dos fenômenos estudados (por exemplo, a conclusão de Lavoisier sobre a conservação da massa).
- **Hipótese:** suposição feita na tentativa de explicar um dado fenômeno (por exemplo, a suposição da existência dos átomos).
- **Teoria:** conjunto sistemático de conhecimentos e leis que se propõem a explicar uma série de fenômenos semelhantes (por exemplo, a Teoria Atômica, baseada em experimentos e leis).

Uma teoria deve prever fenômenos idênticos aos que foram estudados; caso contrário, a teoria deverá ser corrigida ou abandonada.

- **Modelo científico:** representação do fato, para auxiliar o entendimento da teoria (por exemplo, na Teoria Atômica imaginamos o átomo como sendo uma bolinha).

O "caminho" descrito no esquema acima é apenas um dos "caminhos" possíveis para o desenvolvimento científico. Frequentemente, surgem outras realidades, por exemplo:

- "intuições" que "encurtam" o caminho das conclusões científicas. Diz a história, por exemplo, que o químico alemão Friedrich Kekulé "sonhou" com a fórmula estrutural do benzeno. Deve-se considerar, porém, que esse "sonho" só aconteceu depois de Kekulé estudar exaustivamente o assunto;
- Albert Einstein formulou importantes teorias, para explicar vários comportamentos da natureza, usando **cálculos matemáticos** como principal ferramenta de trabalho.

O processo de construção do conhecimento científico é dinâmico, e está ocorrendo todos os dias nos laboratórios e nas indústrias de todo o mundo. Cada vez mais, as descobertas e invenções são fruto de **trabalho em equipe** e não se devem a um único cientista. Com o passar do tempo, algumas explicações científicas se mostram aplicáveis e são aceitas, outras se mostram inadequadas e são reformuladas ou, até mesmo, abandonadas. Assim, a **Ciência nunca está terminada**, isto é, nunca existe uma explicação final e definitiva para os fenômenos observados. Pelo contrário, a Ciência está diariamente se completando e se aperfeiçoando.

É importante ainda comentar que, no mundo atual, o desenvolvimento da Ciência torna-se mais rápido devido às facilidades de **comunicação** entre os cientistas. As trocas de informações são feitas, não só pessoalmente, mas também em congressos científicos ou ainda por meio de revistas especializadas e da internet.

Por fim, é importante também entender que a **Ciência nem sempre é neutra** (descobrir só por descobrir). Geralmente, ela está **ligada aos interesses humanos** – desenvolvimento de novos medicamentos, de processos de produção de alimentos, de novas fontes de energia, entre outros.

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

12 Segunda visão da Química

No primeiro capítulo deste livro, denominado "Primeira visão da Química", demos uma primeira ideia do que é a Química: "o estudo da matéria e suas propriedades, das transformações da matéria e da energia que a acompanha". No segundo capítulo, procuramos conhecer a matéria e suas transformações um pouco mais profundamente. Neste terceiro capítulo, iniciamos as explicações do que é, afinal, a matéria, e o que ocorre em suas transformações. Com os conhecimentos assim adquiridos, podemos agora detalhar melhor o campo da atividade da Química.

Na Química, podemos distinguir duas atividades: a prática e a teórica. A **atividade prática** ocorre no manuseio e transformação de substâncias nos laboratórios e nas indústrias, quando, então, se trabalha em nível macroscópico, isto é, com coisas visíveis. A **atividade teórica** se verifica quando se procura explicar a matéria, seu comportamento e suas transformações; nesse caso são utilizados conceitos em nível microscópico, como, por exemplo, a ideia do átomo. É importante, porém, considerar que é da união da prática com a teoria que resulta o grande desenvolvimento da Química atual; afinal, não existem teorias sem a sustentação de trabalhos práticos e não existem ações práticas produtivas sem fundamentos teóricos.

Um fator importante para o progresso da Química foi o desenvolvimento das técnicas de **análise** e de **síntese** químicas. A **análise química** procura determinar quais são, quantos são e como os átomos estão reunidos na estrutura das substâncias; com recursos modernos (computadores, raios *laser* etc.), a análise química tem conseguido determinar, por exemplo, as estruturas das moléculas com precisão cada vez maior.

A **síntese química** está sempre à procura de novos caminhos (novas reações) para chegar a novas substâncias, ou mesmo a substâncias já conhecidas, porém de maneira mais fácil e mais econômica.

FRITZ HOFFMANN/CORBIS/LATINSTOCK

Química trabalhando em laboratório de pesquisa.

Tudo isso acabou sendo aplicado nas indústrias, resultando em uma vasta **tecnologia química**, com a fabricação de milhares e milhares de novos produtos: plásticos, tecidos, borrachas sintéticas, medicamentos, tintas, corantes etc.

Concluindo, dizemos que:

> **Tecnologia química** é a aplicação dos conhecimentos da Química nas indústrias químicas, visando a melhorar os materiais encontrados na natureza (**produtos naturais**) e a fabricar os novos produtos descobertos pela Química (**produtos sintéticos**).

O desenvolvimento tecnológico de uma descoberta científica pode levar muito tempo. Assim, por exemplo, da descoberta até a aplicação da penicilina decorreram quase 30 anos; da energia nuclear, 26 anos; do náilon, 12 anos; da fotografia, 56 anos; do radar, 32 anos; da cópia xerox, 15 anos. No entanto, o próprio desenvolvimento tecnológico está fazendo com que o intervalo de tempo decorrido entre a descoberta e a sua aplicação se torne cada vez menor.

Atividade prática

Registre as respostas em seu caderno

ATENÇÃO

Este experimento deve ser realizado no laboratório e com a supervisão do professor, pois haverá a necessidade de manipular objetos quentes, podendo haver risco de queimaduras. Nenhum dos reagentes deve entrar em contato com a pele, a boca e os olhos, nem deve ser aproximado do nariz.
Óculos de segurança, luvas e aventais protetores são obrigatórios.

Dissolução e transferência de calor

Material

- 3 copos
- 1 ponta de espátula de cloreto de sódio (sal de cozinha)
- 1 ponta de espátula de cloreto de âmonio ($NH_4C\ell$)
- 1 ponta de espátula de cloreto de cálcio ($CaC\ell_2$)
- água
- três pedaços de fita adesiva ou três etiquetas

Procedimento

- Pegue os três copos e identifique (com as etiquetas) cada um deles, anotando os nomes "cloreto de sódio", "cloreto de amônio" e "cloreto de cálcio".
- Coloque em cada copo a respectiva substância.
- Observe cada um deles e anote.
- Adicione cerca de um dedo de água no primeiro copo.
- Coloque levemente a mão do lado de fora do copo e anote as observações.
- Repita o procedimento nos outros dois copos.

Perguntas

a) Quais as semelhanças entre os processos de dissolução observados? Quais as diferenças?

b) Houve consumo de calor em algum dos sistemas estudados? Qual? Por quê?

c) Houve liberação de calor em algum dos sistemas estudados? Qual? Por quê?

d) Haveria modificações nas observações feitas se fosse empregado o dobro de cada um dos materiais que foram dissolvidos? Por quê?

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

Pesquisa

Registre as respostas em seu caderno

Com o auxílio de revistas, jornais, livros e da internet, pesquise quais fontes de energia elétrica são empregadas no Brasil atualmente. Levante também as seguintes informações:

a) Qual a porcentagem de utilização de cada uma dessas fontes de energia elétrica? Faça um gráfico que represente essa distribuição.

b) Quais as transformações de energia que ocorrem em cada caso?

c) Quais as vantagens e desvantagens de cada uma das fontes de energia elétrica pesquisadas?

Questões

Registre as respostas em seu caderno

a) Cite algumas transformações endotérmicas que você observa no seu dia a dia.

b) Cite algumas transformações exotérmicas que você observa no seu dia a dia.

c) Considere um processo exotérmico. Descreva o que ocorre com as ligações entre os átomos que compõem os reagentes e os produtos, associando esse comportamento à liberação de energia que ocorre durante o processo.

d) Considere um processo endotérmico. Descreva o que ocorre com as ligações entre os átomos que compõem os reagentes e os produtos, associando esse comportamento ao consumo de energia que ocorre durante o processo.

e) Descreva um dos caminhos que tem sido seguido no processo das descobertas científicas.

f) O conhecimento científico está sempre sofrendo modificações. Por que isso ocorre?

g) Qual a importância da associação entre os estudos práticos e teóricos?

h) Justifique a importância para a Química das técnicas de análise química e síntese química.

Exercícios básicos

Registre as respostas em seu caderno

Exercício resolvido

36. Nos sistemas mencionados abaixo, ocorrem transformações de um tipo de energia em outro. Mencione quais são as transformações principais no funcionamento de:

a) uma bateria de automóvel;
b) uma lâmpada elétrica;
c) um motor a explosão;
d) uma turbina elétrica.

Resolução

a) A energia química transforma-se em elétrica.
b) A energia elétrica transforma-se em luminosa.
c) A energia química transforma-se em mecânica.
d) A energia mecânica transforma-se em elétrica.

37. Dentre os fenômenos abaixo, quais são os que liberam e quais os que consomem energia?

a) queima de gasolina
b) evaporação do álcool
c) derretimento do gelo
d) explosão da pólvora
e) subida de um foguete

38. A liberação ou consumo de energia:

a) só ocorre em transformações físicas.
b) só ocorre em transformações químicas.
c) em geral, é menor nos fenômenos físicos do que nos químicos.
d) em geral, é maior nos fenômenos físicos do que nos químicos.
e) nunca ocorre nas transformações materiais.

39. (Uerj)

> Desde o início Lavoisier adotou uma abordagem moderna da Química. Esta era sintetizada por sua fé na balança.
>
> STRATHERN, Paul. *O sonho de Mendeleiev: a verdadeira história da Química.* Rio de Janeiro: Jorge Zahar, 2002.

Do ponto de vista de método científico, essa frase traduz a relevância que Lavoisier atribuía a:

a) teorias.
b) modelos.
c) hipóteses.
d) experimentos.

40. O que é menos importante na realização de um experimento?

a) A possibilidade de repeti-lo frequentemente.
b) O uso de bons aparelhos de medição.
c) A existência de explicações para o fenômeno.
d) A coleta e a seleção dos dados obtidos.
e) A participação de observadores qualificados e bem treinados.

41. (AEUDF) Analisando os resultados de vários experimentos, um aluno chegou à seguinte conclusão: "quando se coloca uma vela acesa em um recipiente fechado, ela se apaga".

Essa conclusão é:

a) uma hipótese.
b) uma experimentação.
c) uma generalização.
d) uma teoria.
e) um modelo.

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

LEITURA

AVALIAÇÃO DO CICLO DE VIDA DE UM PRODUTO

Todo produto causa, de alguma forma, um impacto sobre o meio ambiente. Esse impacto pode ocorrer durante a extração das matérias-primas utilizadas no processo de fabricação do produto, no próprio processo produtivo, na sua distribuição, no seu uso, ou na sua disposição final.

A Avaliação do Ciclo de Vida [ACV] é uma técnica para avaliação dos aspectos ambientais e dos impactos potenciais associados a um produto, compreendendo as etapas que vão desde a retirada da natureza das matérias-primas elementares que entram no sistema produtivo [...] até a disposição do produto final [...], considerando inclusive [...]:

- a produção de energia;
- os processos que envolvem a manufatura;
- as questões relacionadas com as embalagens;
- o transporte;
- o consumo de energia não renovável;
- os impactos relacionados com o uso, ou aproveitamento e
- o reúso do produto ou mesmo questões relacionadas com o lixo ou recuperação/reciclagem.

Demanda: uma demanda crescente, tanto de consumidores como de outras partes interessadas, como governos, acionistas, concorrentes e outras, vem criando uma pressão para a redução dos impactos ambientais, não apenas na fase do uso do produto, mas onde eles são verdadeiramente significativos, e, dessa forma, a ferramenta da Avaliação de Ciclo de Vida pode ser de grande utilidade para:

- o desenvolvimento de produtos;
- a escolha de tecnologias;
- a identificação da fase do ciclo de vida em que os impactos ocorrem;
- a seleção de indicadores ambientais relevantes para avaliação de projetos e
- a reformulação de produtos ou processo.

[...]

Fonte do texto: Avaliação do ciclo de vida. Disponível em: <http://acv.ibict.br>. Acesso em: mar. 2010.

ILUSTRAÇÕES: PAULO MANZI

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

Ciclo de vida de um produto

Desde a sua idealização até o descarte final, um produto passa por diversas etapas, que constituem seu ciclo de vida. Veja abaixo algumas etapas simplificadas desse ciclo.

1

Extração da matéria-prima para a fabricação de um produto
Desmatamentos, queimadas, desgaste do solo, contaminação do ar, do solo e da água são alguns dos impactos que podem ser provocados nessa etapa.

2

Transformação da matéria-prima em um produto final
Nos processos agrícolas e industriais envolvidos nessa etapa são consumidas, geralmente, grandes quantidades de energia elétrica e água. Além disso, nessa etapa podem ser produzidas diversas substâncias tóxicas aos seres vivos e ao ambiente.

ILUSTRAÇÕES: BETO UECHI

3

Distribuição do produto para o mercado consumidor
Elevado consumo de combustível, gastos com a construção de vias e transportes de escoamento dos produtos são alguns dos impactos dessa etapa.

4

Utilização do produto
A quantidade de água e de energia elétrica consumida nessa etapa também costuma ser elevada. Outro aspecto preocupante é a grande quantidade de lixo gerado.

5

Disposição final do produto
Se não for feita de maneira consciente e adequada, essa etapa pode provocar danos, muitas vezes irreversíveis, ao meio ambiente.

Questões sobre a leitura

Registre as respostas em seu caderno

42. Cite algumas vantagens da ACV para as indústrias e para os consumidores.

43. Que atitudes você toma que influenciam positiva e negativamente no ciclo de vida dos produtos que fazem parte do seu cotidiano.

44. Você realmente utiliza todos os produtos que tem em casa? Faça uma lista com os cinco produtos que você efetivamente utiliza no seu dia a dia. Qual desses cinco produtos você acredita que consumiu maior quantidade de energia no processo de produção?

45. Escolha um dos produtos que você listou na questão anterior e procure descrever todas as etapas do seu ciclo de vida. Não se esqueça de mencionar todos os possíveis recursos utilizados e os impactos ambientais causados durante esse ciclo.

46. O ciclo de vida de um produto realmente acaba depois do seu descarte? Justifique sua resposta.

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

LEITURA

CONHECIMENTO E DESENVOLVIMENTO SUSTENTÁVEL

O início do século 21 nos mostra, escancaradamente, que o conhecimento é a base do desenvolvimento. Décadas atrás, em países como o nosso, se acreditava que vantagens comparativas como terra, clima e baixos salários podiam ser instrumentos de atração de investimentos e de desenvolvimento. Não é mais assim. Hoje o mundo reconhece que, além de capital e trabalho, o insumo fundamental para a criação de riqueza é o conhecimento.

Ciência, tecnologia e cultura têm sido reconhecidos como elementos fundamentais para o desenvolvimento econômico e social. Especialmente depois do advento da Internet e da Teia Mundial — a *World Wide Web* —, a necessidade de conhecimento para fomentar o desenvolvimento foi-se tornando mais e mais óbvia, destacada nos meios de comunicação e entendida pelo público. [...]

A importância do conhecimento para o desenvolvimento não é uma novidade na história da humanidade. No final do século 15, Portugal [...] tornou-se a [nação] mais poderosa do mundo aplicando estudo sistemático, pesquisa e o conhecimento acumulado ao problema da navegação oceânica, com o objetivo de chegar à Índia e dominar o comércio das especiarias.

David Landes, historiador do desenvolvimento econômico, destaca [...] que a invenção da invenção, isto é, a sistematização do método científico e da atividade de pesquisa a partir do século 18, foi um dos grandes ingredientes necessários para a existência de uma revolução industrial na Europa e para o desenvolvimento que se seguiu.

Tornaram-se mais ricos os países que souberam criar um ambiente propício à criação e disseminação do conhecimento e a sua aplicação na produção. [...]

Conhecimento só pode ser gerado e ser acessível quando há pessoas educadas para isso. A inclusão do conhecimento como variável de destaque para o desenvolvimento econômico traz consigo a educação e a cultura como parâmetros explicitamente determinantes do desenvolvimento de uma nação.

Em nosso país não é diferente e temos obtido alguns importantes resultados a confirmar o valor do conhecimento. Nos últimos quatro anos, pela primeira vez na história brasileira o principal item da pauta de exportações nacional — representando hoje mais de US$ 2 bilhões por ano — é um produto com alto valor agregado: aviões a jato. Produzidos pela Embraer [Empresa Brasileira de Aeronáutica], eles são o resultado de concepção e projeto de engenheiros brasileiros formados pelo ITA [Instituto Tecnológico da Aeronáutica]. É um caso exemplar de ciência e tecnologia criando desenvolvimento. E uma ilustração do fundamental papel do Estado em viabilizar essas atividades.

A Embraer começou a nascer em 1947, quando o ITA foi fundado, numa estratégia singularmente correta para trazer o desenvolvimento de uma indústria aeronáutica no Brasil. Ano após ano, gerações de engenheiros foram formados pela escola até se atingir a massa crítica necessária para o surgimento, em 1967, de uma empresa capaz de fabricar aviões. Esta é uma ilustração notável da forma mais virtuosa de interação universidade-empresa: a instituição de ensino superior que, trabalhando dentro de referenciais acadêmicos internacionais, educa as pessoas que vão criar tecnologia trabalhando para a empresa.

Essas realizações não acontecem por acidente. Resultam de um esforço contínuo e cumulativo de educação com padrões elevados de excelência durante décadas e décadas. Elementos fundamentais para o desenvolvimento sustentável, ciência e tecnologia são atividades especialmente sensíveis à acumulação de conhecimentos e à formação de grande quantidade de pessoas capazes de gerar e trabalhar com esses conhecimentos.

Fonte: BRITO, C. H. *Estado de S. Paulo*, 13 nov. 2002.

Questões sobre a leitura

Registre as respostas em seu caderno

47. Em grupos, elaborem justificativas para a afirmação: "o insumo fundamental para a criação da riqueza é o conhecimento".

48. Explique o que o historiador David Landes quis dizer com a expressão "a invenção da invenção".

49. Discuta com seus colegas qual é a relação entre o nível do conhecimento produzido por um país e a escolaridade dos seus trabalhadores.

50. Com base nessa leitura, reflita: de que maneira se tornou possível obter as imagens microcóspicas do infográfico na abertura desse capítulo?

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

CAPÍTULO

4 A evolução dos modelos atômicos

O átomo é minúsculo, mas é ele que movimenta a natureza e a vida moderna.

TÓPICOS DO CAPÍTULO

1 O MODELO ATÔMICO DE THOMSON

2 A DESCOBERTA DA RADIOATIVIDADE

3 O MODELO ATÔMICO DE RUTHERFORD

4 A IDENTIFICAÇÃO DOS ÁTOMOS

5 O MODELO ATÔMICO DE RUTHERFORD-BOHR

6 A DISTRIBUIÇÃO DOS ELÉTRONS NA ELETROSFERA

LEITURA: ***AS RADIAÇÕES ELETROMAGNÉTICAS***

A energia que move a vida

A natureza elétrica do átomo está em tudo que fazemos. Tudo mesmo.

ILUSTRAÇÕES: BENNET

REFLETINDO

1. Em quais afazeres do seu dia a dia você faz uso de energia elétrica?

2. É possível explicar a existência de todas as substâncias imaginando os átomos como esferas indivisíveis que se combinam de diversas maneiras. Entretanto, como explicar a "energia" observada, por exemplo, nos raios, nas pilhas ou nos ímãs de geladeira? Desenhe um modelo de como deveriam ser os átomos para explicar também esses fenômenos da energia contida na matéria.

ILUSTRAÇÕES: BENNET

1 O modelo atômico de Thomson

Já no século VI a.C., o filósofo grego Tales de Mileto (≃ 624-547 a.C.) havia percebido que, atritando um bastão da resina chamada **âmbar** com um tecido ou pele de animal, o âmbar passava a atrair objetos leves, como folhas secas, fragmentos de palha etc. Daí surgiu o termo **eletricidade**, derivado de *elektron*, palavra grega que significa âmbar.

Uma explicação razoável para os fenômenos mostrados ao lado é de que toda matéria, no estado normal, contém **partículas elétricas que se neutralizam mutuamente**; quando ocorre atrito, algumas dessas partículas tendem a migrar de um corpo para outro, tornando-os eletrizados.

Outro passo importante para a história da eletricidade foi dado quando Benjamin Franklin (1706-1790) verificou que os raios, produzidos durante as tempestades, são uma forma de eletricidade.

Franklin inventou o para-raios e formulou a hipótese da existência de duas formas de eletricidade, denominadas eletricidade **positiva** (+) e eletricidade **negativa** (−). Concluiu também que as cargas podem passar de um corpo para outro por contato e que cargas de mesmo sinal se **repelem** e cargas de sinais opostos se **atraem**.

Em 1800, Alessandro Volta (1745-1827) inventou a **pilha elétrica**. Surgia, então, um dispositivo capaz de produzir quimicamente um fluxo contínuo de energia, que passou a ser chamado **corrente elétrica**.

No século XIX, outra série de observações e experimentos que abriu novos caminhos para o esclarecimento da estrutura atômica foi o estudo das **descargas elétricas em gases**. O exemplo mais comum desses fenômenos são os raios que "saltam" na atmosfera durante as tempestades.

Em 1854, Heinrich Geissler (1815-1879) desenvolveu um tubo de descarga constituído de um tubo de vidro fechado (ampola) com eletrodos circulares em suas extremidades. Geissler notou que, quando produzia uma descarga elétrica no interior do tubo de vidro, com gás sob baixa pressão, a descarga deixava de ser barulhenta, e aparecia no tubo uma luz cuja cor dependia do gás, de sua pressão e da voltagem aplicada. É isso que acontece nos tubos luminosos de néon e nas lâmpadas fluorescentes atuais.

ADILSON SECCO

Bastão de vidro, já atritado com um tecido de seda, atraindo uma bolinha de papel.

CHARLES D. WINTERS/PR-LATINSTOCK

Um balão de borracha atritado com a pele atrai um filete de água.

JUAN DE DIOS LEBRON/CID

Um pente de plástico atritado com lã atrai pedacinhos de papel.

ADILSON SECCO

Tubo de Geissler. (Representação esquemática sem escala; cores-fantasia.)

ALEXANDRE TOKITAKA/PULSAR IMAGENS

Os "tubos de néon" são preenchidos com gases diferentes sob pressão muito baixa e, quando submetidos a tensões elétricas elevadas, produzem cores diferentes.

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

Em 1875, William Crookes (1832-1919) colocou em uma ampola gases ainda mais rarefeitos que os usados no tubo de Geissler. Submetendo esses gases a tensões elétricas muito elevadas, verificou o aparecimento de uma mancha luminosa bem em frente ao catodo. Isso o levou a desconfiar de emissões que estariam partindo do catodo. Por esse motivo, essas emissões foram chamadas de **raios catódicos**. Da ampola de Crookes derivam os aparelhos de raios X e os televisores de tubo, como vemos na ilustração abaixo.

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

AMPOLA DE CROOKES

PETER BECK/CORBIS/LATINSTOCK

Paciente e dentista observando imagens obtidas com o uso de raios X, que têm larga aplicação na Odontologia.

Ao atingir o revestimento interno da tela de um televisor ou de um monitor de computador, um feixe de elétrons provoca a formação de imagens coloridas. (Representações esquemáticas sem escala; cores-fantasia.)

1.1. Elétron – a primeira partícula subatômica

Joseph John Thomson (1856-1940) trabalhou com ampolas de Crookes em cujo interior foram colocadas placas metálicas que eram carregadas eletricamente.

ADILSON SECCO

(Representação esquemática sem escala; cores-fantasia.)

Variando os gases na ampola, Thomson verificou que ocorria um desvio dos raios catódicos, mas esse desvio:

- era **independente** da natureza do **metal** constituinte do catodo e do **gás existente no tubo**. Isso o levou a imaginar que os raios catódicos eram formados por **partículas comuns** a toda e qualquer matéria;
- ocorria sempre em direção à **placa positiva**, o que sugeria que os raios catódicos eram formados por **partículas negativas**.

Joseph John Thomson

KEYSTONE/HULTON ARCHIVE-GETTY IMAGES

Filho de um livreiro, nasceu em 1856, em Manchester (Inglaterra). Apesar das dificuldades financeiras devidas à morte de seu pai, estudou Matemática, Física e Química. Tornou-se professor em Cambridge, onde organizou o laboratório Cavendish, de grande importância nas pesquisas sobre estrutura atômica. Em 1906, recebeu o prêmio Nobel por seus trabalhos envolvendo as propriedades dos elétrons. Faleceu em 1940.

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

Essas partículas foram denominadas **elétrons**. Surgia assim, pela primeira vez na história (1897), a ideia da existência de uma **partícula subatômica** (isto é, menor que o átomo). Contrariando Dalton, começava-se a constatar que o átomo podia ser dividido.

Para explicar os fenômenos observados até então, Thomson propôs, em 1903, um novo modelo de átomo, formado por uma "pasta" positiva "recheada" pelos elétrons de carga negativa, o que garantia a neutralidade elétrica do modelo atômico (esse modelo ficou conhecido como "pudim de passas"). Começava-se, então, a admitir oficialmente a **divisibilidade do átomo** e a reconhecer a **natureza elétrica da matéria**.

O modelo atômico de Thomson explicava satisfatoriamente os seguintes fenômenos:

- **eletrização por atrito**, entendendo-se que o atrito separava cargas elétricas (parte das positivas em um corpo e igual parte das negativas em outro, como no caso do bastão atritado com tecido);
- **corrente elétrica**, vista como um fluxo de elétrons;
- **formação de íons** negativos ou positivos, conforme os átomos tivessem, respectivamente, excesso ou falta de elétrons;
- **descargas elétricas em gases**, quando os elétrons são arrancados de seus átomos (como na ampola de Crookes).

Modelo atômico de Thomson. (Representação esquemática sem escala; cores-fantasia.)

1.2. Próton – a segunda partícula subatômica

Uma complementação aos experimentos de Crookes e de Thomson foi feita em 1886 por Eugen Goldstein (1850-1930), que modificou a ampola de raios catódicos e descobriu os chamados **raios anódicos** ou **canais**. Esses raios são formados pelos "restos" dos átomos do gás, que sobram após terem seus elétrons arrancados pela descarga elétrica. Por terem perdido elétrons (cargas negativas), as partículas que formam os raios anódicos são positivas, o que pode ser demonstrado pelo desvio dessas partículas em presença de um campo elétrico ou de um campo magnético.

Ampola de Goldstein. (Representação esquemática sem escala; cores-fantasia.)

Em particular, quando o gás presente na ampola de Goldstein é o hidrogênio (cujos átomos são os mais leves que se conhece), os raios canais apresentam o menor de todos os desvios verificados no campo elétrico ou no magnético. Imaginou-se então a existência de uma segunda partícula subatômica – o **próton** –, com carga positiva de valor igual à do elétron (capaz, portanto, de tornar o átomo de hidrogênio eletricamente neutro).

2 A descoberta da radioatividade

Em 1896, o cientista francês Henri Becquerel (1852-1908) descobriu que o elemento químico **urânio** emitia radiações semelhantes, em certos aspectos, aos raios X. Esse fenômeno passou a ser conhecido como **radioatividade**. Posteriormente, o casal Curie descobriu radioatividade ainda mais forte nos elementos químicos **polônio** e **rádio**. Em 1898, Ernest Rutherford verificou que algumas emissões radioativas se subdividiam quando submetidas a um campo elétrico:

(Representação esquemática sem escala; cores-fantasia.)

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

Desconfiou-se então de que as radiações α seriam formadas por partículas positivas (pois são atraídas pelo polo negativo) e mais pesadas (pois desviam menos); as radiações β seriam partículas negativas e mais leves, e as radiações γ não teriam massa (o que só foi explicado mais tarde).

Refletindo sobre esse fenômeno, podemos concluir o seguinte: se a matéria é eletricamente neutra, seus átomos são, obrigatoriamente, neutros; consequentemente, a saída de partículas elétricas só será possível se esses átomos estiverem sofrendo alguma divisão. Note que reaparecem aqui a ideia da divisibilidade do átomo e a da natureza elétrica da matéria (ou seja, a relação entre matéria e energia).

Atualmente, a radioatividade é muito usada em vários ramos da atividade humana. Em Medicina, por exemplo, materiais radioativos são usados na detecção de doenças do coração, da tireoide, do cérebro etc., e também em certos tratamentos, especialmente do câncer.

MARTIN DOHRN/SPL-LATINSTOCK

Radioterapia aplicada com o uso da bomba de cobalto no tratamento do câncer.

3 O modelo atômico de Rutherford

Em 1911, Rutherford fez um experimento muito importante, que veio a alterar e melhorar profundamente a representação do modelo atômico. Resumidamente, o experimento é descrito a seguir.

ADILSON SECCO

(Representação esquemática sem escala; cores-fantasia.)

Acompanhando a figura acima, vemos que um pedaço do metal polônio emite um feixe de partículas α, que atravessa uma lâmina finíssima de ouro. Rutherford observou que a maior parte das partículas α atravessava a lâmina de ouro como se esta fosse uma peneira; apenas algumas partículas desviavam ou até mesmo retrocediam.

Como explicar esses fatos?

Rutherford viu-se obrigado a admitir que a lâmina de ouro não era constituída de átomos maciços e justapostos, como pensaram Dalton e Thomson.

Ernest Rutherford

Nasceu em Nelson (Nova Zelândia), em 1871. Foi professor no Canadá e na Inglaterra – nas universidades de Manchester e Cambridge. Trabalhou com ondas eletromagnéticas, raios X, radioatividade e teoria nuclear. Recebeu o Prêmio Nobel de Química em 1908. Faleceu em 1937. Em sua homenagem, o elemento químico 104 foi chamado de **rutherfórdio** (Rf).

AKG-LATINSTOCK

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

Ao contrário, ela seria formada por **núcleos** pequenos, densos e positivos, dispersos em grandes espaços vazios, como esquematizado a seguir:

ADILSON SECCO

(Representação esquemática sem escala; cores-fantasia.)

Os grandes espaços vazios explicam por que a maioria das partículas α não sofre desvios. Entretanto, lembrando que as partículas α são positivas, é fácil entender que: no caso de uma partícula α passar próximo de um núcleo (também positivo), ela será fortemente desviada; e, no caso extremo de uma partícula α chocar-se diretamente com um núcleo, ela será repelida para trás.

Surge, porém, uma pergunta: se o ouro apresenta núcleos positivos, como explicar o fato de a lâmina de ouro ser eletricamente neutra?

Para completar seu modelo, Rutherford imaginou que ao redor do núcleo estavam girando os elétrons. Sendo negativos, os elétrons iriam contrabalançar a carga positiva do núcleo e garantir a neutralidade elétrica do átomo. Sendo muito pequenos e estando muito afastados entre si, os elétrons não iriam interferir na trajetória das partículas α.

Em resumo, o átomo seria semelhante ao Sistema Solar: o núcleo representaria o Sol; e os elétrons seriam os planetas, girando em órbitas circulares e formando a chamada **eletrosfera**. A figura ao lado representa o **modelo atômico de Rutherford** (1911).

Hoje, sabemos que o tamanho do átomo é 10 mil a 100 mil vezes maior que o de seu núcleo. Para efeito de comparação, podemos imaginar o núcleo atômico como sendo uma formiga no centro de um estádio como o Maracanã (observe que o modelo apresentado ao lado está totalmente fora de proporção, pois o núcleo representado é enorme em relação ao tamanho do átomo).

ADILSON SECCO

Modelo atômico de Rutherford. (Representação esquemática sem escala; cores-fantasia.)

3.1. Nêutron – a terceira partícula subatômica

No modelo atômico de Rutherford surgiu, porém, uma dúvida muito importante: se o núcleo atômico é formado por partículas positivas, por que essas partículas não se repelem e o núcleo não desmorona? A resposta veio em 1932, quando o cientista James Chadwick (1891-1974) verificou que o núcleo do elemento berílio radioativo emite **partículas sem carga elétrica** e de massa praticamente igual à dos prótons. Essa partícula foi denominada **nêutron** – confirmando-se assim a existência da **terceira partícula subatômica**. De certa maneira, os nêutrons "isolam" os prótons, evitando suas repulsões e o consequente "desmoronamento" do núcleo.

ADILSON SECCO

Núcleo do átomo. (Representação esquemática sem escala; cores-fantasia.)

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

Podemos, agora, ilustrar esquematicamente a estrutura atômica como mostra a figura ao lado.

Novos estudos foram feitos visando estabelecer as relações entre as massas e as intensidades das cargas elétricas dos prótons, nêutrons e elétrons. Concluiu-se então que, adotando-se como padrão, para o próton, massa = 1 e carga elétrica = +1, resultam os seguintes valores aproximados:

Partícula	Massa relativa	Carga elétrica relativa
Próton	1	+1
Nêutron	1	0
Elétron	$\frac{1}{1.836}$	−1

(Representação esquemática sem escala; cores-fantasia.)

Observe que a massa de um elétron é cerca de 1.836 vezes menor que a de um próton ou de um nêutron. Consequentemente, a perda ou ganho de elétrons por parte de um átomo (que irá transformá-lo num íon positivo ou negativo), não irá praticamente alterar sua massa.

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

Atividades práticas

Registre as respostas em seu caderno

1ª) Eletrização por atrito

Material

- 1 régua de plástico
- 1 bastão de vidro
- 1 pedaço de tecido de lã
- 1 pedaço de flanela
- pedaços pequenos de papel

Procedimento

- Aproxime a régua de um pedacinho de papel.
- Observe se ocorre alguma coisa e anote.
- Agora, atrite a régua em um pedaço de tecido de lã e coloque-a próximo a um pedacinho de papel.
- Anote as observações feitas.
- Repita o procedimento substituindo o tecido de lã pela flanela.
- Aproxime o bastão de vidro de um pedacinho de papel.
- Observe se ocorre alguma coisa e anote.
- Agora, atrite o bastão de vidro em um pedaço de tecido de lã e coloque-o próximo a um pedacinho de papel.
- Anote as observações.
- Repita o procedimento substituindo o tecido de lã pela flanela.

Perguntas

a) O que aconteceu quando a régua foi colocada próxima aos pedaços de papel antes e depois do atrito? Tente explicar.

b) O que ocorreu quando o bastão de vidro foi colocado próximo aos pedaços de papel antes e depois do atrito? Tente explicar.

c) O que deveria ocorrer se aproximássemos dois bastões de vidro que foram anteriormente atritados com lã? O que realmente ocorre?

2ª) Desvio de um filete de água

Material

- 1 régua de plástico
- 1 bastão de vidro
- 1 pedaço de tecido de lã

Procedimento

- Abra uma torneira de modo que obtenha um filete fino e uniforme de água.
- Aproxime, sem encostar, a régua de plástico do filete de água.
- Anote as observações feitas.
- Atrite a régua com o tecido de lã e aproxime-a novamente do filete de água.
- Anote as observações.
- Repita o procedimento substituindo a régua pelo bastão de vidro.

Perguntas

a) O que ocorreu quando a régua foi colocada próximo ao filete de água antes e depois do atrito? Tente explicar.

b) O que ocorreu quando o bastão de vidro foi colocado próximo ao filete de água antes e depois do atrito? Tente explicar.

Questões

Registre as respostas em seu caderno

a) Cite algumas das observações e invenções que foram importantes para auxiliar os estudos iniciais sobre os fenômenos elétricos.

b) Explique como foram realizados os experimentos que levaram à descoberta do elétron e os que levaram à descoberta do próton.

c) Descreva o modelo atômico elaborado por Thomson e cite fenômenos que podem ser explicados utilizando esse modelo.

d) Descreva o experimento realizado por Rutherford para estudar a estrutura do átomo, explicite os resultados obtidos e o modelo que foi elaborado a partir deles.

e) Segundo Rutherford, o núcleo atômico contém partículas positivas. Considerando que não há o desmoronamento do núcleo, como explicar que elas não se repelem?

f) Descreva o modelo atômico elaborado após os estudos de Rutherford e Chadwick.

Exercícios básicos

Registre as respostas em seu caderno

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

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

2. (UEMG) O modelo de átomo conhecido como **modelo de Rutherford** foi idealizado a partir de experiências realizadas em 1909. Várias conclusões foram tiradas a partir dessas experiências, exceto:

a) O átomo apresenta, predominantemente, espaços vazios.
b) O núcleo é a região mais densa do átomo.
c) O núcleo atômico apresenta carga elétrica positiva.
d) O núcleo é praticamente do tamanho do átomo todo.

3. (Osec-SP) Eletrosfera é a região do átomo que:

a) concentra praticamente toda a massa do átomo.
b) contém as partículas de carga elétrica positiva.
c) possui partículas sem carga elétrica.
d) permanece inalterada na formação dos íons.
e) tem volume praticamente igual ao volume do átomo.

4. Vamos supor que 1 nêutron "pesasse" 1 kg. Quanto "pesaria" aproximadamente um átomo com 11 prótons, 12 nêutrons e 11 elétrons? Qual seria a carga desse átomo?

Exercícios complementares

Registre as respostas em seu caderno

5. (Ufal) Para representar e explicar a natureza utilizam-se modelos. Um deles é o modelo atômico de Rutherford. Rutherford bombardeou uma finíssima lâmina de ouro com partículas emitidas por material radioativo.

Analise as proposições a seguir, identificando as verdadeiras e as falsas.

a) As partículas emitidas pelo material radioativo eram as partículas α, ou seja, elétrons de alta energia.
b) Rutherford formulou um modelo atômico semelhante ao sistema solar: uma região central e um envoltório denominado eletrosfera.
c) Na região central do átomo está concentrada, praticamente, toda a massa do átomo.
d) No envoltório, eletrosfera, está concentrada, praticamente, toda a carga positiva e toda a carga negativa.
e) O envoltório que constitui a eletrosfera é uma região praticamente sem massa.

6. (UFMG) Na experiência de espalhamento de partículas alfa, conhecida como "experiência de Rutherford", um feixe de partículas alfa foi dirigido contra uma lâmina finíssima de ouro, e os experimentadores (Geiger e Marsden) observaram que um grande número dessas partículas atravessava a lâmina sem sofrer desvios, mas que um pequeno número sofria desvios muito acentuados. Esse resultado levou Rutherford a modificar o modelo atômico de Thomson, propondo a existência de um núcleo de carga positiva, de tamanho reduzido e com, praticamente, toda a massa do átomo.

Qual é a alternativa que apresenta o resultado que era previsto para o experimento de acordo com o modelo de Thomson?

a) A maioria das partículas atravessaria a lâmina de ouro sem sofrer desvios e um pequeno número sofreria desvios muito pequenos.
b) A maioria das partículas sofreria grandes desvios ao atravessar a lâmina.
c) A totalidade das partículas atravessaria a lâmina de ouro sem sofrer nenhum desvio.
d) A totalidade das partículas ricochetearia ao se chocar contra a lâmina de ouro, sem conseguir atravessá-la.

7. Se 1 próton "pesasse" 1 t, quanto "pesariam", aproximadamente, 1 nêutron e 1 elétron?

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

4 A identificação dos átomos

A identificação de coisas e pessoas por meio de números é muito comum em nosso cotidiano. Os automóveis são identificados pelo número da placa (ou do motor, ou do chassi). As pessoas são identificadas pelo número do RG (carteira de identidade) ou pelo número do CPF (Cadastro de Pessoas Físicas da Receita Federal).

O número de prótons, de nêutrons e de elétrons constitui dado importante para identificar um átomo. Por isso, vamos definir alguns conceitos que estão diretamente relacionados a esses números.

4.1. Número atômico

Número atômico (*Z*) é o número de prótons existentes no núcleo de um átomo.

Num átomo neutro, cuja carga elétrica é zero, o número de prótons é igual ao número de elétrons. Quando se diz que o átomo de sódio (Na) tem número atômico 11, isso quer dizer que, no núcleo desse átomo, existem 11 prótons e, consequentemente, existem 11 elétrons na eletrosfera.

Do ponto de vista químico, o número atômico é muito importante, pois é o que melhor identifica um elemento químico. Essa foi a conclusão de Henry Moseley (1887-1915) em 1914. Isso acontece porque, como veremos mais adiante, somente alguns elétrons da eletrosfera participam das reações químicas; nelas, os núcleos dos átomos e, portanto, o **número de prótons permanecem inalterados**.

4.2. Número de massa

Número de massa (*A*) é a soma do número de prótons (*Z*) e de nêutrons (*N*) existentes num átomo.

Portanto:

$$A = Z + N$$

É o número de massa que nos informa se um átomo tem massa maior que outro átomo. Isso é lógico, pois apenas os prótons e nêutrons têm massa significativa, uma vez que a massa dos elétrons é desprezível, se comparada à dessas duas partículas.

Vejamos o exemplo: o átomo de sódio tem 11 prótons, 12 nêutrons e 11 elétrons.

Temos, então, para o átomo de sódio:

- número atômico: $Z = 11$ (número de prótons = número de elétrons = 11);
- número de nêutrons: $N = 12$;
- número de massa: $A = Z + N = 11 + 12 = 23$.

4.3. Elemento químico

Elemento químico é o conjunto de átomos com o mesmo número atômico (*Z*).

Assim, por exemplo, quando falamos no elemento químico sódio, estamos falando de todos os átomos com número atômico 11. Outros exemplos:

- o número atômico 17 **identifica** os átomos de cloro;
- o número atômico 26 **identifica** os átomos de ferro; etc.

A notação geral de um átomo é: $^{A}_{Z}X$ ou $_{Z}X^{A}$

Número de massa

Número atômico

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

Atualmente, a primeira notação é a mais usada.

Por exemplo: $^{35}_{17}C\ell$ indica um átomo de cloro, que possui 17 prótons e 18 nêutrons no núcleo. Seu número de massa é 35, pois 17 + 18 = 35.

4.4. Íons

Um átomo é eletricamente neutro, ou seja, o número de elétrons na eletrosfera é igual ao número de prótons do núcleo e, em consequência, suas cargas se anulam.

Um átomo pode, porém, ganhar ou perder elétrons da eletrosfera, sem sofrer alterações em seu núcleo, resultando daí partículas denominadas **íons**.

Quando um átomo ganha elétrons, ele se torna um **íon negativo**, também chamado **ânion**. Por exemplo: o átomo normal de cloro tem 17 prótons, 18 nêutrons e **17 elétrons**. Ele pode ganhar 1 elétron e transformar-se em **ânion cloreto ($C\ell^-$)**, que terá 17 prótons, 18 nêutrons e **18 elétrons**.

Quando um átomo perde elétrons, ele se torna um **íon positivo**, também chamado **cátion**. Por exemplo: o átomo de sódio (Na) tem 11 prótons, 12 nêutrons e **11 elétrons**. Ele pode perder 1 elétron, tornando-se um **cátion sódio (Na^+)** com 11 prótons, 12 nêutrons e **10 elétrons**.

Observe que, quando um átomo ganha elétrons, seu tamanho aumenta; quando ele perde elétrons, diminui de tamanho; mas em ambos os casos sua massa praticamente não se altera, pois a massa do elétron é desprezível.

(Representações esquemáticas sem escala; cores-fantasia.)

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

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

Os íons estão sempre presentes em nosso dia a dia. Um perfeito equilíbrio entre os íons Na^+ e K^+, por exemplo, é fundamental para o funcionamento das células de nosso organismo. Ao colocarmos sal (cloreto de sódio) em nossos alimentos, estamos na verdade colocando íons Na^+ e $C\ell^-$.

4.5. Isótopos e isóbaros

Examinando o número atômico (*Z*), o número de nêutrons (*N*) e o número de massa (*A*) de diferentes átomos, podemos encontrar conjuntos de átomos com um ou outro número igual. A partir daí surgiram alguns novos conceitos que agora passamos a definir:

> **Isótopos** são átomos com mesmo número de prótons (***Z***) e diferente número de massa (***A***).

Conclui-se, facilmente, que os isótopos são átomos do **mesmo elemento químico** que possuem diferentes números de nêutrons, resultando daí números de massa diferentes. Exemplos:

$$\underbrace{^{1}_{1}H \qquad ^{2}_{1}H \qquad ^{3}_{1}H}_{\text{Isótopos de hidrogênio}} \qquad (Z = 1)$$

$$\underbrace{^{16}_{8}O \qquad ^{17}_{8}O \qquad ^{18}_{8}O}_{\text{Isótopos de oxigênio}} \qquad (Z = 8)$$

Cada isótopo é também chamado de **nuclídeo**. Os três isótopos de hidrogênio, ${}^{1}_{1}H$, ${}^{2}_{1}H$, ${}^{3}_{1}H$, têm nomes especiais, a saber, **hidrogênio**, **deutério** e **trítio**, respectivamente; isso não acontece com os demais, de modo que os três isótopos do oxigênio, mencionados na página anterior, são conhecidos apenas como oxigênio-16, oxigênio-17 e oxigênio-18.

A **isotopia** é um fenômeno muito comum na natureza. Podemos dizer que praticamente todos os elementos químicos naturais são formados por misturas de isótopos. Por exemplo, o elemento químico cloro é formado por, aproximadamente, 75% de cloro-35 (${}^{35}_{17}C\ell$) e 25% de cloro-37 (${}^{37}_{17}C\ell$), em massa; observe que, em qualquer composto de cloro existente na Terra, iremos sempre encontrar essa mesma mistura isotópica – 75% de cloro-35 e 25% de cloro-37.

Na natureza existem cerca de 90 elementos químicos diferentes. No entanto, já são conhecidos milhares de isótopos diferentes – sejam os naturais, sejam os obtidos artificialmente. Dentre os isótopos artificiais, destacam-se os radioativos, que têm extensa aplicação prática em nossos dias, como na Medicina (iodo-131, para mapeamento da tireoide), na agricultura (fósforo-32, usado no estudo do metabolismo dos vegetais) etc.

É importante também notar que os isótopos têm **propriedades químicas iguais** (que dependem da estrutura da eletrosfera) e **propriedades físicas diferentes** (que dependem da massa do átomo). Assim, por exemplo, embora o hidrogênio (H) e o deutério (D) sejam ambos gasosos, a densidade (propriedade física) do deutério é o dobro da do hidrogênio. Ambos reagem com o oxigênio, formando água (propriedade química igual) – o hidrogênio forma a água comum (H_2O), de densidade igual a 1,0 g/mL; já o deutério forma a chamada **água pesada** (D_2O), pois tem densidade igual a 1,1 g/mL (veja que até seus compostos têm propriedades físicas diferentes).

> **Isóbaros** são átomos de diferentes números de prótons (elementos diferentes), mas que possuem o mesmo número de massa (***A***).

Conclui-se que os isóbaros são átomos de **elementos químicos diferentes**, mas que possuem a mesma massa porque um maior número de prótons é compensado por um menor número de nêutrons e vice-versa. Exemplos:

$$\underbrace{{}^{40}_{19}K \qquad {}^{40}_{20}Ca}_{\text{Isóbaros}} \qquad (A = 40)$$

$$\underbrace{{}^{42}_{20}Ca \qquad {}^{42}_{21}Sc \qquad {}^{42}_{22}Ti}_{\text{Isóbaros}} \qquad (A = 42)$$

Os isóbaros têm propriedades físicas e químicas diferentes.

Questões

Registre as respostas em seu caderno

a) Defina número atômico, número de massa e elemento químico.

b) Explique o que são átomos isótopos e isóbaros.

c) Critique cada uma das afirmações abaixo:

1) Átomos que possuem o mesmo número atômico são sempre idênticos.

2) O número de massa de um átomo pode ser fracionário.

3) Todos os átomos de um mesmo elemento químico possuem o mesmo número de massa.

4) Os cátions possuem mais elétrons do que prótons.

5) Os ânions possuem mais prótons do que elétrons.

6) Os isótopos possuem o mesmo número de massa.

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

Exercícios básicos

Registre as respostas em seu caderno

Exercício resolvido

8. Quais são os números de prótons (Z), de massa (A), de nêutrons (N) e de elétrons (E) de um átomo de potássio ($^{39}_{19}K$) em seu estado normal?

Resolução

O número de prótons, $Z = 19$, e o número de massa, $A = 39$, já estão indicados na representação $^{39}_{19}K$. O número de nêutrons é
$N = A - Z = 39 - 19 = 20$. O número de elétrons é $E = Z = 19$, pois o átomo em seu **estado normal** significa **átomo neutro**, no qual o número de elétrons deve ser igual ao número de prótons.

9. (UFSM-RS) Um átomo neutro tem 15 elétrons e 16 nêutrons. Seu número de massa é:

a) 1.
b) 15.
c) 16.
d) 30.
e) 31.

10. (UCS-RS) Isótopos são átomos que apresentam o mesmo número atômico, mas diferentes números de massa. O magnésio possui isótopos de números de massa iguais a 24, 25 e 26. Os isótopos do magnésio possuem números de nêutrons, respectivamente, iguais a: (Dado: número atômico do magnésio = 12.)

a) 12, 12 e 12.
b) 24, 25 e 26.
c) 12, 13 e 14.
d) 16, 17 e 18.
e) 8, 8 e 8.

11. (Unifor-CE) Dentre as espécies químicas:

$^{9}_{5}B$, $^{10}_{5}B$, $^{11}_{5}B$ $\quad$ $^{10}_{6}C$, $^{12}_{6}C$, $^{14}_{6}C$

as que representam átomos cujos núcleos possuem 6 nêutrons são:

a) $^{10}_{6}C$ e $^{12}_{6}C$.
b) $^{11}_{5}B$ e $^{12}_{6}C$.
c) $^{10}_{5}B$ e $^{11}_{5}B$.
d) $^{9}_{5}B$ e $^{14}_{6}C$.
e) $^{14}_{6}C$ e $^{10}_{5}B$.

Exercício resolvido

12. Quais são os números Z, A, N e E de um cátion potássio (K^+), com carga elétrica +1?

Resolução

No cátion potássio (K^+), os números de prótons ($Z = 19$), de massa ($A = 39$) e de nêutrons ($N = 20$) são iguais aos do próprio átomo de potássio, como calculamos no exercício 8, pois esses números referem-se ao núcleo do átomo. A eletrosfera, porém, **perdeu um elétron** no instante em que o átomo neutro de potássio (K^0) se transformou em **cátion potássio (K^+)**. Temos, então, $E = 18$ elétrons.

13. (UFG-GO) O número de prótons, nêutrons e elétrons representados por $^{138}_{56}Ba^{2+}$ é, respectivamente:

a) 56, 82 e 56.
b) 56, 82 e 54.
c) 56, 82 e 58.
d) 82, 138 e 56.
e) 82, 194 e 56.

14. (UFPE) Isótopos radioativos de iodo são utilizados no diagnóstico e tratamento de problemas da tireoide, e são, em geral, ministrados na forma de sais de iodeto. Os números de prótons, nêutrons e elétrons no isótopo 131 do iodeto $^{131}_{53}I^-$ são, respectivamente:

a) 53, 78 e 52.
b) 53, 78 e 54.
c) 53, 131 e 53.
d) 131, 53 e 131.
e) 52, 78 e 53.

15. (FGV-SP) Um certo íon negativo, X^{3-}, tem carga negativa −3, sendo seu número total de elétrons 36 e seu número de massa 75. Podemos dizer que seu número atômico e número de nêutrons são, respectivamente:

a) 36 e 49.
b) 36 e 42.
c) 33 e 42.
d) 33 e 39.
e) 36 e 75.

16. (UFSM-RS) Analise as seguintes afirmativas:

I. Isótopos são átomos de um mesmo elemento que possuem mesmo número atômico e diferente número de massa.
II. O número atômico de um elemento corresponde ao número de prótons no núcleo de um átomo.
III. O número de massa corresponde à soma do número de prótons e do número de elétrons de um elemento.

Está(ão) correta(s):

a) apenas I.
b) apenas II.
c) apenas III.
d) apenas I e II.
e) apenas II e III.

17. (UFPA) Os isótopos do hidrogênio receberam os nomes de prótio ($^{1}_{1}H$), deutério ($^{2}_{1}H$) e trítio ($^{3}_{1}H$). Nesses átomos os números de nêutrons são, respectivamente, iguais a:

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

Exercícios complementares

Registre as respostas em seu caderno

18. (UFV-MG) Observe a tabela abaixo:

Elemento neutro	X	Y
Número atômico	13	D
Número de prótons	A	15
Número de elétrons	B	15
Número de nêutrons	C	16
Número de massa	27	E

Os valores corretos de A, B, C, D e E são, respectivamente:

a) 13, 14, 15, 16, 31.
b) 14, 14, 13, 16, 30.
c) 12, 12, 15, 30, 31.
d) 13, 13, 14, 15, 31.
e) 15, 15, 12, 30, 31.

19. (Vunesp) Com a frase *Grupo concebe átomo "mágico" de silício*, a edição de 18.06.2005 da *Folha de S.Paulo* chama a atenção para a notícia da produção de átomos estáveis de silício com duas vezes mais nêutrons do que prótons, por cientistas da Universidade Estadual da Flórida, nos Estados Unidos da América. Na natureza, os átomos estáveis deste elemento químico são: $^{28}_{14}Si$, $^{29}_{14}Si$ e $^{30}_{14}Si$. Quantos nêutrons há em cada átomo "mágico" de silício produzido pelos cientistas da Flórida?

a) 14
b) 16
c) 28
d) 30
e) 44

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

20. (UCDB-MS) O isótopo mais abundante do alumínio é o $^{27}_{13}A\ell$

Os números de prótons, nêutrons e elétrons do íon $A\ell^{3+}$ deste isótopo são, respectivamente:

a) 13, 14 e 10.
b) 13, 14 e 13.
c) 10, 14 e 13.
d) 16, 14 e 10.
e) 10, 40 e 10.

21. (UFSM-RS) Observe as colunas:

COLUNA I	COLUNA II
Átomo ou íon	**Nº de prótons, de elétrons e de nêutrons, respectivamente**
1. $^{35}_{17}C\ell^{-}$	a. 1, 1, 0
2. $^{56}_{26}Fe$	b. 13, 10, 14
3. $^{1}_{1}H$	c. 17, 18, 18
4. $^{27}_{13}A\ell^{3+}$	d. 26, 26, 30
5. $^{31}_{15}P$	e. 15, 15, 16
	f. 1, 2, 1

A associação correta entre as colunas é:

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

22. (Mackenzie-SP) O íon X^{3-} tem 36 elétrons e 42 nêutrons. O átomo neutro *X* apresenta número atômico e número de massa, respectivamente:

a) 42 e 78.
b) 36 e 78.
c) 30 e 72.
d) 33 e 75.
e) 36 e 75.

23. (UFF-RJ) A tabela seguinte fornece o número de prótons e o número de nêutrons existentes no núcleo de vários átomos.

Átomo	Nº de prótons	Nº de nêutrons
a	34	45
b	35	44
c	33	42
d	34	44

Considerando os dados da tabela, o átomo isótopo de *a* e o átomo que tem o mesmo número de massa do átomo *a* são, respectivamente:

a) *d* e *b*.
b) *c* e *d*.
c) *b* e *c*.
d) *b* e *d*.
e) *c* e *b*.

24. (UFSCar-SP) Um modelo relativamente simples para o átomo o descreve como sendo constituído por um núcleo contendo prótons e nêutrons, e elétrons girando ao redor do núcleo. Um dos isótopos do elemento ferro é representado pelo símbolo $^{56}_{26}Fe$. Em alguns compostos, como a hemoglobina do sangue, o ferro encontra-se no estado de oxidação 2+ (Fe^{2+}). Considerando-se somente o isótopo mencionado, é correto afirmar que no íon Fe^{2+}:

a) o número de nêutrons é 56, o de prótons é 26 e o de elétrons é 24.
b) o número de nêutrons + prótons é 56 e o número de elétrons é 24.
c) o número de nêutrons + prótons é 56 e o número de elétrons é 26.
d) o número de prótons é 26 e o número de elétrons é 56.
e) o número de nêutrons + prótons + elétrons é 56 e o número de prótons é 28.

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

5 O modelo atômico de Rutherford-Bohr

5.1. Introdução

O modelo atômico de Rutherford, que descrevemos nas páginas anteriores, foi um grande passo para a compreensão da estrutura interna do átomo. Mas esse modelo tinha algumas deficiências. De fato, Rutherford foi obrigado a admitir que os elétrons giravam ao redor do núcleo, pois, sem movimento, os elétrons (que são negativos) seriam atraídos pelo núcleo (que é positivo); consequentemente, iriam de encontro ao núcleo, e o átomo se "desmontaria" – mas essa ocorrência nunca foi observada.

No entanto, ao admitir o movimento de rotação dos elétrons em torno do núcleo, Rutherford acabou criando outro paradoxo. De fato, diz a Física Clássica que toda partícula elétrica em movimento circular (como seria o caso dos elétrons) está constantemente emitindo energia. Ora, se o elétron segue liberando (perdendo) energia, sua velocidade de rotação ao redor do núcleo teria de diminuir com o tempo. Desse modo, o elétron acabaria indo de encontro ao núcleo, descrevendo um movimento espiralado. Como sair então desse impasse? É o que explicaremos nos itens seguintes.

(Representação esquemática sem escala; cores-fantasia.)

Essas últimas dúvidas servem para mostrar, mais uma vez, como a Ciência evolui – aos poucos, enfrentando as contradições apontadas por novas observações e novos experimentos, sempre em busca de modelos mais satisfatórios.

5.2. Um breve estudo das ondas

A solução para os impasses apontados no item anterior começou a surgir com a **mecânica ondulatória**. Vamos então fazer um pequeno estudo das ondas. O exemplo mais simples é o das ondas do mar:

ADILSON SECCO

Alguns dados importantes podem ser notados por um observador parado no ancoradouro:

- o número de ondas que passam pelo ancoradouro por unidade de tempo, o que é chamado de **frequência** e representado pela letra ***f*** (na figura acima, passam 4 ondas por minuto); a frequência pode ser medida em **ciclos por minuto** ou em **ciclos por segundo**, o que é denominado **hertz** (símbolo **Hz**), em homenagem ao físico Heinrich Hertz (1857-1894);
- a distância entre duas cristas consecutivas, o que é chamado de **comprimento de onda** e representado pela letra grega λ (lambda); o comprimento de onda é medido em metros (ou seus múltiplos e submúltiplos);
- a velocidade de passagem das ondas, que é chamada de **velocidade de propagação**, representada por ***v*** e medida em metros por minuto.

Essas três grandezas físicas – a velocidade de propagação (v), o comprimento de onda (λ) e a frequência (f) – caracterizam a onda e relacionam-se de acordo com a seguinte fórmula matemática:

$$v = \lambda f$$

No exemplo da figura acima, onde passam pelo ancoradouro 4 ondas por minuto, se o comprimento de onda for de 0,5 metro, teremos então:

$$v = 0{,}5 \cdot 4 \Rightarrow v = 2 \text{ m/min}$$

isto é, ondas com velocidade de 2 metros por minuto.

5.3. As ondas eletromagnéticas

Para a continuação de nossos estudos é importante considerar agora as chamadas **ondas eletromagnéticas**. Essas ondas são formadas pela oscilação simultânea de um campo elétrico e de um campo magnético perpendiculares entre si e que transmitem energias elétrica e magnética.

ADILSON SECCO

A onda eletromagnética se desloca na direção do eixo *x*; o campo elétrico vibra na direção do plano *xy*; e o campo magnético na direção do plano *xz*. (Representação esquemática; cores-fantasia.)

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

Em nosso cotidiano, o exemplo mais comum de onda ou oscilação eletromagnética é a **luz**. Uma observação de grande importância é notar o comportamento da luz ao atravessar um prisma de vidro. Um feixe de **luz branca** (luz solar ou de uma lâmpada incandescente comum) decompõe-se em várias cores, que formam o chamado **espectro luminoso**, conforme mostramos na figura a seguir.

DAVID PARKER/SCIENCE PHOTO LIBRARY-LATINSTOCK

Dispersão da luz branca através de um prisma.

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

(Representação esquemática sem escala.)

A imagem acima mostra um **espectro contínuo**, pois as cores vão variando gradativamente do vermelho ao violeta – que são os dois limites extremos para nossa visão. Fenômeno idêntico ocorre na formação do **arco-íris**, em que as gotículas de água no ar agem sobre a luz do mesmo modo que o prisma de vidro.

Qual é a diferença entre uma cor e outra? Hoje sabemos que a diferença reside nos **comprimentos de onda** e nas **frequências**, que variam para cada cor. Alguns exemplos de cores monocromáticas (do grego: *monos*, um; *chroma*, cor) são:

- verde, com $\lambda = 530$ nm
- amarelo, com $\lambda = 580$ nm
- vermelho, com $\lambda = 700$ nm

(nm = nanometro = 10^{-9} metro)

ADILSON SECCO

(Representação esquemática.)

É importante, ainda, lembrar que as ondas eletromagnéticas transportam energia que é tanto maior quanto maior for a frequência da onda.

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

Hoje sabemos também que o **espectro completo** das ondas eletromagnéticas é muito mais amplo que o da luz visível, isto é, das ondas que podemos perceber por meio da visão. O esquema seguinte procura dar uma ideia do espectro eletromagnético completo:

(Representação esquemática sem escala.)

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

A velocidade de propagação (v) de todas as ondas eletromagnéticas no vácuo é igual e constante, valendo aproximadamente 300.000 quilômetros por segundo. Essa é uma velocidade enorme, tanto que a luz do Sol demora apenas 8 minutos e 30 segundos para chegar à Terra, embora a distância média do Sol à Terra seja de aproximadamente 150 milhões de quilômetros.

5.4. Espectros descontínuos ou atômicos

Voltemos agora ao experimento de produzir um espectro luminoso fazendo a luz atravessar um prisma de vidro, como vimos à página 119. Se em vez da luz solar ou de uma lâmpada incandescente usássemos um tubo semelhante ao de Geissler (página 106), contendo o gás hidrogênio a baixa pressão e sob alta tensão elétrica ("lâmpada" de hidrogênio), o fenômeno observado seria bem diferente:

(Representações esquemáticas sem escala.)

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

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

Em lugar do espectro contínuo (isto é, contendo todas as cores), vemos agora no anteparo apenas algumas linhas coloridas, permanecendo o restante totalmente escuro. Dizemos então que o espectro é **descontínuo** e chamamos as linhas luminosas de **raias** ou **bandas do espectro**.

A descontinuidade do espectro não ocorre só com o hidrogênio, mas com todos os elementos químicos. É também muito importante notar que as raias do espectro são constantes para um dado elemento químico, mas mudam de um elemento para outro, como mostramos no esquema abaixo:

ADILSON SECCO

Alguns espectros da luz visível. Cada elemento químico tem seu espectro característico, como se fosse uma "impressão digital".

No início do século XX surgiu a seguinte pergunta: estariam essas raias do espectro descontínuo ligadas à estrutura atômica? É o que esclareceremos no item seguinte.

5.5. O modelo de Rutherford-Bohr

O cientista dinamarquês Niels Bohr (1885-1962) aprimorou, em 1913, o modelo atômico de Rutherford, utilizando a teoria de Max Planck (1858-1947). Em 1900, Planck já havia admitido a hipótese de que a energia não seria emitida de modo contínuo, mas em "pacotes". A cada "pacote de energia" foi dado o nome de ***quantum***. Surgiram, assim, os chamados **postulados de Bohr**:

- os elétrons se movem ao redor do núcleo em um número finito de órbitas de energia bem definida, que são denominadas **órbitas estacionárias** ou **níveis de energia**.
- movendo-se em uma órbita estacionária, o elétron não emite nem absorve energia;
- ao saltar de uma órbita estacionária para outra, o elétron emite ou absorve uma quantidade bem definida de energia, chamada ***quantum*** de energia (em latim, o plural de *quantum* é ***quanta***).

Essa emissão de energia é explicada a seguir.

Recebendo energia (térmica, elétrica ou luminosa) do exterior, o elétron salta de uma órbita mais interna para outra mais externa; a quantidade de energia recebida é, porém, bem definida (um *quantum* de energia). Estando nessa órbita mais externa, diz-se também que o elétron está num "estado excitado".

Pelo contrário, ao "voltar" de uma órbita mais externa para outra mais interna, o elétron emite um *quantum* de energia, na forma de luz de cor bem definida ou outra radiação eletromagnética, como ultravioleta ou raios X (daí o nome **fóton** que é dado para esse *quantum* de energia).

Esses saltos se repetem milhões de vezes por segundo, produzindo assim uma onda eletromagnética, que nada mais é que uma sucessão de fótons (ou *quanta*) de energia.

Considerando que os elétrons só podem saltar entre órbitas (níveis de energia) bem definidas, é fácil entender por que nos espectros descontínuos aparecem sempre as mesmas raias de cores também bem definidas. Mais uma vez, notamos a **ligação entre matéria e energia** – nesse caso, a energia luminosa.

ADILSON SECCO

(Representações esquemáticas sem escala; cores-fantasia.)

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

No caso particular do átomo de hidrogênio, temos um esquema com a seguinte relação entre alguns saltos dos elétrons e as respectivas raias do espectro:

ADILSON SECCO

Quatro possíveis "saltos" do elétron no átomo de hidrogênio. (Representação esquemática sem escala; cores-fantasia.)

Acompanhando a figura anterior, verifique que, quando o elétron volta da órbita número 6 para a de número 2, ele emite luz de cor violeta; da 5 para a 2 produz luz de cor azul; da 4 para a 2 produz luz verde; e da 3 para a 2 produz luz vermelha.

É fácil entender que átomos maiores, tendo maior número de elétrons, darão também maior número de raias espectrais; além disso, quando o elemento químico é aquecido a temperaturas mais altas (isto é, recebe mais energia), o número de "saltos eletrônicos" e, consequentemente, o número de raias espectrais aumentam; no limite as raias se "juntam" e formam um espectro contínuo, como o produzido pela luz solar ou pelo filamento de tungstênio de uma lâmpada incandescente, quando acesa.

Assim, ao modelo atômico de Rutherford, corrigido pelas ponderações de Bohr, foi dado o nome de **modelo atômico de Rutherford-Bohr** (1913). Nesse modelo, diz-se também que os elétrons obedecem à **mecânica quântica** e não à mecânica clássica, como se pensava antes de Bohr.

Niels Henrik David Bohr

AKG-LATINSTOCK

Nasceu em Copenhague, Dinamarca, em 1885. Estudou na Dinamarca e na Inglaterra. Foi professor da Universidade e diretor do Instituto de Física Teórica de Copenhague. Por seus trabalhos sobre estrutura atômica, recebeu o Prêmio Nobel de Física de 1922. Estudou a fissão nuclear, contribuindo assim para o desenvolvimento da energia atômica. Faleceu em 1962. Em sua homenagem, o elemento químico 107 recebeu o nome **bóhrio** (Bh).

A fim de simplificar a análise da estrutura atômica, por muito tempo utilizou-se o modelo de camadas para descrever os níveis de energia atômicos; as camadas foram nomeadas por letras maiúsculas (K, L, M, N, O, P e Q) que correspondem aos níveis 1, 2, 3, 4, 5, 6 e 7. Conforme se verá nos próximos tópicos deste capítulo, verificou-se ainda que cada nível energético acomoda um número máximo de elétrons, apresentado na tabela abaixo.

Camada	Número máximo de elétrons
K	2
L	8
M	18
N	32
O	32
P	18
Q	2

ADILSON SECCO

(Representação esquemática sem escala; cores-fantasia.)

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

Questões

Registre as respostas em seu caderno

a) Quais as limitações apresentadas pelo modelo de Rutherford?

b) Descreva as três grandezas utilizadas para caracterizar as ondas e cite unidades de medida que podem ser empregadas em cada caso.

c) O que são ondas eletromagnéticas? Dê um exemplo.

d) Qual é o comportamento da luz solar ao atravessar um prisma?

e) Como podemos explicar a existência de luzes de cores diferentes?

f) Considerando a luz produzida por um tubo contendo gás hidrogênio a baixa pressão e sob alta tensão elétrica, descreva o que se observa quando essa luz atravessa um prisma. O que ocorre quando outros gases são submetidos a essas mesmas condições?

g) Como Niels Bohr explicou os espectros obtidos a partir da decomposição da luz produzida por tubos contendo diferentes gases a baixa pressão e sob alta tensão elétrica?

h) Ilustre e descreva o modelo atômico de Rutherford-Bohr.

Pesquisa

Registre as respostas em seu caderno

Pesquise sobre a radiação ultravioleta, inclusive sobre as possíveis aplicações dessa radiação.

Exercícios básicos

Registre as respostas em seu caderno

25. (PUC-PR - modificado) Alguns modelos atômicos que conhecemos foram propostos por Dalton, Rutherford e Bohr nos séculos XIX e XX. Algumas das características de cada um desses modelos estão apresentadas no quadro abaixo:

Modelo	Características
I	Núcleo atômico denso, com carga positiva. Elétrons em órbitas circulares.
II	Átomos maciços e indivisíveis.
III	Núcleo atômico denso, com carga positiva. Elétrons em órbitas circulares de energia quantizada.

Qual alternativa abaixo apresenta a associação **correta** modelo/cientista?

a) I/ Rutherford; II/ Dalton; III/ Bohr.
b) I/ Bohr; II/ Dalton; III/ Rutherford.
c) I/ Dalton; II/ Bohr; III/ Rutherford.
d) I/ Dalton; II/ Rutherford; III/ Bohr.
e) I/ Rutherford; II/ Bohr; III/ Dalton.

26. Chama-se fóton certa quantidade de energia capaz de:

a) sempre expulsar o elétron do átomo.
b) sempre que absorvida pelo elétron, mudar a sua trajetória para outra mais externa.
c) apenas manter o elétron em órbita.
d) desintegrar o átomo.
e) transformar o átomo num ânion.

27. O máximo de elétrons que um átomo pode representar na camada **N** é:

a) 2. b) 8. c) 18. d) 32. e) 64.

28. (FMTM-MG) Fogos de artifício utilizam sais de diferentes íons metálicos misturados com um material explosivo. Quando incendiados, emitem diferentes colorações. Por exemplo: sais de sódio emitem cor amarela, de bário, cor verde e de cobre, cor azul. Essas cores são produzidas quando os elétrons excitados dos íons metálicos retornam para níveis de menor energia. O modelo atômico mais adequado para explicar esse fenômeno é o modelo de:

a) Rutherford.
b) Rutherford-Bohr.
c) Thomson.
d) Dalton.
e) Millikan.

29. (UFV-MG) O sal de cozinha ($NaC\ell$) emite luz de coloração amarela quando colocado numa chama. Baseando-se na teoria atômica, é correto afirmar que:

a) os elétrons do cátion Na^+, ao receberem energia da chama, saltam de uma camada mais externa para uma mais interna, emitindo luz amarela.
b) a luz amarela emitida nada tem a ver com o sal de cozinha, pois ele não é amarelo.
c) a emissão da luz amarela se deve a átomos de oxigênio.
d) os elétrons do cátion Na^+, ao receberem energia da chama, saltam de uma camada mais interna para uma mais externa e, ao perderem a energia ganha, emitem-na sob a forma de luz amarela.
e) qualquer outro sal também produziria a mesma coloração.

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

30. (UFRGS-RS) Uma moda atual entre as crianças é colecionar figurinhas que brilham no escuro. Essas figuras apresentam em sua constituição a substância sulfeto de zinco. O fenômeno ocorre porque alguns elétrons que compõem os átomos dessa substância absorvem energia luminosa e saltam para níveis de energia mais externos. No escuro, esses elétrons retornam aos seus níveis de origem, liberando energia luminosa e fazendo a figurinha brilhar. Essa característica pode ser explicada considerando o modelo atômico proposto por:

a) Dalton.
b) Thomson.
c) Lavoisier.
d) Rutherford.
e) Bohr.

Exercício resolvido

31. Uma emissora de rádio transmite na frequência de 1.000 kHz (quilohertz). Sabendo que a velocidade das ondas eletromagnéticas é de aproximadamente 300.000 km/s, calcule o comprimento de onda da emissora.

Resolução

Sendo $v = \lambda \cdot f$, temos:

$300.000 = \lambda \cdot 1.000.000 \Rightarrow$

$\Rightarrow \boxed{\lambda = 0{,}3 \text{ km } (300 \text{ m})}$

32. Uma emissora de televisão transmite na faixa de 76 a 82 MHz (megahertz). Sendo de 300.000 km/s a velocidade das ondas eletromagnéticas, qual é a faixa de comprimentos de onda utilizada por essa emissora? (Note que a resposta deste exercício será menor do que a do anterior, pois as emissoras de televisão empregam ondas mais curtas do que as das emissoras de rádio AM.)

Exercícios complementares

Registre as respostas em seu caderno

33. (UGF-RJ) O físico dinamarquês Niels Bohr (1885-1962) enunciou, em 1913, um modelo atômico que relacionou a quantidade de energia dos elétrons com sua localização na eletrosfera.

Em relação à energia associada às transições eletrônicas, um elétron, ao absorver energia, pode sofrer a seguinte transição:

a) da órbita **N** para a órbita **M**.
b) da órbita **P** para a órbita **O**.
c) da órbita **L** para a órbita **K**.
d) da órbita **O** para a órbita **P**.
e) da órbita **M** para a órbita **L**.

34. (UEPB) Analise as afirmativas abaixo:

I. Em determinadas circunstâncias, um átomo neutro, ao ceder um elétron, adquire uma carga elétrica positiva: $A^0 \rightarrow A^+ + e^-$.
II. Segundo Niels Bohr (1885-1962), o elétron passa de uma órbita mais externa para outra mais interna, quando recebe energia.
III. Um elemento químico é constituído de átomos de mesma carga nuclear (mesmo Z).

Considerando as afirmativas I, II e III, qual é a alternativa correta?

a) Apenas I e II estão corretas.
b) Apenas I e III estão corretas.
c) Apenas II está correta.
d) Todas estão corretas.
e) Apenas I está correta.

35. (PUC-RS) Quando se salpica um pouco de cloreto de sódio ou bórax diretamente nas chamas de uma lareira, obtêm-se chamas coloridas. Isso acontece porque nos átomos dessas substâncias os elétrons excitados:

a) absorvem energia sob forma de luz, neutralizando a carga nuclear e ficando eletricamente neutros.
b) retornam a níveis energéticos inferiores, devolvendo energia absorvida sob forma de luz.
c) recebem um *quantum* de energia e distribuem-se ao redor do núcleo em órbitas mais internas.
d) emitem energia sob forma de luz e são promovidos para órbitas mais externas.
e) saltam para níveis energéticos superiores, superando a carga nuclear e originando um ânion.

36. (Unicamp-SP) A ANATEL determina que as emissoras de rádio FM utilizem as frequências de 87,9 a 107,9 MHz, e que haja uma diferença de 0,2 MHz entre emissoras com frequências vizinhas. A cada emissora, identificada por sua frequência, é associado um canal, que é um número natural que começa em 200. Desta forma, à emissora cuja frequência é de 87,9 MHz corresponde o canal 200; à seguinte, cuja frequência é de 88,1 MHz, corresponde o canal 201, e assim por diante. Pergunta-se:

a) Quantas emissoras FM podem funcionar [na mesma região], respeitando-se o intervalo de frequências permitido pela ANATEL? Qual o número do canal com maior frequência?
b) Os canais 200 e 285 são reservados para uso exclusivo das rádios comunitárias. Qual a frequência do canal 285, supondo que todas as frequências possíveis são utilizadas?

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

6 A distribuição dos elétrons na eletrosfera

6.1. O conceito de subnível eletrônico

Vimos, em páginas anteriores, como as ideias de Bohr, sobre as sete camadas eletrônicas (ou níveis de energia: K, L, M, N, O, P, Q), explicaram as raias ou bandas dos espectros dos elementos químicos.

No entanto, o uso de espectrômetros mais sensíveis levou à descoberta de que as raias dos espectros são formadas, frequentemente, por duas ou mais raias mais finas e muito próximas (é o que se chama de **estrutura fina** das raias). Conclui-se daí que os níveis de energia são formados por **subníveis** próximos. Em **ordem crescente de energia**, esses subníveis são designados pelas letras minúsculas s, p, d, f, g, h etc. Sabemos porém que, nos átomos conhecidos até hoje, só existem os quatro primeiros subníveis, acomodando os seguintes números máximos de elétrons:

Subnível	Número máximo de elétrons
s	2
p	6
d	10
f	14

GECO UK/SCIENCE PHOTO LIBRARY/LATINSTOCK

Com aparelhos especiais, chamados espectrômetros de chama, é possível identificar os elementos químicos com grande precisão, pela medição exata da posição relativa de suas raias espectrais. Essa mesma ideia é utilizada para estudar a luz emitida pelas estrelas e descobrir quais são seus elementos químicos formadores.

6.2. A distribuição dos elétrons em átomos neutros

Para simplificar o trabalho de distribuição dos elétrons pelos níveis e subníveis energéticos, o cientista Linus Pauling criou um diagrama, que passou a ser conhecido como **diagrama de Pauling**, mostrado abaixo.

Nesse diagrama, seguindo as setas amarelas, encontram-se os subníveis 1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 4f, 5d, 6p, 7s, 5f, 6d, que estão em ordem crescente de energia e correspondem à ordem de entrada dos sucessivos elétrons na eletrosfera (respeitando, evidentemente, o máximo de elétrons que cada subnível comporta).

Diagrama de Pauling

ADILSON SECCO

Linus Carl Pauling

BETTMANN/CORBIS/LATINSTOCK

Nasceu nos Estados Unidos em 1901. Formou-se em Engenharia Química. Doutorou-se no Instituto de Tecnologia da Califórnia e estagiou em várias universidades europeias. Em 1927, tornou-se professor do Instituto de Tecnologia da Califórnia e, em 1968, da Universidade de Stanford. Seus trabalhos mais importantes versam sobre a estrutura atômica, a natureza das ligações químicas e a estrutura das proteínas. Divulgou o uso da vitamina C no combate ao resfriado e a certos tipos de câncer. Foi um ardoroso pacifista. Recebeu o Prêmio Nobel de Química em 1954 e o Prêmio Nobel da Paz em 1962. Faleceu em 1994 nos Estados Unidos.

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

Consideremos, como exemplo, a distribuição dos 26 elétrons de um átomo de ferro (Z = 26). Aplicando o diagrama de Pauling, temos a distribuição ao lado:

O que foi feito? Apenas o seguinte: percorremos as diagonais, no sentido indicado, colocando o número máximo de elétrons permitido em cada subnível, até inteirar os 26 elétrons que o ferro possui. De fato, veja que, no último orbital atingido (3d), nós colocamos apenas seis elétrons, com os quais completamos a soma 26 elétrons, e não 10 elétrons, que é o máximo que um subnível *d* pode comportar.

Essa é a distribuição dos elétrons num átomo de ferro considerado em seu **estado normal** ou **estado fundamental**. Para indicar, de modo abreviado, essa distribuição eletrônica, escrevemos:

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

É muito importante entender essa notação. Assim, por exemplo, o valor $3p^6$ possui o seguinte significado:

O número 3 indica o terceiro nível de energia (ou seja, a camada M) → $3p^6$ ← O número 6 indica o número de elétrons existentes nesse subnível; ← A letra p indica o subnível energético

Observe que escrevemos mais acima os subníveis **1**s, **2**s, **2**p ... **em ordem crescente de energia e colocamos um "expoente" para indicar o número total de elétrons existentes em cada subnível considerado**. Evidentemente, a soma dos expoentes é igual a 26, que é o número total de elétrons do átomo de ferro.

Veja também que, somando os "expoentes" em cada linha horizontal do diagrama de Pauling, obtemos o número total de elétrons existentes em cada camada ou nível eletrônico do ferro. Podemos, então, concluir que a distribuição eletrônica do átomo de ferro, por camadas, é:

K = 2; L = 8; M = 14; N = 2

6.3. A distribuição eletrônica nos íons

A distribuição eletrônica nos íons é semelhante à dos átomos neutros. No entanto é importante salientar que os elétrons que o átomo irá ganhar ou perder (para se transformar num íon) **serão recebidos ou retirados da última camada eletrônica, e não do subnível mais energético**. Assim, por exemplo, o átomo de ferro (número atômico = 26) tem a seguinte distribuição eletrônica:

$$1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6\,\underbrace{4s^2\,3d^6}$$

Última camada
Subnível mais energético

ou

K = 2; L = 8; M = 14; $\underbrace{N = 2}$

Última camada

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

Quando o átomo de ferro **perde 2 elétrons** e se transforma no íon **Fe^{2+}**, este terá a seguinte distribuição eletrônica:

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6$ ou K = 2; L = 8; M = 14

Evidentemente, se o átomo de ferro **perder 3 elétrons** e se transformar no íon **Fe^{3+}**, este terá a seguinte distribuição eletrônica:

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5$ ou K = 2; L = 8; M = 13

Consideremos agora o caso de formação de um íon negativo. O enxofre (número atômico = 16) tem a seguinte distribuição eletrônica:

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 \underbrace{3p^4}_{\text{Última camada}}$ ou K = 2; L = 8; $\underbrace{M = 6}_{\text{Última camada}}$

Quando o átomo de enxofre **ganha 2 elétrons** e se transforma no íon **S^{2-}**, este terá a seguinte distribuição eletrônica:

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ ou K = 2; L = 8; M = 8

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

Exercícios básicos

Registre as respostas em seu caderno

Exercício resolvido

37. Utilizando o diagrama de Pauling e considerando o elemento químico tungstênio (W), de número atômico igual a 74, responda às seguintes questões:

a) Qual a distribuição eletrônica do átomo de tungstênio por camadas ou níveis energéticos?
b) Qual a distribuição por subníveis energéticos?
c) Quais os elétrons mais externos?
d) Quais os elétrons com maior energia?

Resolução

Seguindo o diagrama de Pauling, temos:

a) Distribuição eletrônica por camadas:
K = 2; L = 8; M = 18; N = 32; O = 12; P = 2.

b) Distribuição eletrônica por subníveis:
$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^{10}\ 5p^6\ 6s^2\ 4f^{14}\ 5d^4$.

c) **Elétrons mais externos, ou mais afastados**, são os dois elétrons situados no subnível 6s, pois eles pertencem à última camada que recebeu elétrons, no caso, a camada P. A última camada recebe também o nome de **camada** ou **nível de valência**.

d) **Elétrons de maior energia** são os quatro elétrons do subnível 5d, que foi o último subnível a ser preenchido. De fato, você pode verificar, no diagrama de níveis energéticos dado à página 127, que o subnível 5d está acima do subnível 6s.

38. Escreva a estrutura eletrônica do átomo de fósforo (número atômico 15), em seu estado fundamental, indicando a distribuição dos elétrons nos diferentes subníveis.

39. (Unirio-RJ) "Os implantes dentários estão mais seguros no Brasil e já atendem às normas internacionais de qualidade. O grande salto de qualidade aconteceu no processo de confecção dos parafusos e pinos de titânio que compõem as próteses. Feitas com ligas de titânio, essas próteses são usadas para fixar coroas dentárias, aparelhos ortodônticos e dentaduras nos ossos da mandíbula e do maxilar". *Jornal do Brasil*, outubro, 1996.

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

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

Exercício resolvido

40. (Uniube-MG) Um átomo cuja configuração eletrônica é $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2$ tem como número atômico:

a) 10 b) 20 c) 18 d) 2 e) 8

Resolução

Basta somar os expoentes que aparecem na distribuição eletrônica para obter o número atômico:

$$2 + 2 + 6 + 2 + 6 + 2 = 20$$

Alternativa b

41. O número atômico do elemento químico de configuração eletrônica $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^4$ é:

a) 24 b) 30 c) 32 d) 34 e) 36

Exercício resolvido

42. (Unitau-SP) Um átomo que possui configuração $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^3$ apresenta na camada mais externa:

a) 2 elétrons.
b) 3 elétrons.
c) 5 elétrons.
d) 12 elétrons.
e) 15 elétrons.

Resolução

A camada mais externa é indicada pelo coeficiente maior, no caso 3. Somando os expoentes de $3s^2\ 3p^3$, temos $2 + 3 = 5$.

Alternativa c

43. A configuração eletrônica do bromo é $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^5$. Sua camada mais externa tem:

a) 2 elétrons.
b) 3 elétrons.
c) 5 elétrons.
d) 7 elétrons.
e) 10 elétrons.

Exercício resolvido

44. Dê a configuração eletrônica do íon de sódio (Na^+), sabendo que o número atômico do sódio é 11.

Resolução

Considerando que o íon de sódio tem carga elétrica 11, concluímos que ele equivale ao átomo de sódio **subtraindo um elétron da última camada ou nível eletrônico**. Desse modo, para resolver o problema, basta fazer a distribuição eletrônica normal para o átomo neutro de sódio e, a seguir, subtrair um elétron do último nível:

- para o átomo de sódio
  (Na^0) ⟶ $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$
- para o íon de sódio
  (Na^+) ⟶ $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$

45. (FEI-SP) Qual é a distribuição eletrônica, em subníveis, para o cátion Ca^{2+}?

(Dado: nº atômico do cálcio = 20.)

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

46. A configuração eletrônica do íon Ni^{2+} ($Z = 28$) é:

a) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}$
b) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^8$
c) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1\ 3d^7$
d) $1s^2\ 2s^2\ 2s^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^6$
e) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^8$

47. Dê a configuração do íon $C\ell^-$, sabendo que o átomo neutro de cloro possui um total de dezessete elétrons.

Exercícios complementares

Registre as respostas em seu caderno

48. (Cesgranrio-RJ) A distribuição eletrônica correta do átomo $^{56}_{26}Fe$, em camadas, é:

a) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^6$
b) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^{10}\ 5p^6\ 6s^2$
c) K = 2 L = 8 M = 16
d) K = 2 L = 8 M = 14 N = 2
e) K = 2 L = 8 M = 18 N = 18 O = 8 P = 2

49. (Unifor-CE) O átomo de um elemento químico tem 14 elétrons no 3º nível energético ($n = 3$). O número atômico desse elemento é:

a) 14 b) 16 c) 24 d) 26 e) 36

50. (FEI-SP) Sendo o subnível $4s^1$ (com um elétron) o mais energético de um átomo, podemos afirmar que:

I. o número total de elétrons deste átomo é igual a 19;
II. este átomo apresenta 4 camadas eletrônicas;
III. sua configuração eletrônica é: $1s^2$; $2s^2$; $2p^6$; $3s^2$; $3p^6$; $3d^{10}$; $4s^1$

a) Apenas a afirmação I é correta.
b) Apenas a afirmação II é correta.
c) Apenas a afirmação III é correta.
d) As afirmações I e II são corretas.
e) As afirmações I e III são corretas.

51. (Unigranrio-RJ) O átomo de magnésio tem número atômico 12 e número de massa 24. Qual é a alternativa correta relativa ao Mg que perdeu 2 elétrons?

a) Tem 12 elétrons.
b) Tem 10 nêutrons.
c) Tem 10 prótons.
d) Tem configuração eletrônica $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$.
e) Tem configuração idêntica à do Na ($Z = 11$) que perdeu 1 elétron.

52. (ITE-SP) Sabendo que o número atômico do ferro é 26, responda: na configuração eletrônica do íon Fe^{3+}, o último subnível ocupado e o número de elétrons desse íon são respectivamente:

a) 3d, com 6 elétrons.
b) 3d, com 5 elétrons.
c) 3d, com 3 elétrons.
d) 4s, com 2 elétrons.

53. (UFRGS-RS) O íon monoatômico A^{2-} apresenta a configuração eletrônica $3s^2\ 3p^6$ para o último nível. O número atômico do elemento A é:

a) 8 b) 10 c) 14 d) 16 e) 18

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

LEITURA

AS RADIAÇÕES ELETROMAGNÉTICAS

O espectro eletromagnético, que resulta de "saltos" de elétrons entre níveis de energia diferentes, foi mostrado na página 122. Resumindo esse esquema, temos:

ADILSON SECCO

Esse espectro é uma "estrada" importantíssima:

- para a **Ciência**, pois permitiu um melhor conhecimento da matéria e da energia;
- para a **tecnologia**, que produziu e continua a produzir uma quantidade enorme de aparelhos usando praticamente todas as frequências dessas radiações;
- para a **sociedade**, que vem se beneficiando desses aparelhos na vida diária, na Medicina, nas comunicações etc.

Iluminação

Durante séculos, as noites da humanidade foram iluminadas por velas. Em 1879, Thomas Alva Edison (1847-1931) inventou a lâmpada elétrica incandescente, que usamos até hoje e que consome muita energia para produzir luz (útil) e calor (desnecessário).

A invenção das lâmpadas fluorescentes, que produzem "luz fria", foi um grande passo para a economia de energia elétrica. Elas funcionam com descargas elétricas, em tubos do tipo "Geissler" (página 106), nos quais "saltos" eletrônicos produzem luz ultravioleta (UV), que é transformada em luz visível com o auxílio de uma película fluorescente existente no interior do tubo.

CORDELIA MOLLOY/SCIENCE PHOTO LIBRARY-LATINSTOCK

Lâmpada incandescente.

EDUARDO SANTALIESTRA/CID

Lâmpadas fluorescentes.

Tubos de néon, também baseados em descargas elétricas em gases especiais, dão coloridos variados em anúncios luminosos. Muitos outros tipos de lâmpada são usados atualmente, por exemplo, as de **luz negra** (ultravioleta) em danceterias, as de **infravermelho** em Medicina etc.

DUBASSY/SHUTTERSTOCK

Anúncio luminoso feito com tubos de néon.

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

Visando sempre à economia de energia elétrica e ao aumento de eficiência na iluminação, foram desenvolvidos muitos outros tipos de lâmpada: de mercúrio (luz branca), de sódio (luz amarela) etc., que iluminam vias e praças públicas.

MAURÍCIO SIMONETTI/PULSAR IMAGENS

Via pública iluminada por lâmpadas de sódio (São Paulo, SP, 2006).

O próximo passo no campo da iluminação será o representado pelos LEDs. A palavra LED — *Light Emitting Diode* (diodo emissor de luz) indica um dispositivo formado por um semicondutor que emite luz. Atualmente, os LEDs são usados em painéis e lanternas de automóveis, televisores, computadores, telefones celulares e em inúmeros aparelhos eletrônicos nos quais o LED aparece como lâmpada de *stand by* (espera) enquanto o aparelho está desligado. No futuro, os LEDs estarão presentes em sinais de trânsito, painéis luminosos de propaganda nas ruas, nas telas dos televisores e em iluminação domiciliar. Atualmente, eles são fabricados com compostos de alumínio, gálio, arsênio, índio e outros semicondutores. Futuramente poderão ser fabricados com **compostos orgânicos**, dando origem aos chamados **Oleds** ou LEDs orgânicos. As principais vantagens dos LEDs são a grande durabilidade e o baixo consumo de energia elétrica.

EDUARDO SANTALUESTRA/CID

Lanterna traseira de automóvel na qual são empregados LEDs.

Luz *laser*

É um tipo especial de luz, cujo nome deriva da expressão inglesa *light amplification by stimulated emission of radiation* (amplificação da luz por emissão estimulada de radiação). Existem atualmente vários tipos de *laser*. O mais antigo é o de rubi, que é um cristal de $A\ell_2O_3$ contendo pequenas quantidades de íons Cr^{3+}. Por estímulo da luz de um *flash*, os elétrons do Cr^{3+} emitem fótons. Cada fóton emitido choca-se com novos átomos excitados que, por sua vez, emitem novos fótons, todos em fase entre si e orientados na mesma direção. Resulta então o comportamento mostrado abaixo.

Na luz comum, as ondas são emitidas "fora de fase", como uma multidão caminhando desordenadamente.

No *laser*, as ondas caminham "em fase", como um batalhão de soldados marchando em formação.

ADILSON SECCO

Atualmente, o raio *laser* é muito usado tanto em aparelhagem de pesquisa científica como em leitores a *laser* (de códigos de barras em bancos, supermercados etc.), em aparelhos de CD e DVD, em computadores etc.

GEOFF TOMPKINSON/SCIENCE PHOTO LIBRARY-LATINSTOCK

Pesquisador operando um interferômetro *laser* em laboratório.

EDUARDO SANTALIESTRA/CID

Leitor de código de barras a *laser*.

Fogos de artifício

Os fogos de artifício que iluminam noites festivas contêm o elemento magnésio, que queima emitindo luz branca muito intensa. Para produzir outras cores, colocam-se compostos de cobre (dão cor azul), de estrôncio (dão cor vermelha) etc.

São utilizados também em emergências marítimas, ou aéreas, como sinalizadores.

SERIDEC PHOTOIMAGENE/CID

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

Micro-ondas e radar

No cotidiano é comum o uso dos fornos de micro-ondas, nos quais há um gerador de ondas eletromagnéticas (magnétron) que emite na frequência da ordem de 2.450 MHz. Essa frequência "agita" as moléculas de água existentes nos alimentos, provocando assim o seu aquecimento (é por isso que alimentos muito "secos" não são aquecidos de modo eficaz).

Representação esquemática dos principais componentes de um forno de micro-ondas.

O aparelho de radar emite feixes de micro-ondas que se chocam contra algum tipo de superfície e retornam ao aparelho, no qual o "eco" é detectado e analisado. Os radares são muito usados no controle das rotas dos aviões, nos próprios aviões para detectar alterações na rota, em navios para evitar colisões, na meteorologia etc.

Torre de radar de aeroporto.

Comunicações

Em comunicações, dispomos de emissoras de rádio, de televisão, de telefonia celular etc. Damos abaixo uma ideia das faixas de frequência de emissão de alguns desses meios de telecomunicação.

(Representação sem escala.)

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

Questões sobre a leitura

Registre as respostas em seu caderno

54. Descreva quais são as vantagens decorrentes da utilização das lâmpadas fluorescentes de mercúrio, de sódio e dos LEDs.

55. Cite exemplos de utilização da luz *laser* na atualidade.

56. Pesquise por que o forno de micro-ondas é eficiente em relação ao consumo de energia elétrica.

57. Explique como funcionam os radares usados em aviões e navios.

58. Pesquise como as radiações eletromagnéticas, que são importantes para a Ciência, a tecnologia e a sociedade, podem ser maléficas ao ser humano.

59. (Enem-MEC) Explosões solares emitem radiações eletromagnéticas muito intensas e ejetam, para o espaço, partículas carregadas de alta energia, o que provoca efeitos danosos na Terra. O gráfico ao lado mostra o tempo transcorrido desde a primeira detecção de uma explosão solar até a chegada dos diferentes tipos de perturbação e seus respectivos efeitos na Terra.

Considerando-se o gráfico, é correto afirmar que a perturbação por ondas de rádio geradas em uma explosão solar:

a) dura mais que uma tempestade magnética.
b) chega à Terra dez dias antes do plasma solar.
c) chega à Terra depois da perturbação por raios X.
d) tem duração maior que a da perturbação por raios X.
e) tem duração semelhante à da chegada à Terra de partículas de alta energia.

ADILSON SECCO

Internet: <www.sec.noaa.gov> (com adaptações).

60. Observe a foto obtida pela Nasa das luzes das cidades do planeta Terra.

C. MAYHEW & R. SIMMON (NASA/GSFC), NOAA/NGDC, DMSP DIGITAL ARCHIVE

Quais áreas da Terra estão mais iluminadas? Tente explicar por que algumas áreas são mais iluminadas que as outras.

61. Reveja o infográfico na abertura deste capítulo e relacione-o a acontecimentos do seu dia a dia. Descreva como seria o seu dia se ocorresse um apagão que durasse 24 horas.

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

CAPÍTULO

5 Massa atômica e massa molecular – mol

As medidas fazem parte da vida diária, das negociações comerciais, da produção industrial, da Medicina e da evolução científica.

+ TÓPICOS DO CAPÍTULO

1 UNIDADE DE MASSA ATÔMICA (u)

2 MASSA ATÔMICA

3 MASSA MOLECULAR

4 CONCEITO DE MOL

5 MASSA MOLAR (*M*)

LEITURA: ***HISTÓRIA DAS MEDIÇÕES***

Quanto medem as massas

Apesar de o Sistema Métrico Decimal existir desde o século XVIII e ter sido ampliado em 1960, passando a se chamar Sistema Internacional de Unidades (SI), antigas unidades de medida não oficiais resistem e novas surgem em função dos usos e das vivências de quem as utiliza.

Xícara de chá
De **120 a 200 gramas** de açúcar

Existem balanças e outros medidores muito exatos, feitos especialmente para cozinheiros, mas as imprecisas, porém muito práticas, pitadas, punhados, colheres e xícaras continuam sendo as unidades de medida mais usadas nas receitas.

Saca
De **50 a 60 quilogramas** de açúcar

Também existem balanças para roças, usinas e armazéns, mas muita gente usa como unidade de medida os grandes sacos que embalam grãos limpos e açúcar refinado.

ILUSTRAÇÕES: FERNANDO GONSALES

Exportadores, incluindo os de açúcar, têm que se entender com gente do mundo todo.

Também precisam de unidades de medida proporcionais a suas cargas, que enchem contêineres e porões de navios. Por isso, usam a tonelada.

REFLETINDO

Imagine que você precise saber o número de feijões que há em uma embalagem contendo 60 kg desse cereal. Uma alternativa penosa seria contar feijão por feijão.

a) Será que existem outras formas para contar esses feijões? Quais seriam?

b) Nesses casos, você poderia confiar 100% nos resultados? Por quê?

No capítulo 3 vimos as leis ponderais das reações químicas, que relacionam as massas (medidas numa balança) dos reagentes que participam das reações – trata-se, então, de um trabalho com **quantidades macroscópicas** de reagentes. Agora, vamos imaginar uma situação em escala **microscópica** – as massas dos átomos e das moléculas isoladamente. Como essas partículas são extremamente pequenas, é impossível pesá-las nas balanças de que dispomos, mesmo as mais sensíveis. Torna-se então necessário estabelecer uma escala de comparação entre as massas dos diferentes átomos e moléculas. Esse é o assunto que vamos abordar neste capítulo.

1 Unidade de massa atômica (u)

Quando pesamos um pacote de açúcar e obtemos 5 kg, estamos comparando a massa do pacote com certa **massa-padrão**, que é o quilograma. Concluímos, então, que o pacote de açúcar pesa 5 vezes mais que o padrão quilograma.

Generalizando, podemos dizer que para pesar ou medir alguma coisa torna-se necessário:

- **escolher um padrão**, o que é feito sempre **arbitrariamente**; por exemplo, nós pesamos o pacote de açúcar em **quilograma**; os ingleses o pesariam em **libra** (que corresponde a aproximadamente 0,454 kg);
- **usar uma unidade** (ou seus múltiplos ou submúltiplos) **compatível com a grandeza a ser medida**; por exemplo, para pesar caminhões, navios etc., é mais conveniente utilizar **toneladas** do que **miligramas**; de fato, um caminhão que "pesa" 10 toneladas "pesa" também 10.000.000.000 mg, mas o primeiro número é, sem dúvida, muito mais prático para nossos cálculos.

Qual seria, então, a unidade conveniente para pesar átomos e moléculas?

Os átomos e as moléculas são partículas tão pequenas que as unidades usuais não seriam convenientes (por exemplo, hoje sabemos que um átomo de hidrogênio "pesa" aproximadamente 0,000000000000000000000001660 g).

Surgiu então entre os químicos a ideia de **usar um certo átomo como padrão de pesagem** dos demais átomos e moléculas. Atualmente, o padrão escolhido é o átomo do **isótopo de carbono de número de massa igual a 12** (é o átomo que possui 6 prótons e 6 nêutrons em seu núcleo). A esse átomo foi atribuída **arbitrariamente** a massa 12 (para coincidir com seu número de massa); então, desse átomo imaginou-se uma "fatia" correspondente a $\frac{1}{12}$, que é usada como **unidade internacional** para a medida das massas atômicas e moleculares. Assim, resulta a definição:

> **Unidade de massa atômica (u)** é igual a $\frac{1}{12}$ da massa de um átomo de isótopo de carbono-12 (^{12}C).

Esquematicamente:

(Representação esquemática sem escala; cores-fantasia.)

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

Hoje é possível determinar experimentalmente que a unidade de massa atômica (**u**) vale aproximadamente $1{,}66 \cdot 10^{-24}$ grama.

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

2 Massa atômica

Vamos supor que existisse uma balança com sensibilidade suficiente para **pesar um único átomo**. Vamos supor, ainda, que fosse possível realizar a seguinte pesagem:

- colocar um único átomo de flúor num dos pratos da balança;
- no outro prato, colocar gradativamente as "fatias" correspondentes à unidade de massa atômica (u). Notaríamos que seriam necessárias 19 u para equilibrar os dois pratos da balança e concluiríamos que a **massa atômica do flúor é 19 u**.

ADILSON SECCO

(Representação esquemática sem escala; cores-fantasia.)

Assim, definimos:

> **Massa atômica** é a massa do átomo medida em unidades de massa atômica (u).

A massa atômica indica quantas vezes o átomo considerado tem massa maior que $\frac{1}{12}$ do isótopo ^{12}C.

OBSERVAÇÕES

1. Não devemos confundir **massa atômica** com **número de massa**. Como vimos na página 113, o número de massa é a soma dos números de prótons e de nêutrons existentes no átomo considerado. Assim, por exemplo, no isótopo do cloro ($^{35}_{17}C\ell$), o **número de massa** é 35, que é a soma dos 17 prótons e 18 nêutrons existentes no átomo. Já a **massa atômica** desse mesmo isótopo, determinada experimentalmente, é igual a 34,969 u. Note que o número de massa é sempre um número inteiro, enquanto a massa atômica é, em geral, fracionária.
2. A massa de um íon (positivo ou negativo) é praticamente igual à massa do átomo correspondente. Basta lembrar que o elétron tem massa desprezível em relação ao átomo todo para concluir que a adição ou a retirada de elétrons praticamente não irá afetar a massa do átomo.

2.1. Massa atômica dos elementos químicos

Até aqui estávamos imaginando a massa de um átomo isolado ou dos átomos absolutamente iguais de um isótopo puro. Na natureza, porém, quase todos os elementos químicos são **misturas de isótopos** com diferentes porcentagens em massa, chamadas de **abundâncias relativas**. Por exemplo, todo o cloro da natureza é uma mistura dos isótopos 35 e 37, na seguinte proporção:

Isótopo	Abundância na natureza	Massa atômica
$^{35}C\ell$	75,4%	34,969 u
$^{37}C\ell$	24,6%	36,966 u

Consequentemente, a massa atômica do elemento cloro que nós encontramos nas tabelas é a **média ponderada** desses valores, a saber:

$$\frac{75{,}4 \cdot 34{,}969\ u + 24{,}6 \cdot 36{,}966\ u}{75{,}4 + 24{,}6} \simeq 35{,}460\ u$$

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

Note que se torna necessário distinguir cuidadosamente:

- **massa atômica de um isótopo**, que é a massa do átomo de um dado isótopo expressa em unidades de massa atômica;
- **massa atômica de um elemento químico**, que é a média ponderada das massas atômicas de todos os isótopos naturais do elemento, considerando-se as respectivas porcentagens de ocorrência (abundância) desses isótopos na natureza (esse é o valor dado na tabela situada no final do livro).

2.2. Determinação moderna das massas atômicas

O método mais moderno e preciso para determinar as massas atômicas é o do **espectrômetro de massas**. É um aparelho onde os átomos são ionizados, acelerados e desviados por um campo eletromagnético. Pelo maior ou menor desvio, pode-se calcular a massa atômica de isótopo por isótopo. Com esse aparelho, obtemos massas atômicas com precisão de até cinco casas decimais, além da abundância de cada isótopo na natureza.

SÉRGIO DOTTA JR/CID

Técnico utilizando o espectrômetro de massa para pesquisa química. (Unicamp, SP, 2010.)

Questões

Registre as respostas em seu caderno

Critique cada uma das afirmações abaixo:

a) Uma unidade de massa atômica é igual a um grama.

b) O isótopo de carbono-12 tem massa de 12 g.

c) A massa atômica de um elemento é igual ao número de massa de qualquer um dos seus isótopos.

Exercícios básicos

Registre as respostas em seu caderno

1. (UFRGS-RS) O elemento cloro apresenta massa atômica igual a 35,453 u. Essa informação significa que:

a) o átomo de cloro apresenta massa 35,453 vezes maior que a massa do átomo de hidrogênio.

b) a massa de um átomo de cloro é 35,453 vezes maior que a massa do isótopo 12 do carbono.

c) a relação entre as massas dos átomos de cloro e de carbono é 35,453 ÷ 12.

d) qualquer átomo de cloro apresenta massa 35,453 vezes maior que $\frac{1}{12}$ da massa do isótopo 12 do carbono.

e) a média ponderada das massas dos isótopos do cloro é 35,453 vezes maior que $\frac{1}{12}$ da massa do isótopo 12 do carbono.

Exercício resolvido

2. O elemento químico neônio apresenta-se na natureza com a seguinte composição isotópica:

90,00% de ^{20}Ne

0,27% de ^{21}Ne

9,73% de ^{22}Ne

Considerando as massas atômicas dos isótopos **praticamente iguais** aos seus números de massa, pede-se calcular a massa atômica do elemento neônio.

Resolução

$$\frac{90{,}00 \cdot 20\ u + 0{,}27 \cdot 21\ u + 9{,}73 \cdot 22\ u}{90{,}00 + 0{,}27 + 9{,}73} \simeq$$

$$\simeq \boxed{20{,}19\ u}$$

3. O elemento químico lítio é formado na natureza por 7,8% de ^{6}Li e 92,2% de ^{7}Li. Qual é o valor aproximado de sua massa atômica?

Exercício resolvido

4. (Cesesp-PE) Existem dois isótopos do rubídio que ocorrem na natureza: ^{85}Rb, que tem massa igual a 84,91, e ^{87}Rb, cuja massa é 86,92. A massa atômica do rubídio é 85,47. Qual é a porcentagem do ^{87}Rb?

a) 72,1%
b) 20,1%
c) 56,0%
d) 27,9%
e) 86,9%

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

Resolução

Esta questão apresenta o "cálculo inverso" das questões anteriores. De fato, anteriormente eram dadas as abundâncias dos isótopos e pedida a massa atômica final. Agora, é dada a massa atômica final, pedindo-se a abundância de um dos isótopos.

Chamemos de x a porcentagem pedida do ^{87}Rb.

Consequentemente, a porcentagem do outro isótopo (^{85}Rb) será $(100 - x)\%$. Esquematizando o cálculo como nas questões anteriores, temos:

$$\frac{84{,}91 \cdot (100 - x) + 86{,}92x}{100 - x + x} = 85{,}47$$

Resolvendo essa equação, temos: $\boxed{x \simeq 27{,}9\%}$

Alternativa d.

5. (Cesgranrio-RJ) Um elemento X tem massa atômica 63,5 e apresenta os isótopos ^{63}X e ^{65}X. A abundância do isótopo 63 no elemento X é:

a) 25%. b) 63%. c) 65%. d) 75%. e) 80%.

Observação: considere os números de massa 63 e 65 como sendo as massas atômicas desses elementos.

6. (UFSCar-SP) O elemento magnésio, número atômico 12, ocorre na natureza como uma mistura de três isótopos. As massas atômicas desses isótopos, expressas em unidades de massa atômica (u), e suas respectivas abundâncias num dado lote do elemento são fornecidas na tabela a seguir.

Número de massa do isótopo	Massa atômica (u)	% de abundância
24	23,98504	10
25	24,98584	10
26	25,98259	80

A massa atômica para este lote de magnésio, expressa em u, é igual a:

a) 23,98504, exatamente.
b) 24,98584, exatamente.
c) 25,98259, exatamente.
d) um valor compreendido entre 23,98504 e 24,98584.
e) um valor compreendido entre 24,98584 e 25,98259.

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

3 Massa molecular

Com as moléculas, pode ser repetido o que foi feito com os átomos. Vamos considerar novamente a balança da página 137.

ADILSON SECCO

(Representação esquemática sem escala; cores-fantasia.)

Se pudéssemos colocar, por exemplo, uma única molécula de CO_2 em um dos pratos da balança, notaríamos que são necessárias 44 unidades de massa atômica (u) no outro prato para equilibrar a balança. Dizemos, então, que a massa molecular do dióxido de carbono (CO_2) é 44 u. Dessa ideia resulta a definição geral:

> **Massa molecular** é a massa da molécula medida em unidades de massa atômica (u).

De acordo com o que já foi dito para as massas atômicas, podemos repetir que a massa molecular indica quantas vezes a molécula considerada tem massa maior que $\frac{1}{12}$ do isótopo ^{12}C.

O **cálculo prático da massa molecular** é feito considerando que uma molécula é uma "soma" de átomos. Daí concluiremos que o caminho mais fácil para obter a massa molecular é exatamente somar as massas atômicas dos átomos formadores da molécula considerada. Voltemos ao exemplo do CO_2:

ADILSON SECCO

Soma das massas atômicas: 16 + 12 + 16 → Massa molecular = 44 u

Molécula de CO_2. (Representação esquemática sem escala; cores-fantasia.)

Vejamos mais dois exemplos de cálculo de massas moleculares, a partir das massas atômicas aproximadas:

H_2 S O_4 Ácido sulfúrico

$1 \cdot 2 + 32 + 16 \cdot 4$ → Massa molecular = 98 u

C_{12} H_{22} O_{11} Sacarose

$12 \cdot 12 + 1 \cdot 22 + 16 \cdot 11$ → Massa molecular = 342 u

OBSERVAÇÃO

Sabemos que muitas substâncias não são formadas por moléculas, mas por aglomerados de íons: é o caso das **substâncias iônicas**. Não existindo a molécula, perde o sentido, evidentemente, falar em massa molecular. Os cálculos, contudo, podem continuar seguindo o mesmo raciocínio, dando-se ao resultado, por hábito, o nome de **massa molecular**. Por exemplo:

Na Cℓ Cloreto de sódio

23 + 35,5 → Massa molecular = 58,5 u

Na_4 P_2 O_7 Pirofosfato de sódio

$23 \cdot 4 + 31 \cdot 2 + 16 \cdot 7$ → Massa molecular = 266 u

No caso de substâncias hidratadas segue-se o mesmo raciocínio; por exemplo, o $CuSO_4 \cdot 5\,H_2O$:

Cu S O_4 · 5 H_2O Sulfato cúprico penta-hidratado

$63{,}5 + 32 + 16 \cdot 4 + 5 \cdot (1 \cdot 2 + 16)$ → Massa molecular = 249,5 u

Questões

Registre as respostas em seu caderno

Critique cada uma das afirmações abaixo:

a) A molécula de gás carbônico (CO_2) tem massa de 44 g.

b) A molécula de etanol (C_2H_6O) tem massa de 29 u.

c) Uma molécula de água (H_2O) tem massa maior que uma molécula de monóxido de carbono (CO).

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

Exercícios básicos

Registre as respostas em seu caderno

Atenção: Para obter as massas atômicas, necessárias aos exercícios a seguir, use a tabela encontrada no final do livro ou a Tabela Periódica. Aproxime os valores encontrados para os números inteiros mais próximos.

7. Calcule as massas moleculares das seguintes substâncias:

a) C_2H_6
b) SO_2
c) $CaCO_3$
d) $NaHSO_4$
e) CH_3COONa
f) $(NH_4)_3PO_4$
g) $Fe_4[Fe(CN)_6]_3$
h) $Na_2CO_3 \cdot 10\ H_2O$

8. (Cesgranrio-RJ) Admite-se que os isótopos H^1, H^2, H^3; $C\ell^{35}$, $C\ell^{37}$; O^{16}, O^{17}, O^{18} podem formar moléculas de ácido clórico. Relativamente a essas moléculas, podemos dizer que: (Dado: ácido clórico: $HC\ell O_3$.)

a) todas apresentam a mesma massa.
b) suas massas podem variar de 84 u a 94 u.
c) suas massas podem variar de 52 u a 58 u.
d) todas apresentam o mesmo número de nêutrons.
e) apresentam números de nêutrons que podem variar de 42 a 50.

9. (Ufac) A massa molecular da água comum (H_2O) é 18 u e da água pesada ou deuterada (D_2O) é 20 u. Essa diferença ocorre porque os átomos de hidrogênio e de deutério apresentam:

a) números de nêutrons diferentes.
b) mesmo número de prótons.
c) números de oxidação diferentes.
d) mesmo número de massa.
e) números de elétrons diferentes.

4 Conceito de mol

Várias mercadorias do cotidiano são vendidas "em conjunto" ou "por atacado". Normalmente não se compra **um** ovo, mas sim uma **dúzia** de ovos; não se compra **uma** folha de papel, mas uma **resma** (pacote com 500 folhas); não se compra **um** tijolo, mas um **milheiro** de tijolos (1.000 tijolos); e assim por diante.

JACEK IWANICKI/KINO

Uma dúzia de ovos (12 ovos).

EDUARDO SANTALIESTRA/CID

Uma resma (500 folhas).

EDUARDO SANTALIESTRA/CID

Um milheiro de tijolos (1.000 tijolos).

Na Química, ocorre algo semelhante. O átomo é tão pequeno que é muito difícil "trabalhar" com **um único** átomo. Mesmo uma dúzia ou um milheiro de átomos são quantidades extremamente pequenas. Os químicos procuraram então uma **quantidade de átomos** que pudesse ser "pesada" em balanças comuns. A escolha mais lógica foi considerar o número (*N*) de átomos contidos em 12 g de carbono-12. Veja a representação esquemática ao lado.

1 átomo de carbono-12 "pesa" 12 u

N átomos de carbono-12 "pesam" 12 g

ADILSON SECCO

(Representação esquemática sem escala; cores-fantasia.)

Evidentemente, o mesmo raciocínio pode ser feito em relação a moléculas, íons etc.

Pois bem, a esse conjunto de ***N* partículas** foi dado o nome de **mol**. A definição oficial de mol, de acordo com o Sistema Internacional de Unidades (SI), é:

> **Mol** é a quantidade de matéria de um sistema que contém tantas entidades elementares quantos átomos existem em 0,012 kg de carbono-12.

A palavra **mol**, introduzida em 1896 na Química por Wilhelm Ostwald (1853-1932), vem do latim *mole*, que significa "monte", "amontoado" ou "quantidade"; observamos também que foi da palavra *mole* que se originou **molécula**, significando **pequena quantidade**.

Mas, afinal, quanto vale esse número *N* que utilizamos para chegar ao conceito de mol? Hoje sabemos que seu valor é aproximadamente 602.000.000.000.000.000.000.000 (ou, abreviadamente, $6{,}02 \cdot 10^{23}$ partículas/mol). A esse valor foi dado o nome de **constante de Avogadro**, em homenagem ao químico italiano Amedeo Avogadro. Ele intuiu que esse valor seria constante, mas somente técnicas mais modernas permitiram determinar seu valor numérico.

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

Atualmente a constante de Avogadro pode ser determinada, com razoável precisão, por vários métodos: eletrólise, emissões radioativas, raios X (medindo-se a distância entre os átomos num cristal) etc. É importante assinalar que os vários métodos dão resultados concordantes.

A constante de Avogadro ($6{,}02 \cdot 10^{23}$) é extremamente grande. Se pudéssemos contar, uma por uma, todas as moléculas existentes em 1 mol (342 g) de sacarose (que é o açúcar comum), contando uma molécula por segundo, demoraríamos 190.000.000.000.000 séculos para completar a contagem!

O SI estabelece que, quando se utiliza o mol, as entidades elementares devem ser especificadas, podendo ser átomos, moléculas, íons, elétrons, assim como outras partículas ou agrupamentos especificados.

Exemplificando, temos:

1 mol de moléculas contém $6{,}02 \cdot 10^{23}$ moléculas
1 mol de átomos contém $6{,}02 \cdot 10^{23}$ átomos
1 mol de íons contém $6{,}02 \cdot 10^{23}$ íons
1 mol de elétrons contém $6{,}02 \cdot 10^{23}$ elétrons

5 Massa molar (*M*)

Massa molar (*M*) é a massa, em gramas, de **um mol** da substância (ou elemento ou íon etc.).

Veja os exemplos abaixo, lembrando que a massa atômica do Ca é 40 u, a do Na é 23 u, e a massa molecular do CO_2 é 44 u:

- massa molar do Ca ⟶ $M = 40$ g/mol
- massa molar do Na^+ ⟶ $M = 23$ g/mol
- massa molar do CO_2 ⟶ $M = 44$ g/mol

Usualmente as quantidades das substâncias, dos elementos, dos íons etc. são dadas em **gramas** (ou quilogramas ou toneladas etc.). Entretanto, todos os cálculos químicos **se simplificam** se usamos as quantidades de matéria na sua unidade – **mol**. Torna-se então muito importante aprendermos a transformação de **gramas** em **mols**. Vejamos, então, alguns exemplos desse cálculo da **quantidade em mols** (*n*):

1º exemplo:

Quantos mols de moléculas correspondem a 88 g de dióxido de carbono (CO_2)? (Massas atômicas: C = 12; O = 16.)

Resolução:

$$\left.\begin{array}{ll} 44 \text{ g de } CO_2 & \text{1 mol de moléculas de } CO_2 \\ 88 \text{ g de } CO_2 & n \end{array}\right\} n = \frac{88}{44} \Rightarrow \boxed{n = 2 \text{ mol de moléculas de } CO_2}$$

2º exemplo:

Quantos mols de átomos correspondem a 100 g de cálcio? Dado: massa atômica do cálcio = 40.

Resolução:

$$\left.\begin{array}{ll} 40 \text{ g de Ca} & \text{1 mol de átomos de Ca} \\ 100 \text{ g de Ca} & n \end{array}\right\} n = \frac{100}{40} \Rightarrow \boxed{n = 2{,}5 \text{ mol de átomos de Ca}}$$

Veja que nesses dois exemplos aparece a mesma fórmula matemática. Generalizando-a, temos:

$$n = \frac{m}{M}, \text{ sendo } \begin{cases} n = \text{quantidade de matéria em mols} \\ m = \text{massa (em gramas)} \\ M = \text{massa molar (em g/mol)} \end{cases}$$

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

Questões

Registre as respostas em seu caderno

Critique cada uma das afirmações a seguir:

a) 1 mol de qualquer substância tem massa de 0,012 kg.

b) 1 mol de moléculas sempre vai conter 1 mol de átomos.

c) 1 mol de átomos de cálcio (Ca) tem massa equivalente a 40 u.

d) 1 mol de moléculas de gás carbônico tem massa equivalente a 44 u.

e) A massa equivalente a 2 mol de água (H_2O) é 9 g.

f) A quantidade de matéria equivalente a 56 g de monóxido de carbono (CO) é 0,5 mol.

g) A constante de Avogadro permite calcular a quantidade de moléculas ou átomos existentes em uma amostra de determinada substância, pesada em uma balança.

UM POUCO DE MATEMÁTICA

Acabamos de conhecer um número "muito grande" – a constante de Avogadro, que é igual a $6{,}02 \cdot 10^{23}$ partículas/mol. Antes de iniciarmos uma série de exercícios, vamos lembrar que para expressar valores muito grandes ou muito pequenos é comum o uso da chamada **notação científica**, na qual se utilizam potências de dez. Vamos mostrar esse uso por meio de alguns exemplos.

Seja o caso de números maiores que 1:

$$10 \longrightarrow 10^1 \qquad 20 = 2 \cdot 10 \longrightarrow 2 \cdot 10^1$$

$$100 = 10 \cdot 10 \longrightarrow 10^2 \qquad 200 = 2 \cdot 100 \longrightarrow 2 \cdot 10^2$$

$$1.000 = 10 \cdot 10 \cdot 10 \longrightarrow 10^3 \qquad 2.000 = 2 \cdot 1.000 \longrightarrow 2 \cdot 10^3$$

$$10.000 = 10 \cdot 10 \cdot 10 \cdot 10 \longrightarrow 10^4 \qquad 20.000 = 2 \cdot 10.000 \longrightarrow 2 \cdot 10^4$$

Considerando, por exemplo, o número arbitrário 34.500, podemos reescrevê-lo:

$$34.500 = 3{,}45 \cdot 10.000 = \boxed{3{,}45 \cdot 10^4}$$

Esta última expressão é uma **notação científica**, formada por um **número obrigatoriamente compreendido entre 1 e 10** seguido de uma potência de dez.

Uma regra prática é deslocar a vírgula, **para a esquerda**, do último algarismo até atingir o primeiro algarismo do número (no caso, o 3); o número de casas que a vírgula foi deslocada corresponde ao **expoente positivo** de 10:

$$\underbrace{34.500}_{\text{quatro casas}} = 3{,}45 \cdot 10^4$$

No caso da constante de Avogadro, temos:

$$\underbrace{602.000.000.000.000.000.000.000}_{\text{23 casas}} = 6{,}02 \cdot 10^{23}$$

Vejamos, agora, o caso de números menores que 1:

$$\frac{1}{10} = 0{,}1 \longrightarrow 10^{-1} \qquad \frac{2}{10} = 0{,}2 \longrightarrow 2 \cdot 10^{-1}$$

$$\frac{1}{100} = 0{,}01 \longrightarrow 10^{-2} \qquad \frac{2}{100} = 0{,}02 \longrightarrow 2 \cdot 10^{-2}$$

$$\frac{1}{1.000} = 0{,}001 \longrightarrow 10^{-3} \qquad \frac{2}{1.000} = 0{,}002 \longrightarrow 2 \cdot 10^{-3}$$

$$\frac{1}{10.000} = 0{,}0001 \longrightarrow 10^{-4} \qquad \frac{2}{10.000} = 0{,}0002 \longrightarrow 2 \cdot 10^{-4}$$

Agora a regra prática é deslocar a vírgula **para a direita**: o número de casas que a vírgula foi deslocada corresponde ao **expoente negativo** de dez. No último exemplo, temos:

$$\underbrace{0{,}0002}_{\text{quatro casas}} = 2 \cdot 10^{-4}$$

Seja um exemplo arbitrário, resultante da divisão $\frac{345}{10.000} = 0{,}0345$. Podemos imaginar várias maneiras de reescrever esse resultado, por exemplo:

$\underbrace{0{,}0345}_{\text{quatro casas}} = 345 \cdot 10^{-4} \longrightarrow$ maneira correta, mas não é notação científica.

$\underbrace{0{,}0345}_{\text{duas casas}} = \boxed{3{,}45 \cdot 10^{-2}} \longrightarrow$ maneira correta e é **notação científica**, pois a parte decimal (3,45) está compreendida entre 1 e 10.

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

Exercícios básicos

Registre as respostas em seu caderno

Atenção: Quando necessário, use a constante de Avogadro e consulte a tabela de massas atômicas, aproximando os valores para os números inteiros mais próximos.

Exercício resolvido

10. Quantas moléculas existem em 88 g de dióxido de carbono (CO_2)? (Massas atômicas: C = 12; O = 16; constante de Avogadro = $6 \cdot 10^{23}$.)

Resolução

Podemos esquematizar a seguinte regra de três:

1 mol de CO_2 → 44 g ——— $6{,}02 \cdot 10^{23}$ moléculas de CO_2

88 g ——— x

$$x = \left(\frac{88}{44}\right) \cdot 6{,}02 \cdot 10^{23} \Rightarrow \boxed{x \simeq 1{,}2 \cdot 10^{24} \text{ moléculas de } CO_2}$$

Veja que a fração $\frac{88}{44} = 2$ representa a quantidade de mols de CO_2; desse modo, o problema se resume em multiplicar a quantidade de mols de CO_2 pela constante de Avogadro.

11. (UCS-RJ) Submetida a um tratamento médico, uma pessoa ingeriu um comprimido contendo 45 mg de ácido acetilsalicílico ($C_9H_8O_4$). Considerando a massa molar do $C_9H_8O_4$ 180 g/mol e o número de Avogadro $6{,}0 \cdot 10^{23}$, é correto afirmar que o número de moléculas da substância ingerida é:

a) $1{,}5 \cdot 10^{20}$. b) $2{,}4 \cdot 10^{23}$. c) $3{,}4 \cdot 10^{23}$. d) $4{,}5 \cdot 10^{20}$. e) $6{,}0 \cdot 10^{23}$.

12. (Cesesp-PE) A balança mais precisa pode detectar uma variação de aproximadamente 10^{-8} g. Quantos átomos de ouro existiriam em uma amostra desse peso? (Massa atômica: Au = 197.)

a) $4 \cdot 10^{20}$ átomos b) $6{,}5 \cdot 10^{12}$ átomos c) $9 \cdot 10^{10}$ átomos d) $5 \cdot 10^{15}$ átomos e) $3 \cdot 10^{13}$ átomos

13. (U. São Judas-SP) Quando bebemos água, normalmente a tomamos na forma de goles. Sabendo-se que 1 gole de água ocupa em média o volume de 18 cm^3 e que a densidade da água é 1 g/cm^3 a 4 °C, qual o número de moléculas de água ingeridas de cada vez? (Massas atômicas: H = 1 u; O = 16 u.)

a) $0{,}18 \cdot 10^{24}$ moléculas.
b) $8{,}36 \cdot 10^{23}$ moléculas.
c) $20{,}4 \cdot 10^{23}$ moléculas.
d) $6{,}02 \cdot 10^{23}$ moléculas.
e) $16{,}7 \cdot 10^{23}$ moléculas.

Exercício resolvido

14. (FEI-SP) Determine o número de átomos de hidrogênio contidos em 100,0 g de álcool etílico (C_2H_6O).

Resolução

1 mol de C_2H_6O → 46 g ——— $6{,}02 \cdot 10^{23}$ moléculas de C_2H_6O

100 g ——— x

Assim, concluímos que: $x \simeq 1{,}3 \cdot 10^{24}$ moléculas de C_2H_6O.

Note, porém, que cada molécula C_2H_6O contém 6 átomos de hidrogênio. Concluímos então que há $6 \cdot 1{,}3 \cdot 10^{24}$ átomos de hidrogênio, ou seja:

$$\boxed{7{,}8 \cdot 10^{24} \text{ átomos de hidrogênio}}$$

15. (Ceub-DF) Em uma amostra de 4,3 g de hexano (C_6H_{14}) encontramos aproximadamente:

a) $6{,}00 \cdot 10^{23}$ moléculas e $1{,}20 \cdot 10^{25}$ átomos.
b) $3{,}00 \cdot 10^{22}$ moléculas e $6{,}00 \cdot 10^{23}$ átomos.
c) $3{,}00 \cdot 10^{23}$ moléculas e $6{,}00 \cdot 10^{24}$ átomos.
d) $1{,}50 \cdot 10^{23}$ moléculas e $3{,}00 \cdot 10^{24}$ átomos.
e) $1{,}50 \cdot 10^{22}$ moléculas e $3{,}00 \cdot 10^{23}$ átomos.

Dados:
H = 1,0 u
C = 12,0 u

Exercício resolvido

16. (Mackenzie-SP) Se um dentista usou em seu trabalho 30 mg de amálgama de prata, cujo teor em prata é de 72% (em massa), o número de átomos de prata que seu cliente recebeu em sua arcada dentária é de aproximadamente (massa atômica: Ag = 108; constante de Avogadro = $6{,}0 \cdot 10^{23}$):

a) $4{,}0 \cdot 10^{23}$. b) $12{,}0 \cdot 10^{19}$. c) $4{,}6 \cdot 10^{19}$. d) $12{,}0 \cdot 10^{24}$. e) $1{,}6 \cdot 10^{23}$.

Resolução

Amálgama de prata é uma liga metálica formada por mercúrio e prata, que já foi muito utilizada em odontologia (hoje é substituída por materiais mais modernos). Neste exercício se diz que a amálgama considerada contém 72% (em massa) de prata. Podemos então calcular:

$$\left.\begin{array}{l} 100 \text{ g de amálgama} \text{ ——— } 72 \text{ g de Ag} \\ 0{,}030 \text{ g de amálgama} \text{ ——— } x \end{array}\right\} \boxed{x = 0{,}0216 \text{ g de Ag}}$$

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

Assim, recaímos nos cálculos dos exercícios anteriores:

1 mol de Ag → 108 g —— $6,0 \cdot 10^{23}$ átomos de Ag

0,0216 g —— y

Logo, $y = 12 \cdot 10^{19}$ átomos.

Alternativa b.

17. (Cesgranrio-RJ) Considere que a alga microscópica *Spirulina platensis*, muito utilizada como complemento alimentar, possui 48% de carbono e 7% de hidrogênio em massa. Um comprimido dessa alga, comprado em farmácias, possui 1 g de *Spirulina* (constante de Avogadro = $6 \cdot 10^{23}$). Quantos átomos de carbono e de hidrogênio, respectivamente, existem nesse comprimido?

a) $2,4 \cdot 10^{22}$ e $2,1 \cdot 10^{22}$.
b) $2,4 \cdot 10^{22}$ e $4,2 \cdot 10^{22}$.
c) $1,2 \cdot 10^{23}$ e $2,1 \cdot 10^{22}$.
d) 4 e 7
e) 0,04 e 0,07

Exercício resolvido

18. A quantos gramas correspondem $3 \cdot 10^{24}$ átomos de alumínio?

Resolução

Este exercício é o "inverso" dos anteriores. Agora temos o número de partículas e foi pedida a massa final. O cálculo, no entanto, continua o mesmo:

$6 \cdot 10^{23}$ átomos de Aℓ —— 27 g (1 mol de Aℓ)
$3 \cdot 10^{24}$ átomos de Aℓ —— x

$x = 135$ g de Aℓ

19. (Unicid-SP) Um químico possui uma amostra de cobre (dado: $^{64}_{29}Cu$). A massa, em gramas, dessa amostra, sabendo-se que ela é constituída por $3,01 \cdot 10^{23}$ átomos, é:

a) $0,32 \cdot 10^{23}$ g.
b) $0,29 \cdot 10^{23}$ g.
c) $1,60 \cdot 10^{23}$ g.
d) 64,00 g.
e) 32,00 g.

Exercício resolvido

20. Quanto pesa (ou melhor, qual é a massa), em gramas, uma única molécula de açúcar comum (sacarose, $C_{12}H_{22}O_{11}$)? (Massas atômicas: H = 1; C = 12; O = 16; constante de Avogadro = $6,02 \cdot 10^{23}$.)

Resolução

Calculando a massa molar de $C_{12}H_{22}O_{11}$, temos 342 g. Armando uma regra de três, temos:

342 g —— $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas
x —— 1 molécula

$$x = \frac{342}{6,02 \cdot 10^{23}} \Rightarrow x \simeq 5,68 \cdot 10^{-22} \text{ g}$$

Observação: Considerando que átomos e moléculas são extremamente pequenos, o resultado desse tipo de problema deverá também ser exatamente pequeno, como o que acabamos de calcular.

21. Qual é a massa, em gramas, de uma molécula de etano (C_2H_6)?

Exercício resolvido

22. Qual é a massa correspondente a 5 mol de alumínio? (Massa atômica do alumínio = 27.)

Resolução

$$n = \frac{m}{M} \Rightarrow m = n \cdot M = 5 \cdot 27 \Rightarrow m = 135 \text{ g}$$

23. (Ufac) Três mol de benzeno (C_6H_6) contêm uma massa de:

a) 78 g.
b) 39 g.
c) 156 g.
d) 72 g.
e) 234 g.

(Dados: C = 12, H = 1.)

24. (UFS-SE) $1,8 \cdot 10^{23}$ moléculas de uma substância *A* têm massa igual a 18,0 g. A massa molar de *A*, em g/mol, vale:

a) 18,0.
b) 60,0.
c) 75,0.
d) 90,0.
e) 120.

Exercício resolvido

25. (UFMT) O carbonato de sódio, Na_2CO_3, é um produto industrial muito importante e usado na manufatura do vidro. Quantos mols de Na_2CO_3 existem em 132 g de carbonato de sódio?

Resolução

1 mol de Na_2CO_3 —— 106 g de Na_2CO_3
x —— 132 g de Na_2CO_3

$x \simeq 1,24$ mol de Na_2CO_3

26. (Unifor-CE) Para tomar um cafezinho, é comum a adição de açúcar. Suponha que, para adoçar uma xícara de café, tenham sido colocadas 2 colheres de açúcar, contendo, por colher, 3,5 g. Sabendo-se que a massa molar do açúcar ($C_{12}H_{22}O_{11}$) é 342 g/mol, a quantidade em mol de açúcar nesse cafezinho é, aproximadamente:

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

27. (Mackenzie-SP)

> Estudos apontam que a amônia (NH_3) adicionada ao tabaco aumenta os níveis de absorção de nicotina pelo organismo. Os cigarros canadenses têm, em média, 8,5 mg de amônia por cigarro, valor bem mais baixo do que a média nacional.
>
> (*Veja*, 29 maio 1996.)

A quantidade de mols de moléculas existentes em 8,5 mg de amônia é igual a:

a) $2,0 \cdot 10^{3}$ mol de moléculas.
b) $5,0 \cdot 10^{-4}$ mol de moléculas.
c) $5,1 \cdot 10^{24}$ mol de moléculas.
d) $8,5 \cdot 10^{-3}$ mol de moléculas.
e) $3,0 \cdot 10^{23}$ mol de moléculas.

Massas molares (g/mol): N = 14; H = 1

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

Exercício resolvido

28. (Fuvest-SP-adaptado) A tabela abaixo representa a massa molar, em gramas, de várias substâncias:

Substância	Au	$HC\ell$	O_3	C_5H_{12}	H_2O
Massa molar (g)	197	36,5	48,0	72,0	18,0

Comparando massas iguais dessas substâncias, a que apresenta maior número de moléculas é:

a) Au.
b) $HC\ell$.
c) O_3.
d) C_5H_{12}.
e) H_2O.

Resolução

De acordo com a constante de Avogadro, terá **maior** número de moléculas a substância que tiver a **maior** quantidade de mols. Considerando que a quantidade de mols pode ser obtida pelo quociente $\frac{m}{M}$, concluímos que, em igualdade de massa (m), a substância que tiver massa molar (M) **menor** terá o **maior** número de moléculas. Esta substância é, portanto, o H_2O.

Alternativa e.

29. (Unifor-CE) Comparando-se massas iguais dos seguintes metais, tem maior número de átomos o:

a) Li.
b) K.
c) Fe.
d) Cu.
e) Au.

30. (UFPE) A relação entre a quantidade de átomos e uma determinada massa de substância é um dos marcos na história da Química, pois é um dos exemplos que envolvem grandes números. Considere os sistemas abaixo:

I. 100 átomos de chumbo
II. 100 mol de hélio
III. 100 g de chumbo
IV. 100 g de hélio

Considerando as seguintes massas atômicas He = 4 e Pb = 207, qual é a alternativa que representa a ordem crescente de número de átomos nos sistemas anteriores?

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

Exercício resolvido

31. (PUC-Campinas-SP) Silicatos são compostos de grande importância nas indústrias de cimento, cerâmica e vidro. Quantos gramas de silício há em 2,0 mol do silicato natural Mg_2SiO_4?

a) 56,2.
b) 42,1.
c) 28,1.
d) 14,0.
e) 10,2.

Resolução

Pela própria fórmula do silicato — Mg_2SiO_4 — concluímos que:

se em 1 molécula de Mg_2SiO_4 _____ há 1 átomo de Si

então em 2 mol de Mg_2SiO_4 _____ há 2 mol de Si

Temos então:

1 mol de Si ———— 28,1 g de Si
2 mol de Si ———— x

x = 56,2 g de Si

Alternativa a.

32. (Fuvest-SP) Linus Pauling, Prêmio Nobel de Química e da Paz, faleceu aos 93 anos. Era um ferrenho defensor das propriedades terapêuticas da vitamina C. Ingeria diariamente cerca de $2{,}1 \cdot 10^{-2}$ mol dessa vitamina. (Dose diária recomendada de vitamina C ($C_6H_8O_6$): 62 mg.) Quantas vezes, aproximadamente, a dose ingerida por Pauling é maior que a recomendada?

a) 10
b) 60
c) $1{,}0 \cdot 10^2$
d) $1{,}0 \cdot 10^3$
e) $6{,}0 \cdot 10^4$

Exercícios complementares

Registre as respostas em seu caderno

33. (Mackenzie-SP) Por lei, a quantidade máxima de corante urucum ($C_{25}H_{30}O_4$) permitida em 100 g de alimento é de 0,002 g. Assim, a quantidade de moléculas desse corante, presente em 500 g de salsicha, deve ser, aproximadamente, de:

a) $3{,}0 \cdot 10^{18}$.
b) $6{,}0 \cdot 10^{17}$.
c) $1{,}5 \cdot 10^{19}$.
d) $3{,}0 \cdot 10^{20}$.
e) $1{,}5 \cdot 10^{21}$.

Dados: Massa molar (g/mol)
H = 1; C = 12; O = 16

34. (Unifor-CE) Um recipiente contém 2,0 mol de cloro gasoso. O número de moléculas do gás é:

a) $2{,}4 \cdot 10^{23}$.
b) $1{,}2 \cdot 10^{24}$.
c) $1{,}2 \cdot 10^{23}$.
d) 4,0.
e) 2,0.

35. (PUC-MG) Segundo uma pesquisa, realizada em Belo Horizonte, no final da década de 1990, o lançamento diário de monóxido de carbono na atmosfera dessa cidade foi estimado em cerca de $5{,}0 \cdot 10^3$ toneladas. O número de moléculas do referido gás, então lançado na atmosfera, é igual a:

a) $1{,}08 \cdot 10^{32}$.
b) $1{,}08 \cdot 10^{26}$.
c) $1{,}80 \cdot 10^9$.
d) $1{,}80 \cdot 10^8$.
e) $1{,}8 \cdot 10^2$.

36. (FEI-SP) Se sua assinatura, escrita com grafite do lápis, pesa 1 mg, o número de átomos de carbono em sua assinatura é:

a) $6{,}02 \cdot 10^{23}$.
b) $72{,}24 \cdot 10^{23}$.
c) 12.
d) $5{,}0 \cdot 10^{19}$.
e) $1{,}2 \cdot 10^{22}$.

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

37. (UEM-PR) Uma gota de mercúrio esférica de raio igual a 0,5 mm contém, aproximadamente: (Dados: densidade do mercúrio = 13.600 kg/m^3; $\pi \cong 3{,}14$.)

a) $6{,}02 \cdot 10^{23}$ átomos de mercúrio.
b) $6{,}02 \cdot 10^{21}$ átomos de mercúrio.
c) $2{,}1 \cdot 10^{19}$ átomos de mercúrio.
d) $2{,}1 \cdot 10^{19}$ mol de átomos de mercúrio.
e) $7{,}7 \cdot 10^{23}$ átomos de mercúrio.

38. (Vunesp) Em 1 mol de moléculas de H_3PO_4 tem-se:

a) $3 \cdot 10^{23}$ átomos de hidrogênio e 10^{23} átomos de fósforo.
b) 1 átomo de cada elemento.
c) 3 íons H^+ e um íon PO_4^{3-}.
d) 1 mol de cada elemento.
e) 4 mol de átomos de oxigênio e 1 mol de átomos de fósforo.

39. (EEM-SP) A prata de lei é uma liga constituída por prata e cobre. Em 9,73 g do material são encontrados $5{,}03 \cdot 10^{22}$ átomos de prata (massas atômicas: Cu = 63,5; Ag = 107,87). Qual a composição porcentual da liga?

40. (UCS-RS) A prata é um metal precioso usado principalmente em ourivesaria. Sua massa molar média é de 107,9 g. A massa média, em gramas, de um átomo de prata, em valores arredondados, é:

a) $1{,}02 \cdot 10^{2}$.
b) $1{,}53 \cdot 10^{-23}$.
c) $1{,}79 \cdot 10^{-22}$.
d) $1{,}92 \cdot 10^{-20}$.
e) $2{,}00 \cdot 10^{-19}$.

41. (Unifor-CE) A molécula de uma substância *A* tem massa igual a $5{,}0 \cdot 10^{-23}$ g. Determine o valor numérico da massa molecular de *A*, em unidades de massa atômica (constante de Avogadro: $6{,}0 \cdot 10^{23}$).

42. (Unirio-RJ) Em 100 g de leite em pó infantil, existem 500 mg de cálcio. A opção que indica quantos mols de átomos de cálcio existem numa lata de 400 g de leite em pó é:

a) 0,0125.
b) 0,05.
c) 0,1.
d) 1.
e) 2.

43. (Uniube-MG) A quantidade de átomos em um mol de ácido sulfúrico é:

a) $3 \cdot 6{,}02 \cdot 10^{23}$ átomos/mol.
b) $4 \cdot 6{,}02 \cdot 10^{23}$ átomos/mol.
c) $5 \cdot 6{,}02 \cdot 10^{23}$ átomos/mol.
d) $6 \cdot 6{,}02 \cdot 10^{23}$ átomos/mol.
e) $7 \cdot 6{,}02 \cdot 10^{23}$ átomos/mol.

44. (PUC-Campinas-SP) Para a prevenção da cárie dentária recomenda-se adição de fluoreto à água potável ou a fluoretação do sal de cozinha. Há necessidade de se acrescentar cerca de $1{,}8 \cdot 10^{-3}$ g de fluoreto à dieta diária (dado: massa molar do íon fluoreto = 19 g/mol). Que quantidade de íons, em mol, há em $1{,}8 \cdot 10^{-3}$ g de fluoreto?

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

45. (UFV-MG) A adição de pequenas quantidades de selênio durante a fabricação de vidro permite a obtenção de vidro colorido em diversas tonalidades de vermelho. Uma taça de vidro de 79 g foi manufaturada a partir de vidro contendo 1% em massa de selênio. A quantidade de matéria (número de mol) de selênio contida na taça, em mol, é:

a) 1,00. b) 7,90. c) 0,79. d) 0,01. e) 0,10.

46. (Cesgranrio-RJ)

> A NASA tem um ambicioso plano de mandar uma missão tripulada a Marte. [...] Porém, a medicina ainda não tem respostas para contornar as dificuldades impostas ao organismo humano pelas condições climáticas e atmosféricas de Marte. [...] Cogita-se que os equipamentos usados em Marte devem ser testados antes numa base a ser construída na Lua. [...] Importando-se **um quilograma de hidrogênio** terrestre e usando-se **oito quilogramas de oxigênio** extraído de rochas lunares, os astronautas teriam combustível suficiente para alimentar os motores que estão sendo desenvolvidos pela NASA.
>
> (*O Globo*, 4 julho 1998.)

O número de mols de hidrogênio ($M_H = 1$) e de oxigênio ($M_O = 16$) indicados são, respectivamente, de:

a) $3 \cdot 10^{26}$ e $1{,}5 \cdot 10^{26}$.
b) $6 \cdot 10^{26}$ e $3 \cdot 10^{26}$.
c) 500 e $6 \cdot 10^{26}$.
d) 500 e 250.
e) 1.000 e 500.

47. (FUERN) Deve-se encontrar maior número de moléculas em 1 kg de:

a) N_2 (nitrogênio).
b) CH_4 (metano).
c) H_2O (água).
d) C_6H_6 (benzeno).
e) $C_6H_{12}O_6$ (glicose).

48. (Fuvest-SP) O aspartame, um adoçante artificial, pode ser utilizado para substituir o açúcar de cana. Bastam 42 miligramas de aspartame para produzir a mesma sensação de doçura que 6,8 gramas de açúcar de cana. Sendo assim, quantas vezes, aproximadamente, o número de moléculas de açúcar de cana deve ser maior do que o número de moléculas de aspartame para que se tenha o mesmo efeito sobre o paladar?

Dados: massas molares aproximadas (g/mol)
açúcar de cana: 340
adoçante artificial: 300

a) 30.
b) 50.
c) 100.
d) 140.
e) 200.

49. (EEM-SP) De um cilindro contendo 640 mg de gás metano (CH_4) foram retiradas $12{,}04 \cdot 10^{20}$ moléculas (massa atômicas: H = 1; C = 12; constante de Avogadro = $6{,}02 \cdot 10^{23}$). Quantos mols de CH_4 restaram no cilindro?

50. (UCS-RS) Após uma partida de futebol, foi coletado 1,4 kg de latinhas de alumínio no estádio. A massa molar desse metal é 26,98 g · mol^{-1}. Em valores arredondados, quantos mols de átomos desse metal foram coletados?

a) $6{,}02 \cdot 10^{23}$.
b) 1.400.
c) 13.
d) 52.
e) 0,27.

51. (PUC-RS) As gemas e pedras preciosas são comercializadas em quilates, unidade de massa equivalente a 200 mg. Considerando que os diamantes são carbono puro, o número de mols e o número de átomos de carbono em um anel de 2,4 quilates são respectivamente:

a) 0,01 e $6{,}02 \cdot 10^{23}$.
b) 0,02 e $3{,}01 \cdot 10^{23}$.
c) 0,02 e $1{,}22 \cdot 10^{23}$.
d) 0,04 e $2{,}41 \cdot 10^{22}$.
e) 0,04 e $4{,}81 \cdot 10^{22}$.

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

LEITURA

HISTÓRIA DAS MEDIÇÕES

Nas antigas civilizações, os seres humanos provavelmente sentiram a necessidade de medir **distâncias** — para informar a seus semelhantes a que distância se encontravam a caça, a pesca, os perigos etc. As primeiras unidades de medida de **comprimento** foram criadas tomando-se o corpo humano como referência. O dedo polegar, por exemplo, inspirou a **polegada** (≃ 2,54 cm); o pé humano deu origem ao **pé** (≃ 30,48 cm); a **milha** corresponde a mil passos (≃ 1.609,34 m). Algumas dessas unidades são utilizadas até hoje na Inglaterra e nos Estados Unidos. Mesmo no Brasil, os diâmetros de barras e tubos metálicos ainda são expressos em polegadas.

Outra necessidade que se mostrou vital, desde a Antiguidade, foi medir a **massa**. No início a massa era avaliada pela estimativa de carga que um ser humano ou outro animal poderia levantar ou carregar (medida subjetiva). Posteriormente passou a ser obtida por meio do uso de **balanças** (medida objetiva). Essa utilização já era comum por volta de 2000 a.C., e esse progresso foi, sem dúvida, provocado pela intensificação do comércio.

Na Antiguidade, porém, as unidades de massa variavam de uma região para outra, o que trazia muita confusão. É interessante notar que algumas unidades de massa antigas ainda se mantêm em uso — o gado, por exemplo, continua sendo negociado em **arrobas** (≃ 15 kg).

Uma terceira medida importante é o **volume**. Desde a Antiguidade, jarros e vasilhas foram utilizados como unidades de medida para comercializar líquidos como o vinho, o leite etc. É o caso da **ânfora** dos romanos, equivalente a 25,44 litros. Curiosamente, até o século XIX era comum, no interior do Brasil, a compra e venda de arroz, feijão, milho etc. em litros, já que as balanças eram raras e custavam caro.

Na história da humanidade, surgiram diversas unidades de medida, o que terminou gerando muita confusão. Para a Ciência, para a tecnologia e mesmo para as transações comerciais do dia a dia, é importante que se adote um sistema (conjunto) de unidades simples, correlacionadas de modo racional e, se possível, válidas em todas as partes do planeta. Uma grande vitória foi conseguida com o chamado **sistema métrico decimal**. Veja, por exemplo, que as unidades de comprimento, de área e de volume estão relacionadas entre si:

- para o comprimento, o metro (m) é a unidade básica;
- para a área, o metro quadrado (m^2) é uma unidade derivada;
- para o volume, o metro cúbico (m^3) é outra unidade derivada.

AKG IMAGES/LATINSTOCK

Mural egípcio da tumba de Panekhmen retratando trabalhadores "pesando" ouro por volta de 1.200 a.C. (Tebas, Egito).

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

O sistema métrico decimal foi criado na França, em 1799, e adotado no Brasil em 1862. Atualmente, esse sistema é utilizado em quase todos os países.

Racionalização ainda maior foi conseguida com o **Sistema Internacional de Unidades (SI)**, que o Brasil adotou em 1962. Esse sistema englobou e ampliou o sistema métrico decimal ao estabelecer o menor número possível de **unidades básicas**. Veja no quadro seguinte as sete unidades fundamentais do SI:

Grandeza	Unidade	Símbolo
Comprimento	Metro	m
Massa	Quilograma	kg
Tempo	Segundo	s
Intensidade de corrente elétrica	Ampère	A
Temperatura	Kelvin	K
Quantidade de matéria	Mol	mol
Intensidade luminosa	Candela	cd

Dessas unidades básicas resultam as chamadas **unidades derivadas**, como na sequência (incompleta) apresentada abaixo:

Grandeza	Unidade	Símbolo
Superfície	Metro quadrado	m^2
Volume	Metro cúbico	m^3
Velocidade	Metro por segundo	m/s

Acontece frequentemente que o número resultante da medida de uma grandeza é "muito grande" ou "muito pequeno". Por exemplo, usando a unidade básica de comprimento, o **metro**, deveríamos dizer:

- a distância entre as cidades de São Paulo e Rio de Janeiro é 410.000 metros;
- o tamanho de determinada célula animal é 0,000003 metro.

Nesses casos, por questão de comodidade, usamos **potências de 10** ou **múltiplos ou submúltiplos decimais das unidades do SI**. Dizemos então:

- a distância entre São Paulo e Rio de Janeiro é $4{,}1 \cdot 10^5$ metros ou **410 quilômetros** (410 km);
- o tamanho da célula animal é $3 \cdot 10^{-6}$ metro ou **3 micrometros** (3 μm).

Os múltiplos e submúltiplos decimais oficialmente adotados pelo Sistema Internacional de Unidades são:

Fator	Prefixo	Símbolo
10^{18}	Exa	E
10^{15}	Peta	P
10^{12}	Tera	T
10^{9}	Giga	G
10^{6}	Mega	M
10^{3}	Quilo	k
10^{2}	Hecto	h
10^{1}	Deca	da
10^{-1}	Deci	d
10^{-2}	Centi	c
10^{-3}	Mili	m
10^{-6}	Micro	μ
10^{-9}	Nano	n
10^{-12}	Pico	p
10^{-15}	Femto	f
10^{-18}	Atto	a

Questões sobre a leitura

Registre as respostas em seu caderno

52. Quais foram os fatores que levaram o ser humano a fazer medidas?

53. Para a sociedade, qual a importância de serem trabalhadas medidas como massa e volume?

54. Explique quais as vantagens de se estabelecer um sistema padrão de unidades?

55. Explique por que é útil usar múltiplos ou submúltiplos para expressar unidades no SI.

56. Analise as respostas dadas no quadro "Refletindo", na abertura do capítulo. Após o estudo deste capítulo e desta leitura, você as modificaria? Justifique.

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

CAPÍTULO

6 A classificação periódica dos elementos

A natureza e os seres vivos caminham por ciclos periódicos.

+ TÓPICOS DO CAPÍTULO

1 HISTÓRICO

2 A CLASSIFICAÇÃO PERIÓDICA MODERNA

3 PROPRIEDADES PERIÓDICAS E PROPRIEDADES APERIÓDICAS DOS ELEMENTOS QUÍMICOS

LEITURA: *OS ELEMENTOS QUÍMICOS EM NOSSO CORPO*

Organizando o mundo

Nosso cérebro, entre centenas de funções, organiza e classifica as coisas, fazendo relações entre elas.

Em um supermercado, os produtos são agrupados nas seções conforme sua função e suas características.

Se quisermos sucos de frutas, vamos ao setor correspondente, no qual encontraremos as várias opções reunidas em uma gôndola.

ILUSTRAÇÕES: FÉLIX REINERS

Os elementos químicos também são agrupados segundo suas características. Por exemplo, na tabela periódica, os de maior massa ficam embaixo.

Na prateleira de cima, mais difícil de alcançar, ficam os sucos de menor rentabilidade ou interesse.

Sucos mais vendidos, em embalagens de 1 litro, estão nas prateleiras mais visíveis, ao alcance das mãos.

Opções mais baratas ficam na prateleira baixa, assim como as infantis, colocadas ao alcance das crianças.

Sucos em embalagens grandes e pacotes tamanho-família ficam embaixo.

REFLETINDO

Em um supermercado, produtos semelhantes são organizados, por exemplo, em corredores; na Química, elementos semelhantes são organizados nos chamados **períodos**. Períodos são cíclicos. As quatro estações do ano são um exemplo de período.

a) Imagine alguns exemplos de períodos e relacione-os.

b) Como podemos representar a repetição de um fenômeno cíclico?

ILUSTRAÇÕES: FELIX REINERS

Acontecimentos **periódicos** são comuns em nosso cotidiano. Nossa própria vida é uma sucessão de atos que se **repetem** todos os dias – dormir, comer, estudar, trabalhar etc. Analise, por exemplo, um calendário: os dias são agrupados de sete em sete, indicando as semanas. De modo geral, nossas atividades são organizadas segundo os dias da semana – de segunda a sexta-feira estudamos e trabalhamos, aos sábados vamos às compras ou buscamos algum lazer e aos domingos passeamos ou descansamos. Uma aula de natação todas as terças à noite, por exemplo, seria uma atividade **periódica**, pois se repetiria a cada sete dias, sempre na coluna da terça-feira. Assim, podemos prever que, em determinado mês, iremos à natação nos dias 1, 8, 15, 22 e 29. Enfim, para todos nós, cada dia da semana tem suas **características** e **propriedades** especiais, que vão se repetindo periodicamente.

A partir do século XIX, cientistas começaram a perceber que os elementos químicos, assim como os dias em um calendário, também poderiam ser agrupados em colunas, formadas pela reunião de elementos com propriedades semelhantes. É o que vamos abordar neste capítulo.

S	T	Q	Q	S	S	**D**
	1	2	3	4	5	**6**
7	8	9	10	11	12	**13**
14	15	16	17	18	19	**20**
21	22	23	24	25	26	**27**
28	29	30				

ADILSON SECCO

1 Histórico

O número de elementos químicos conhecidos aumentou com o passar dos séculos e mais significativamente a partir do século XIX, como podemos ver pelo gráfico e pela tabela abaixo:

ADILSON SECCO

Até o final do século	Número de elementos químicos conhecidos
XVII	14
XVIII	33
XIX	83
XX	111

Veja a lista completa dos elementos químicos no final do livro.

Ao longo do tempo, percebeu-se também que certos elementos químicos têm propriedades semelhantes. Assim, por exemplo, o **cobre**, a **prata** e o **ouro** são usados para a fabricação de vários objetos, como joias, bijuterias, fios elétricos, além de outros, pois são metais fáceis de modelar; além disso, conduzem bem o calor e a eletricidade.

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

Canos e juntas de cobre.

Bandeja de prata.

Alianças de ouro.

O grande aumento do número de elementos químicos conhecidos no século XIX obrigou os cientistas a imaginarem gráficos, tabelas ou classificações em que todos os elementos ficassem reunidos em grupos com propriedades semelhantes.

Em 1817, o cientista alemão Johann W. Döbereiner (1780-1849) agrupou alguns elementos em **tríades**, que eram grupos de três elementos com propriedades semelhantes. Por exemplo:

lítio (Li) – sódio (Na) – potássio (K)

cloro (Cℓ) – bromo (Br) – iodo (I)

Em 1862, o cientista francês Alexander B. de Chancourtois (1820-1886) imaginou o agrupamento dos elementos químicos sobre um parafuso, na ordem de suas massas atômicas. Desse modo, ao passarmos por uma certa vertical, encontramos elementos com propriedades semelhantes. Essa arrumação foi denominada **parafuso telúrico** de De Chancourtois.

Em 1864, o cientista inglês John A. R. Newlands (1837-1898) colocou os elementos químicos em ordem crescente de massas atômicas e verificou que as propriedades se repetiam **a cada oito elementos** (excluindo-se o hidrogênio), como as notas numa escala musical. Sendo Newlands também músico, essa regra passou a ser conhecida como **lei das oitavas** de Newlands.

Li	Be	B	C	N	O	F
Na	Mg	Aℓ	Si	P	S	Cℓ
1	2	3	4	5	6	7

Em 1869, trabalhando de forma independente, dois cientistas – Julius L. Meyer (1830-1895), na Alemanha (baseando-se principalmente em propriedades físicas), e Dimitri I. Mendeleyev (1834-1907), na Rússia (baseando-se principalmente em propriedades químicas) – propuseram tabelas semelhantes para a classificação dos elementos químicos.

O trabalho de Mendeleyev foi, porém, mais meticuloso: ele anotava as propriedades dos elementos químicos em cartões, pregava esses cartões na parede de seu laboratório, mudava as posições dos cartões até obter uma sequência de elementos em que se destacasse a semelhança das propriedades.

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

Foi com esse quebra-cabeça que Mendeleyev chegou à primeira tabela periódica, verificando, então, que havia uma periodicidade das propriedades quando os elementos químicos eram colocados **em ordem crescente de suas massas atômicas**. Em uma de suas primeiras tabelas, Mendeleyev colocou os elementos químicos conhecidos (cerca de 60, na época) em 12 linhas horizontais, **em ordem crescente de massas atômicas**, tomando o cuidado de colocar **na mesma vertical os elementos de propriedades químicas semelhantes**. Surgiu, então, a seguinte tabela:

Série	Grupo I		Grupo II		Grupo III		Grupo IV		Grupo V		Grupo VI		Grupo VII		Grupo VIII	
1		H 1														
2	Li 7		Be 9,4		B 11		C 12		N 14		O 16		F 19			
3		Na 23		Mg 24		Aℓ 27,3		Si 28		P 31		S 32		Cℓ 35,5		
4	K 39		Ca 40		? 44		Ti 48		V 51		Cr 52		Mn 55		Fe-56 Ni-59	Co-59
5		Cu 63		Zn 65		? 68		? 72		As 75		Se 78		Br 80		
6	Rb 85		Sr 87		? 88		Zr 90		Nb 94		Mo 96		? 100		Ru-104 Pd-106	Rh-104
7		Ag 108		Cd 112		In 113		Sn 118		Sb 122		Te 128		I 127		
8	Cs 133		Ba 137		? 138		? 140									
9																
10			? 178		? 180		Ta 182		W 184						Os-195 Pt-198	Ir-197
11		Au 199		Hg 200		Tℓ 204		Pb 207		Bi 208						
12							Th 231						U 240			

Duas grandes ousadias de Mendeleyev provaram sua grande intuição científica:

- Veja o final da linha (série) de número 7. Na sequência das massas atômicas, o I (127) deveria vir antes do Te (128). No entanto, Mendeleyev, desrespeitando seu próprio critério de ordenação, **inverteu as posições de ambos**, de modo que o I (127) viesse a ficar embaixo (na mesma coluna) dos elementos com propriedades semelhantes às dele – o Cℓ (35,5) e o Br (80). Para se justificar, Mendeleyev alegou que as medições das massas atômicas, na época, estavam erradas. Hoje sabemos que a ordem **Te → I** é a correta, como veremos adiante.
- Outro grande tento de Mendeleyev foi deixar certas "casas" vazias na tabela; veja como exemplos:
  - na linha (série) número 4, **Ca (40) → "casa" vazia → Ti (48)**, para que o Ti ficasse abaixo do C, com o qual se acreditava que o titânio se assemelhava;
  - na linha (série) número 5, **Zn (65) → "casa" vazia → "casa" vazia → As (75)**, para que o As ficasse abaixo do P, com o qual se acreditava que o arsênio se assemelhava.

Dimitri Ivanovitch Mendeleyev

Nasceu em Tobolsk, na Rússia, em 1834. Formou-se em Química em São Petersburgo e trabalhou na Alemanha, na França e nos Estados Unidos. Estudou as propriedades do petróleo, dos gases, das soluções e dos explosivos. Sua maior contribuição para a Ciência foi a classificação periódica dos elementos. Em sua homenagem foi dado o nome de **mendelévio** ao elemento químico de número atômico 101. Faleceu em São Petersburgo, em 1907.

Dimitri Mendeleyev. (Litografia colorizada da Escola Russa, da década de 1950. Coleção particular.)

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

A justificativa de Mendeleyev foi de que no futuro seriam descobertos novos elementos que preencheriam esses lugares vazios. De fato, a história provou que ele estava certo: em 1875 foi descoberto o gálio (68); em 1879, o escândio (44); e em 1886, o germânio (72). E Mendeleyev foi além: conseguiu prever com grande precisão as propriedades do escândio e do germânio alguns anos antes de esses elementos serem descobertos. Assim, por exemplo, temos, para o germânio (Ge):

	Previsões de Mendeleyev	Dados atuais (obtidos na prática)
Massa atômica	72	72,6
Cor	cinza	cinza
Densidade (g/cm^3)	5,5	5,32
Fórmula do óxido	GeO_2	GeO_2
Densidade do óxido (g/cm^3)	4,7	4,23

Resumindo, podemos dizer que Mendeleyev estabeleceu a chamada **lei da periodicidade**:

> Muitas propriedades físicas e químicas dos elementos variam **periodicamente** na sequência de suas **massas atômicas**.

Na sequência dos dados históricos que mostramos (desde Döbereiner até Mendeleyev) e na descoberta de vários novos elementos químicos, você pode perceber como a evolução da Ciência é gradativa, exigindo muito esforço dos cientistas para irem reunindo e complementando novas descobertas, novos conhecimentos e novas ideias, a fim de tirar conclusões que possam explicar a natureza de maneira cada vez mais geral e abrangente. (Note, por exemplo, que a tabela de Mendeleyev engloba as tríades de Döbereiner, o parafuso de De Chancourtois e as oitavas de Newlands.)

2 A classificação periódica moderna

A classificação periódica moderna é mais completa que a tabela de Mendeleyev, pois inclui elementos químicos não conhecidos naquela época. É o caso da família dos gases nobres ou raros – hélio, neônio, argônio, criptônio, xenônio e radônio –, que hoje formam uma coluna especial na classificação moderna. Além disso, a classificação moderna apresenta os elementos químicos dispostos **em ordem crescente de números atômicos**. De fato, em 1913, Henry G. J. Moseley (1887-1915) estabeleceu o conceito de **número atômico**, verificando que esse valor caracterizava melhor um elemento químico do que sua massa atômica (assim desapareceram, inclusive, as "inversões" da tabela de Mendeleyev, como no caso do iodo e do telúrio). A partir daí a **Lei da Periodicidade** ganhou um novo enunciado:

> Muitas propriedades físicas e químicas dos elementos variam **periodicamente** na sequência de seus **números atômicos.**

Atualmente, a apresentação mais comum da classificação periódica é a mostrada na página seguinte, na qual cada elemento ocupa um quadradinho ou "casa" da tabela. (Preferimos apresentar a tabela apenas até o elemento de número atômico 112 – copernício; símbolo: Cn –, que é o mais recente elemento com nome oficial, anunciado pela Iupac* em 19 de fevereiro de 2010.)

* Iupac (International Union of Pure and Applied Chemistry – União Internacional de Química Pura e Aplicada) é uma organização científica internacional e não governamental integrada por uma série de comitês e comissões que fazem recomendações sobre a nomenclatura e os símbolos que devem ser usados em publicações técnicas e científicas.

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

ADILSON SECCO

CLASSIFICAÇÃO PERIÓDICA DOS ELEMENTOS

(com massas atômicas referidas ao isótopo 12 do carbono)

	1 1A	2 2A	3 3B	4 4B	5 5B	6 6B	7 7B	8 8B	9 8B	10 8B	11 1B	12 2B	13 3A	14 4A	15 5A	16 6A	17 7A	18 8A
I	1 HIDROGÊNIO **H** 1,008																	2 HÉLIO **He** 4,003
II	3 LÍTIO **Li** 6,941	4 BERÍLIO **Be** 9,012											5 BORO **B** 10,81	6 CARBONO **C** 12,01	7 NITROGÊNIO **N** 14,01	8 OXIGÊNIO **O** 16,00	9 FLÚOR **F** 19,00	10 NEÔNIO **Ne** 20,18
III	11 SÓDIO **Na** 23,00	12 MAGNÉSIO **Mg** 24,30											13 ALUMÍNIO **Aℓ** 26,98	14 SILÍCIO **Si** 28,08	15 FÓSFORO **P** 30,97	16 ENXOFRE **S** 32,06	17 CLORO **Cℓ** 35,46	18 ARGÔNIO **Ar** 39,95
IV	19 POTÁSSIO **K** 39,10	20 CÁLCIO **Ca** 40,08	21 ESCÂNDIO **Sc** 44,96	22 TITÂNIO **Ti** 47,88	23 VANÁDIO **V** 50,94	24 CRÔMIO **Cr** 52,00	25 MANGANÊS **Mn** 54,94	26 FERRO **Fe** 55,85	27 COBALTO **Co** 58,93	28 NÍQUEL **Ni** 58,69	29 COBRE **Cu** 63,55	30 ZINCO **Zn** 65,38	31 GÁLIO **Ga** 69,72	32 GERMÂNIO **Ge** 72,59	33 ARSÊNIO **As** 74,92	34 SELÊNIO **Se** 78,96	35 BROMO **Br** 79,90	36 CRIPTÔNIO **Kr** 83,80
V	37 RUBÍDIO **Rb** 85,47	38 ESTRÔNCIO **Sr** 87,62	39 ÍTRIO **Y** 88,91	40 ZIRCÔNIO **Zr** 91,22	41 NIÓBIO **Nb** 92,91	42 MOLIBDÊNIO **Mo** 95,94	43 TECNÉCIO **Tc** (98)	44 RUTÊNIO **Ru** 101,1	45 RÓDIO **Rh** 102,9	46 PALÁDIO **Pd** 106,4	47 PRATA **Ag** 107,9	48 CÁDMIO **Cd** 112,4	49 ÍNDIO **In** 114,8	50 ESTANHO **Sn** 118,7	51 ANTIMÔNIO **Sb** 121,7	52 TELÚRIO **Te** 127,6	53 IODO **I** 126,9	54 XENÔNIO **Xe** 131,3
VI	55 CÉSIO **Cs** 132,9	56 BÁRIO **Ba** 137,3	57 — 71 SÉRIE DOS LANTANÍDIOS	72 HÁFNIO **Hf** 178,5	73 TÂNTALO **Ta** 180,9	74 TUNGSTÊNIO **W** 183,8	75 RÊNIO **Re** 186,2	76 ÓSMIO **Os** 190,2	77 IRÍDIO **Ir** 192,2	78 PLATINA **Pt** 195,1	79 OURO **Au** 197,0	80 MERCÚRIO **Hg** 200,6	81 TÁLIO **Tℓ** 204,4	82 CHUMBO **Pb** 207,2	83 BISMUTO **Bi** 209,0	84 POLÔNIO **Po** (209)	85 ASTATO **At** (210)	86 RADÔNIO **Rn** (222)
VII	87 FRÂNCIO **Fr** (223)	88 RÁDIO **Ra** (226)	89 — 103 SÉRIE DOS ACTINÍDIOS	104 RUTHERFÓRDIO **Rf** (261,1)	105 DÚBNIO **Db** (262,1)	106 SEABÓRGIO **Sg** (263,1)	107 BÓHRIO **Bh** (262,1)	108 HÁSSIO **Hs** (265)	109 MEITNÉRIO **Mt** (266)	110 DARMSTÁDTIO **Ds** (269)	111 ROENTGÊNIO **Rg** (272)	112 COPERNÍCIO **Cn** (277)						

2 ← (numeração lupac)
2A ← (numeração antiga)

Elementos de transição

Série dos lantanídios

57 LANTÂNIO **La** 138,9	58 CÉRIO **Ce** 140,1	59 PRASEODÍMIO **Pr** 140,9	60 NEODÍMIO **Nd** 144,2	61 PROMÉCIO **Pm** (145)	62 SAMÁRIO **Sm** 150,4	63 EURÓPIO **Eu** 152,0	64 GADOLÍNIO **Gd** 157,3	65 TÉRBIO **Tb** 158,9	66 DISPRÓSIO **Dy** 162,5	67 HÓLMIO **Ho** 164,9	68 ÉRBIO **Er** 167,3	69 TÚLIO **Tm** 168,9	70 ITÉRBIO **Yb** 173,0	71 LUTÉCIO **Lu** 175,0

Série dos actinídios

89 ACTÍNIO **Ac** (227)	90 TÓRIO **Th** 232,0	91 PROTACTÍNIO **Pa** (231)	92 URÂNIO **U** 238,0	93 NETÚNIO **Np** (237)	94 PLUTÔNIO **Pu** (244)	95 AMERÍCIO **Am** (243)	96 CÚRIO **Cm** (247)	97 BERQUÉLIO **Bk** (247)	98 CALIFÓRNIO **Cf** (251)	99 EINSTÊNIO **Es** (252)	100 FÉRMIO **Fm** (257)	101 MENDELÉVIO **Md** (258)	102 NOBÉLIO **No** (259)	103 LAURÊNCIO **Lr** (260)

NOME DO ELEMENTO — Número atômico — **Símbolo** — Massa atômica — ELÉTRONS NAS CAMADAS

Nota: Na tabela acima, preferimos manter a "faixa" correspondente dos semimetais. Desse modo, pode-se enfatizar a transição gradativa do caráter metálico (à esquerda) para o caráter não metálico (à direita). É uma região importante, onde aparecem os semicondutores, importantes nos *chips*.

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

2.1. Períodos

As sete linhas horizontais que aparecem na tabela da página anterior são denominadas **períodos**.

Podemos notar que:

1º período (I)	Muito curto	Tem 2 elementos	H e He
2º período (II) 3º período (III)	Curto Curto	Tem 8 elementos Tem 8 elementos	Do Li ao Ne Do Na ao Ar
4º período (IV) 5º período (V)	Longo Longo	Tem 18 elementos Tem 18 elementos	Do K ao Kr Do Rb ao Xe
6º período (VI) 7º período (VII)	Superlongo Incompleto	Tem 32 elementos Tem 25 elementos	Do Cs ao Rn Do Fr ao Rg

É importante notar também que:

- No **6º período**, a terceira "casa" contém 15 elementos (do lantânio ao lutécio), que por comodidade estão indicados numa linha fora e abaixo da tabela; começando com o lantânio, esses elementos formam a chamada **série dos lantanídios**.
- Analogamente, no **7º período**, a terceira "casa" também contém 15 elementos químicos (do actínio ao laurêncio), que estão indicados na segunda linha fora e abaixo da tabela; começando com o actínio, eles formam a **série dos actinídios**.
- Na tabela atual, existem **elementos naturais** e **elementos artificiais**. Naturais são os que existem na natureza; ao contrário, os artificiais devem ser produzidos em laboratórios especializados. Dos artificiais, três estão situados, na Tabela Periódica, **antes do urânio** (U-92) e, por isso, são chamados de **elementos cisurânicos**: o tecnécio (Tc-43), o promécio (Pm-61) e o astato (At-85). Os outros artificiais vêm depois do urânio e são chamados de **transurânicos**.

2.2. Colunas, grupos ou famílias

As dezoito linhas verticais que aparecem na tabela são denominadas **colunas**, **grupos** ou **famílias de elementos**. As colunas têm uma importância especial para a Química, pois cada coluna é formada por elementos com **propriedades químicas semelhantes**.

A numeração tradicional das dezoito colunas é **1A**, **2A**, **3B**, **4B** etc., como vemos na tabela da página anterior. Atualmente, a lupac recomenda a numeração corrida **1**, **2**, **3**, **4**, **5**..., conforme indicado, em azul, na tabela. Devemos assinalar que algumas famílias têm nomes especiais, a saber:

Número da coluna	Elementos	Nome da família
1A (1)	Li, Na, K, Rb, Cs, Fr	Metais alcalinos (do árabe *alcali*, "cinza de plantas")
2A (2)	Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra	Metais alcalinoterrosos (o termo "terroso" refere-se a "existir na terra")
6A (16)	O, S, Se, Te, Po	Calcogênios ("formadores de cobre", pois minérios de cobre contêm oxigênio ou enxofre)
7A (17)	F, Cℓ, Br, I, At	Halogênios ("formadores de sais")
8A (18)	He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn	Gases nobres (ou raros)

É ainda importante considerar os seguintes aspectos:

- O hidrogênio (H-1), embora apareça na coluna 1A, não é um metal alcalino. Aliás, o hidrogênio é tão diferente de todos os demais elementos químicos que, em algumas classificações, prefere-se colocá-lo **fora da Tabela Periódica**.
- O alumínio (Aℓ-13) é chamado frequentemente de **metal terroso**, pois é um constituinte encontrado na terra e no barro comum. Essa designação se estende, às vezes, aos demais elementos da coluna 3A (Ga, In, Tℓ).

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

- Quando a família não tem nome especial, é costume chamá-la pelo nome do primeiro elemento que nela aparece; por exemplo, os da coluna 5A são chamados de elementos da **família** ou do **grupo do nitrogênio**.
- As colunas A são as mais importantes da tabela. Seus elementos são denominados **elementos típicos**, ou **característicos**, ou **representativos** da classificação periódica. Em cada coluna A, a semelhança de propriedades químicas entre os elementos é máxima.
- Os elementos das colunas 3B, 4B, 5B, 6B, 7B, 8B, 1B e 2B constituem os chamados **elementos de transição**. Note que, em particular, a coluna 8B é uma coluna tripla.
- Em particular, na penúltima "casa" da coluna 3B devem ser considerados os quinze elementos formadores da **série dos lantanídios** e na última "casa" da mesma coluna outros quinze elementos formadores da **série dos actinídios**. Em conjunto, esses elementos são denominados **elementos de transição interna**. Devido à semelhança de suas propriedades, esses elementos são agrupados embaixo da tabela.

- Outra separação importante, existente na classificação periódica, é a que divide os elementos em **metais**, **não metais** (ou **ametais**), **semimetais** e **gases nobres**, como podemos ver a seguir.

Os **metais** são elementos sólidos à temperatura ambiente (25 °C) (exceto o mercúrio), em geral duros, com brilho característico – denominado **brilho metálico** –, densos, de pontos de fusão e de ebulição altos, bons condutores de calor e de eletricidade, maleáveis (podem ser transformados em lâminas finas), dúcteis (podem ser transformados em fios finos) e que formam íons positivos (cátions).

Os **não metais** têm geralmente propriedades opostas às dos metais.

Os **semimetais** têm propriedades intermediárias entre os metais e os não metais.

Os **gases nobres**, ou **gases raros**, têm comportamento químico específico.

Como podemos notar, dos 112 elementos considerados na tabela da página 156, o número de metais (87) supera bastante o número de não metais (11), semimetais (7) e gases nobres (6). Como já dissemos, o hidrogênio, devido às suas propriedades específicas, deve ser deixado fora dessa classificação.

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

2.3. Os nomes dos elementos químicos

Os nomes dos elementos químicos conhecidos desde a Antiguidade foram dados arbitrariamente e variam de uma língua para outra. Por exemplo:

- **Fe – ferro** – *iron* (inglês); *eisen* (alemão);
- **Cu – cobre** – *copper* (inglês); *rame* (italiano);
- **Pb – chumbo** – *lead* (inglês); *plomb* (francês);
- **S – enxofre** – *sulphur* (inglês); *azufre* (espanhol).

A partir do século XVIII, acentuou-se a frequência das descobertas de novos elementos químicos. O próprio cientista que produzia o novo elemento lhe dava nome. Em geral, esse nome lembrava uma propriedade do elemento ou a região de onde o elemento provinha. Como a comunicação entre os químicos havia se tornado mais eficiente, esses nomes foram sendo adotados internacionalmente. Por exemplo:

- **Mg – magnésio**: alusão à Magnésia, região da Grécia com minério de magnésio (isolado em 1808 por Humphry Davy, Inglaterra);
- **Br – bromo**: do grego *brômos*, mau cheiro (1826; Balard; França);
- **Rb – rubídio**: do latim *rubidium*, cor vermelho-escura (1861; Bunsen; Alemanha);
- **He – hélio**: do grego *hélios*, Sol, por ter sido descoberto a partir do espectro da luz solar (1895; Ramsay; Inglaterra);
- **Po – polônio**: alusão à Polônia, terra natal de Marie Curie (1898; Marie Curie; França).

No século XX, quando começou a produção artificial dos elementos transurânicos, foram dados inicialmente nomes lembrando corpos celestes – netúnio (Np-93) e plutônio (Pu-94), porque vinham depois do urânio (U-92). Posteriormente, foram dados nomes a outros elementos lembrando um continente (amerício, Am-95), um estado norte-americano (califórnio, Cf-98), uma universidade (berquélio, Bk-97) e cientistas – cúrio (Cm-96), einstênio (Es-99), férmio (Fm-100), mendelévio (Md-101), nobélio (No-102) e laurêncio (Lr-103).

Em 1997, a Iupac aprovou os seguintes nomes aportuguesados no Brasil (entre parênteses a homenagem correspondente):

- 104 – **Rf – rutherfórdio** (Ernest Rutherford);
- 105 – **Db – dúbnio** (laboratório de Dubna, na Rússia);
- 106 – **Sg – seabórgio** (Glenn Theodore Seaborg);
- 107 – **Bh – bóhrio** (Niels H. D. Bohr);
- 108 – **Hs – hássio** (província de Hasse, na Alemanha);
- 109 – **Mt – meitnério** (Lise Meitner);
- 110 – **Ds – darmstádtio** (cidade de Darmstadt, na Alemanha).

Em 2004, foi confirmada a produção do elemento 111:

- 111 – **Rg – roentgênio** (Wilhelm Röntgen).

Em 2010, foi confirmada a produção do elemento 112:

- 112 – **Cn – copernício** (Nicolaus Copernicus).

Questões Registre as respostas em seu caderno

a) O que quer dizer a expressão "propriedades periódicas dos elementos químicos"?

b) Como os estudos de Mendeleyev levaram a previsões sobre propriedades de elementos que até então não haviam sido descobertos?

c) Consultando a Tabela Periódica, localize os seguintes elementos:
- halogênio do terceiro período;
- metal alcalino do segundo período;
- gás nobre do sexto período.

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

Exercícios básicos

Registre as respostas em seu caderno

Atenção: Consulte os dados da Tabela Periódica sempre que necessário.

1. (UFPA) Um átomo, cujo número atômico é 18, está classificado na Tabela Periódica como:

a) metal alcalino.
b) metal alcalinoterroso.
c) metalterroso.
d) ametal.
e) gás nobre.

2. (Ufac) O número atômico do elemento que se encontra no período III, família 3A, é:

a) 10.
b) 12.
c) 23.
d) 13.
e) 31.

3. (UVA) O césio 137, causa da tragédia de Goiânia em 1987, é isótopo do $^{133}_{55}Cs$. Em relação à Tabela Periódica, o césio pertence à família dos:

a) alcalinos.
b) alcalinoterrosos.
c) halogênios.
d) gases nobres.

4. (Ufac) Ferro (Z = 26), manganês (Z = 25) e cromo (Z = 24) são:

a) metais alcalinos.
b) metais alcalinoterrosos.
c) elementos de transição.
d) lantanídios.
e) calcogênios.

5. (UFSM-RS) Entre os pares de elementos químicos, o par que reúne elementos com propriedades químicas mais semelhantes é:

a) Na e K.
b) Cℓ e Ar.
c) Ca e Cu.
d) F e Ba.
e) H e I.

6. (F. Ibero-Americana-SP) O grupo da Tabela Periódica que se caracteriza por apresentar predominância de elementos artificiais é o dos:

a) lantanídios.
b) gases nobres.
c) metais de transição.
d) metais alcalinoterrosos.
e) actinídios.

Exercícios complementares

Registre as respostas em seu caderno

7. (Cesgranrio-RJ) Dados os elementos de números atômicos 3, 9, 11, 12, 20, 37, 38, 47, 55, 56 e 75, a opção que só contém metais alcalinos é:

a) 3, 11, 37 e 55.
b) 3, 9, 37 e 55.
c) 9, 11, 38 e 55.
d) 12, 20, 38 e 56.
e) 12, 37, 47 e 75.

8. (Uerj) Um dos elementos químicos que têm se mostrado muito eficientes no combate ao câncer de próstata é o selênio (Se).

Com base na Tabela de Classificação Periódica dos Elementos, os símbolos de elementos com propriedades químicas semelhantes ao selênio são:

a) Cℓ, Br, I.
b) Te, S, Po.
c) P, As, Sb.
d) As, Br, Kr.

9. (Faap-SP) Das alternativas indicadas a seguir, qual é constituída por elementos da Tabela Periódica com características químicas distintas?

a) He, Ne, Ar
b) Mg, Ca, Sr
c) Li, Be, B
d) F, Cℓ, Br
e) i, Na, K

10. (Univali-SC) O bromato de potássio, produto de aplicação controvertida na fabricação de pães, tem por fórmula $KBrO_3$. Os elementos que o constituem, na ordem indicada na fórmula, são das famílias dos:

a) alcalinos, halogênios e calcogênios.
b) halogênios, calcogênios, alcalinos.
c) calcogênios, halogênios, alcalinos.
d) alcalinoterrosos, calcogênios, halogênios.
e) alcalinoterrosos, halogênios, calcogênios.

11. (Fuvest-SP) Cinco amigos resolveram usar a Tabela Periódica como tabuleiro para um jogo. Regras do jogo: para todos os jogadores, sorteia-se o nome de um objeto, cujo constituinte principal é determinado elemento químico. Cada um joga quatro vezes um dado e, a cada jogada, move sua peça somente ao longo de um grupo ou de um período, de acordo com o número de pontos obtidos no dado. O início da contagem é pelo elemento de número atômico 1. Numa partida, o objeto sorteado foi "latinha de refrigerante" e os pontos obtidos com os dados foram: Ana (3, 2, 6, 5), Bruno (5, 4, 3, 5), Célia (2, 3, 5, 5), Décio (3, 1, 5, 1) e Elza (4, 6, 6, 1).

H																	He
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg											Aℓ	Si	P	S	Cℓ	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	*	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tℓ	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	**	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt									

*	La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
**	Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

ADILSON SECCO

Assim, quem conseguiu alcançar o elemento procurado foi:

a) Ana.
b) Bruno.
c) Célia.
d) Décio.
e) Elza.

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

3 Propriedades periódicas e propriedades aperiódicas dos elementos químicos

3.1. Introdução

Objetos com perfis "periódicos" (isto é, repetitivos) são muito comuns:

ADILSON SECCO

Em uma faca de cortar pão, as ondulações se repetem.

ADILSON SECCO

Em uma corrente, os elos se repetem.

Fatos que se repetem periodicamente são também comuns em nosso dia a dia. Alguns são fáceis de traduzir em um gráfico, como a variação da temperatura ambiente durante um ano.

ADILSON SECCO

Em determinado local, ao longo de um ano, os valores mais altos de temperatura ambiente são observados, normalmente, no verão, enquanto os mais baixos são verificados no inverno. Essa característica tende a se repetir ao longo dos anos. (Dados referentes a Porto Alegre, RS, para os anos 2008 e 2009. Disponível em: <http://bancodedados.cptec.inpe.br/climatologia>. Acesso em: mar. 2010.)

O mesmo acontece na Química. Por exemplo, fazendo-se o gráfico do número de elétrons na última camada eletrônica em função do número atômico do elemento, teremos, para os vinte primeiros elementos, o resultado abaixo:

ADILSON SECCO

A partir do que foi exposto, as seguintes observações são importantes:

- nas colunas A da Tabela Periódica teremos um gráfico conforme o anterior;
- nas colunas B da Tabela Periódica o gráfico será praticamente horizontal, pois esses elementos têm quase sempre 2 elétrons na última camada.

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

Generalizando, podemos dizer que muitas propriedades dos elementos químicos variam periodicamente ao longo da Tabela Periódica, sendo por isso chamadas **propriedades periódicas**. Como exemplos, podemos citar o raio atômico, o volume atômico, a densidade absoluta, a temperatura de fusão e a de ebulição etc. Esse fato é expresso pela **Lei da Periodicidade de Moseley**, vista na página 155.

Há, contudo, algumas propriedades cujos valores só aumentam com o número atômico, e outras cujos valores só diminuem. São as chamadas **propriedades aperiódicas**, das quais destacamos:

- o **número de massa sempre aumenta** com o aumento do número atômico, conforme o gráfico seguinte:

ADILSON SECCO

- o **calor específico** do elemento no estado sólido **sempre diminui** com o aumento do número atômico (calor específico é a quantidade de calor necessária para elevar de 1 °C a temperatura de 1 g do elemento).

No entanto, as propriedades periódicas são as mais comuns e importantes, pois decorrem da variação também periódica das configurações eletrônicas dos elementos químicos, ao longo da Tabela Periódica. Sendo assim, estudaremos, daqui para diante, somente as propriedades periódicas com mais detalhes.

3.2. Raio atômico

É difícil medir o raio de um átomo, pois a "nuvem de elétrons" que o circunda não tem limites bem definidos. Costuma-se então medir, com o auxílio de raios X, a distância (*d*) entre dois núcleos vizinhos e dizer que o raio atômico (*r*) é a metade dessa distância. De um modo mais completo, dizemos que o **raio atômico** (*r*) de um elemento é a metade da distância internuclear mínima (*d*) que dois átomos vizinhos desse elemento podem apresentar, no estado sólido.

ADILSON SECCO

O raio atômico dos elementos é uma propriedade periódica, pois seus valores variam periodicamente (isto é, aumentam e diminuem seguidamente) com o aumento do número atômico. Observe o esquema a seguir, em que estão representados apenas os elementos das colunas A da Tabela Periódica.

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

ADILSON SECCO

Raios atômicos medidos em picometros (símbolo pm), um submúltiplo do metro ($1\ pm = 10^{-12}\ m$). (Representações esquemáticas sem escala; cor-fantasia.)

O mesmo fato está representado no gráfico abaixo:

ADILSON SECCO

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

No esquema de Tabela Periódica abaixo, as setas indicam o **sentido de crescimento dos raios atômicos**.

ADILSON SECCO

Note que, na **vertical**, os raios atômicos **aumentam de cima para baixo** porque os átomos têm, nesse sentido, um número crescente de camadas eletrônicas. Na **horizontal**, os raios atômicos **aumentam para a esquerda**. Isso acontece porque, para a direita, as camadas eletrônicas são atraídas cada vez mais intensamente pelo núcleo, pois a carga positiva do núcleo também aumenta à medida que o número atômico (número de prótons) aumenta.

3.3. Volume atômico

Chama-se **volume atômico** de um elemento o **volume ocupado por 1 mol** ($6{,}02 \cdot 10^{23}$ átomos) do elemento no estado sólido. Observe que o volume atômico não é o volume de um átomo, mas o volume de um conjunto ($6{,}02 \cdot 10^{23}$) de átomos; consequentemente, no volume atômico influi não só o **volume de cada átomo** como também o **espaçamento** existente entre os átomos.

No esquema de Tabela Periódica abaixo, as **setas indicam o aumento do volume atômico**.

ADILSON SECCO

Notamos, então, que os elementos de maior volume atômico estão situados na parte inferior e nas extremidades da Tabela Periódica. Observe também que, em cada coluna da Tabela Periódica, a variação do volume atômico é semelhante à do raio atômico (veja o item 3.2); nos períodos, à esquerda da linha tracejada, o aumento do volume atômico acompanha o do raio atômico; já à direita da linha tracejada a variação é oposta porque, nos elementos aí situados (principalmente nos não metais), o "espaçamento" entre os átomos é relativamente grande.

3.4. Densidade absoluta

Chama-se **densidade absoluta** (d) ou **massa específica** de um elemento o quociente entre sua massa (m) e seu volume (V). Portanto:

$$d = \frac{m}{V}$$

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

A variação da densidade absoluta, no estado sólido, é também uma propriedade periódica dos elementos químicos.

No esquema de Tabela Periódica abaixo, as **setas indicam o aumento da densidade absoluta**. Como podemos ver, os elementos mais densos situam-se **no centro e na parte inferior** da Tabela Periódica. Exemplo: ósmio (d = 22,5 g/cm^3) e irídio (d = 22,4 g/cm^3).

ADILSON SECCO

3.5. Ponto de fusão e de ebulição

As temperaturas nas quais os elementos entram em fusão ou em ebulição são, também, funções periódicas de seus números atômicos.

No esquema de Tabela Periódica abaixo, novamente as **setas indicam o aumento do ponto de fusão** (o carbono é uma exceção, com ponto de fusão igual a 3.800 °C). Por exemplo, o tungstênio (W) é o metal de maior ponto de fusão (3.422 °C), sendo utilizado na fabricação de filamentos de lâmpadas incandescentes.

ADILSON SECCO

É interessante notar que os elementos de menores pontos de fusão e de ebulição são aqueles que podem se apresentar no estado líquido, ou até mesmo no gasoso, em condições ambientes.

Com exceção do hidrogênio, esses elementos estão situados à direita e na parte superior do esquema da Tabela Periódica abaixo.

ADILSON SECCO

No exemplo, são gases: hidrogênio, nitrogênio, oxigênio, flúor, cloro e gases nobres. Dos elementos comuns, só o bromo e o mercúrio são líquidos em condições ambientes.

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

3.6. Potencial de ionização

Chama-se **potencial** ou **energia de ionização** a energia necessária para "arrancar" um elétron de um átomo isolado da substância no estado gasoso. Essa energia é, em geral, expressa em **elétron-volt** (**eV**), que é a energia ou trabalho necessário para deslocar um elétron contra uma diferença de potencial de 1 volt.

Na prática, o mais importante a ser considerado é o **1º potencial de ionização**, isto é, a energia necessária para "arrancar" o 1º elétron da camada mais externa do átomo. O 1º potencial de ionização aumenta conforme o esquema de Tabela Periódica abaixo.

ADILSON SECCO

3.7. Eletroafinidade ou afinidade eletrônica

Chama-se **eletroafinidade** ou **afinidade eletrônica** a energia liberada quando um elétron é adicionado a um átomo neutro da substância no estado gasoso. Essa energia é também expressa, em geral, em elétron-volt (eV) e mede a intensidade com que o átomo "segura" esse elétron adicional. A eletroafinidade aumenta conforme o esquema de Tabela Periódica abaixo.

ADILSON SECCO

Veremos, no capítulo 8, que essa propriedade é muito importante nos **não metais**. Dentre eles, os elementos com maiores eletroafinidades são os **halogênios** e o **oxigênio**.

Veremos também a chamada **eletronegatividade** (página 205), de grande importância nos estudos dos não metais e intimamente relacionada com a eletroafinidade, que acabamos de estudar.

3.8. Outras propriedades periódicas

Algumas outras propriedades periódicas, e especialmente as **propriedades químicas**, serão explicadas, com maiores detalhes, nos capítulos seguintes.

Não podemos esquecer que a classificação periódica é muito rica em informações e, como consequência, torna-se muito útil em qualquer curso de Química.

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

Pesquisa

Registre as respostas em seu caderno

a) Explique o que é uma liga metálica. Pesquise os componentes e os usos do aço, do aço inoxidável, do amálgama dental e do latão. Localize cada um desses componentes na Tabela Periódica, apresentando sua coluna e seu período.

b) Procure informações sobre os elementos que compõem a família dos gases nobres e cite alguns de seus usos e características.

Questões

Registre as respostas em seu caderno

a) Liste as propriedades periódicas dos elementos químicos. Explique por que estas propriedades são consideradas periódicas.

b) Compare o potencial de ionização e a afinidade eletrônica, explicando qual é a diferença entre essas propriedades.

c) É possível dizer que o átomo de frâncio é mais denso que o átomo de lítio? Por quê?

d) É possível dizer que o ponto de fusão do átomo de ferro é maior que o ponto de fusão do átomo de hidrogênio? Por quê?

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

Exercícios básicos

Registre as respostas em seu caderno

ATENÇÃO: Consulte a Tabela Periódica sempre que necessário.

12. (Fesp-SP) Constituem propriedades aperiódicas dos elementos:

a) densidade, volume atômico e massa atômica.
b) ponto de fusão, eletronegatividade e calor específico.
c) volume atômico, massa atômica e ponto de fusão.
d) massa atômica, calor específico e ponto de fusão.
e) massa atômica e calor específico.

Exercício resolvido

13. (UFRGS-RS) *X*, *Y* e *Z* representam três elementos da Tabela Periódica que têm raios, em nanometros (nm): *X*: 0,0080 nm, *Y*: 0,123 nm e *Z*: 0,157 nm (1 nm = 10^{-9} m). Esses elementos podem ser, respectivamente:

a) Li, Be e Na.
b) Li, Na e Be.
c) Na, Be e Li.
d) Na, Li e Be.
e) Be, Li e Na.

Resolução

Note que as cinco opções deste teste sempre indicam os elementos Li, Be, Na. Na Tabela Periódica, esses elementos estão colocados nas posições indicadas a seguir (as setas indicam o sentido de aumento dos raios atômicos). Ora, seguindo a ordem das setas, devemos colocar *X*, *Y* e *Z* também nas posições indicadas. Portanto: *X* = Be, *Y* = Li e *Z* = Na.

Alternativa e.

Exercício resolvido

14. (Uece) Dados os elementos $_{5}B$, $_{27}Co$, $_{31}Ga$ e $_{34}Se$, em função da posição na Tabela Periódica e da distribuição eletrônica em subníveis, qual deles apresenta o maior volume atômico?

a) Ga b) B c) Se d) Co

Resolução

Dados os números atômicos dos elementos, é fácil localizá-los na Tabela Periódica (mesmo sem se preocupar com as distribuições eletrônicas em subníveis).

No esquema a seguir, estamos comparando a localização dos elementos dados com os sentidos de aumento dos volumes atômicos, como vimos à página 164. Percebemos, então, que o elemento Se é o que mais se aproxima das extremidades da Tabela Periódica, que correspondem aos maiores volumes atômicos.

ADILSON SECCO

Alternativa c.

15. Qual das seguintes opções apresenta corretamente os elementos em ordem crescente, em relação aos volumes atômicos?

a) Na, Li, Rb, Cs, K
b) Li, K, Na, Rb, Cs
c) K, Li, Rb, Cs, Na
d) Cs, Rb, Li, Na, K
e) Li, Na, K, Rb, Cs

16. (UFRGS-RS) A observação da Tabela Periódica permite concluir que, dos elementos abaixo, o mais denso é o:

a) Fr.
b) Po.
c) Hg.
d) Pb.
e) Os.

17. (Cesgranrio-RJ) Os pontos de fusão e de ebulição normais dos metais do bloco **d** da classificação periódica são, geralmente, muito elevados. Constituem-se exceções, por apresentarem pontos de fusão e de ebulição normais baixos, os metais desse bloco que têm os orbitais **s** e **d** completos. Esses metais são:

a) Cd, Ag e Hg.
b) Pt, Pd e Au.
c) Cr, Pt e Hg.
d) Ni, Pd e Pt.
e) Zn, Cd e Hg.

Exercício resolvido

18. (Fuvest-SP) Considere os seguintes átomos neutros: *A* (18 elétrons), *B* (17 elétrons), *C* (11 elétrons) e *D* (2 elétrons).

a) A que famílias pertencem?
b) Coloque-os em ordem crescente dos potenciais de ionização.

Resolução

a) Olhando para a Tabela Periódica, vemos que:
A, com 18 elétrons, é o argônio — **gás nobre;**
B, com 17 elétrons, é o cloro — **halogênio;**
C, com 11 elétrons, é o sódio — **metal alcalino;**
D, com 2 elétrons, é o hélio — **gás nobre.**

b) Pelo esquema da página 166, concluímos que a ordem crescente dos potenciais de ionização é: $C < B < A < D$.

19. (PUC-RS) A alternativa que apresenta os elementos em ordem crescente de seus potenciais de ionização é:

a) hélio, carbono, berílio, sódio.
b) neônio, flúor, oxigênio, lítio.
c) sódio, neônio, carbono, lítio.
d) flúor, potássio, carbono, berílio.
e) potássio, sódio, nitrogênio, neônio.

20. (PUC-RS) O Tecnécio (Tc) é produzido em laboratório e, em virtude de sua radioatividade, é utilizado na Medicina como fonte de radiação para exames médicos. Com relação a esse átomo, é correto afirmar que possui:

a) 43 prótons, 43 nêutrons e 56 elétrons.
b) número de massa aproximadamente igual a 43.
c) número atômico igual a 99.
d) propriedades semelhantes às dos demais elementos químicos localizados no 5º período da Tabela Periódica.
e) alto ponto de ebulição, e é considerado um metal.

Exercícios complementares

Registre as respostas em seu caderno

21. (Fatec-SP) Imagine que a Tabela Periódica seja o mapa de um continente, e que os elementos químicos constituem as diferentes regiões desse território.

ADILSON SECCO

A respeito desse "mapa" são feitas as seguintes afirmações:

I. Os metais constituem a maior parte do território desse continente.
II. As substâncias simples gasosas, não metálicas, são encontradas no nordeste e na costa leste desse continente.
III. Percorrendo-se um meridiano (isto é, uma linha reta no sentido norte-sul), atravessam-se regiões cujos elementos químicos apresentam propriedades químicas semelhantes.

Dessas afirmações:

a) apenas **I** é correta.
b) apenas **I** e **II** são corretas.
c) apenas **I** e **III** são corretas.
d) apenas **II** e **III** são corretas.
e) **I**, **II** e **III** são corretas.

22. (UFSM-RS) Julgue se são verdadeiras (V) ou falsas (F) as afirmações relacionadas com as propriedades periódicas dos elementos.

- Dependem das massas atômicas dos elementos.
- Repetem-se em intervalos mais ou menos regulares em relação ao aumento dos números atômicos.
- São semelhantes em um mesmo grupo de elementos.
- São semelhantes em um mesmo período de elementos.
- Em um mesmo grupo, os valores numéricos das propriedades periódicas sempre aumentam, quando há aumento do número atômico dos elementos.

A sequência correta é:

a) V - F - V - F - F.
b) V - F - F - V - V.
c) F - V - V - F - F.
d) F - V - F - V - V.
e) V - F - F - V - F.

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

23. (Fatec-SP) Considere duas diferentes substâncias simples, constituídas respectivamente pelo elemento químico E1 e pelo elemento químico E2, indicados na Tabela Periódica abaixo:

ADILSON SECCO

Observe que E1 e E2 pertencem ao mesmo período da Tabela.

Sobre as substâncias simples E1 e E2, é correto afirmar que:

a) E1 e E2 apresentam propriedades químicas muito semelhantes.
b) E2 apresenta massa molar maior do que E1.
c) E1 tem número atômico maior que E2.
d) E1 e E2 são substâncias gasosas nas condições ambiente.
e) E1 e E2 são semimetais sólidos, com baixos pontos de fusão.

24. (PUC-Campinas-SP) Para verificar se um objeto é de chumbo puro, um estudante realiza a seguinte experiência:

1. Determina a sua massa (175,90 g).
2. Imerge-o totalmente em 50,0 mL de água contida numa proveta.
3. Lê o volume da mistura água e metal (65,5 mL).

Com os dados obtidos, calcula a densidade do metal, compara-a com o valor registrado numa tabela de propriedades específicas de substâncias e conclui que se trata de chumbo puro. Qual o valor calculado para a densidade, em g/mL, à temperatura da experiência?

a) 2,61
b) 3,40
c) 5,22
d) 6,80
e) 11,3

25. (UFV-MG) Os átomos neutros de dois elementos químicos *A* e *B*, estáveis, apresentam respectivamente as distribuições eletrônicas abaixo.

Pode-se dizer, a respeito desses dois elementos, que:

a) apresentam o mesmo número de nêutrons.
b) são metais.
c) apresentam o mesmo número de prótons.
d) pertencem à mesma família da Tabela Periódica.
e) apresentam o mesmo raio atômico.

26. (UFMG) A propriedade cujos valores diminuem à medida que aumenta o número atômico na coluna dos halogênios é:

a) densidade da substância elementar.
b) primeira energia de ionização do átomo.
c) raio atômico.
d) temperatura de ebulição da substância elementar.
e) temperatura de fusão da substância elementar.

27. (UFRGS-RS) Considerando a posição dos elementos na Tabela Periódica e as tendências apresentadas por suas propriedades periódicas, pode-se afirmar que:

a) um átomo de halogênio do 4º período apresenta menor energia de ionização do que um átomo de calcogênio do mesmo período.
b) um metal alcalino terroso do 3º período apresenta menor raio atômico do que um metal do 5º período e do mesmo grupo.
c) um átomo de gás nobre do 2º período tem maior raio atômico do que um átomo de gás nobre do 6º período.
d) um átomo de ametal do grupo 14 é mais eletronegativo do que um átomo de ametal do grupo 16, no mesmo período.
e) um átomo de metal do grupo 15 é mais eletropositivo do que um átomo de metal do grupo 1, no mesmo período.

28. (UFU-MG) Sobre a Tabela Periódica moderna ou atual, todas as afirmativas abaixo são corretas, exceto:

a) A densidade aumenta de cima para baixo num grupo ou família.
b) Elementos em um grupo ou família possuem a mesma configuração eletrônica na última camada.
c) O raio atômico aumenta de cima para baixo num grupo ou família.
d) Os elementos são colocados em ordem crescente de suas massas atômicas.
e) A primeira energia de ionização dos elementos decresce de cima para baixo num grupo ou família.

29. O cálcio e o bário respectivamente antecede e sucede o estrôncio na Tabela Periódica. Sabendo que o ponto de fusão do cálcio é 845 °C e o do bário é 725 °C, o ponto de fusão mais provável para o estrôncio é:

a) 1.570 °C.
b) 535 °C.
c) 770 °C.
d) 120 °C.
e) 670 °C.

30. (Cesgranrio-RJ) Os dados *X* e *Y* que faltam no quadro são:

a) $X = 770$; $Y = 141$.
b) $X = 861$; $Y = 1.430$.
c) $X = 1.550$; $Y = 141$.
d) $X = 770$; $Y = 1.430$.
e) $X = 1.550$; $Y = 251$.

	Ponto de fusão (°C)	1ª energia de ionização (kcal/mol)
Cálcio	850	*Y*
Estrôncio	*X*	131
Bário	700	120

31. (Cesgranrio-RJ) Uma das utilizações da classificação periódica dos elementos é o estudo comparativo de suas propriedades. Dos elementos abaixo, aquele que, ao mesmo tempo, é mais denso que o bromo e tem maior potencial de ionização do que o chumbo é o:

a) N.
b) O.
c) Ge.
d) Fe.
e) Kr.

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

LEITURA

OS ELEMENTOS QUÍMICOS EM NOSSO CORPO

Na **tabela 1**, são mostradas as porcentagens, em massa, dos dez elementos químicos que predominam no organismo humano. Observando essa tabela, percebe-se que a porcentagem de oxigênio é elevada. Isso se explica pelo fato de existir, no organismo, cerca de 65% de água (H_2O). A água explica também a grande porcentagem de hidrogênio.

O carbono, juntamente com hidrogênio, oxigênio e nitrogênio, entra na composição das chamadas **substâncias orgânicas**, como gorduras, carboidratos, proteínas etc.

Outros elementos, como cálcio, fósforo, enxofre, potássio, sódio e cloro, aparecem em **pequenas quantidades** (**tabela 1**) e participam da formação e do funcionamento do organismo, como podemos ver nos exemplos da **tabela 2**.

O aumento na quantidade de sódio, pela ingestão de sal de cozinha, por exemplo, aumenta a pressão arterial, que é regulada pelo equilíbrio entre as quantidades de sódio e de potássio no organismo. Por isso, diminuir a ingestão do sal de cozinha e comer alimentos contendo potássio, como a banana e o tomate, ajudam a controlar a pressão arterial.

Tabela 1. Porcentagem, em massa, dos elementos formadores do corpo humano

Elemento (símbolo)	Porcentagem (%)
Oxigênio (O)	61
Carbono (C)	23
Hidrogênio (H)	10
Nitrogênio (N)	2,6
Cálcio (Ca)	1,4
Fósforo (P)	1,1
Enxofre (S)	0,20
Potássio (K)	0,20
Sódio (Na)	0,14
Cloro (Cℓ)	0,12

Fonte: TORTORA, G. J. *Corpo humano* — Fundamentos de Anatomia e Fisiologia. 4. ed. Porto Alegre: Artes Médicas Sul, 2000.

Tabela 2. Minerais vitais para o corpo humano

Elemento	Fontes naturais	Função biológica	Sintomas de carência
Cálcio	Leite, queijo, *tofu* (queijo de soja) etc.	Formação de ossos e dentes, coagulação do sangue etc.	Malformação dos dentes, osteoporose, cãibra etc.
Fósforo	Leite e derivados, ovos, carnes, grãos integrais etc.	Formação de ossos, resistência à fadiga, ativação de vitaminas etc.	Fadiga, fraqueza, perda de memória etc.
Sódio	Sal de cozinha, frutos do mar, tomate etc.	Equilíbrio dos líquidos orgânicos, condução dos impulsos nervosos, contração dos vasos sanguíneos etc.	Fadiga, hipotensão, diarreia etc.
Potássio	Banana, abacate, água-de-coco, bebidas isotônicas etc.	Associado ao sódio, auxilia o equilíbrio dos líquidos orgânicos, a contração muscular etc.	Fragilidade óssea, diminuição dos batimentos cardíacos etc.

Fonte consultada: TORTORA, G. J. *Corpo humano* — Fundamentos de Anatomia e Fisiologia. 4. ed. Porto Alegre: Artes Médicas Sul, 2000.

EDUARDO SANTALIESTRA/CID

O leite, o queijo (entre eles, o *tofu*), os iogurtes, a soja, o salmão, o brócolis, o quiabo e as sementes de gergelim são exemplos de alimentos ricos em cálcio.

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

É interessante notar que outros elementos, como ferro, manganês, magnésio, cobre, zinco, selênio etc., são necessários ao organismo em **quantidades ínfimas** (daí o nome de microelementos), pois representam cerca de 1 ppm (1 parte por milhão) da massa do corpo. Porém, são indispensáveis, porque entram na formação das enzimas, dos hormônios etc., sem os quais se torna impossível o funcionamento do organismo. A **tabela 3** mostra a importância de alguns desses elementos.

TPG/TOP PHOTO-AGB

A carência de iodo na dieta alimentar pode ocasionar o bócio, que se caracteriza pelo aumento da tireoide. Atualmente, o sal de cozinha é iodado para prevenção do bócio.

Tabela 3. Microelementos

Elemento	Fontes naturais	Função biológica	Sintomas de carência
Ferro	Carne vermelha, miúdos, brócolis, espinafre etc.	Formação dos glóbulos vermelhos do sangue	Anemia, cansaço, insônia etc.
Iodo	Sal de cozinha, peixes de água salgada etc.	Formação dos hormônios da tireoide	Bócio (papo), retardo mental em crianças
Magnésio	Cereais integrais, germe de trigo, *tofu* etc.	Formação dos ossos, absorção de proteínas e carboidratos	Fadiga, palpitação, hipertensão, artrite
Zinco	Carne, fígado, germe de trigo, crustáceos etc.	Antioxidante, formação do colágeno	Queda de imunidade, falta de apetite
Selênio	Castanha-do-pará, ostra, sardinha etc.	Antioxidante, produção de células de defesa etc.	Dores musculares, câncer de próstata

Fonte consultada: TORTORA, G. J. *Corpo humano* – Fundamentos de Anatomia e Fisiologia. 4. ed. Porto Alegre: Artes Médicas Sul, 2000.

Além dos elementos químicos de que já falamos, existem aqueles que são **tóxicos e provocam sérios danos à saúde**, como, por exemplo:

- **Mercúrio** — existente em certas obturações dentárias, termômetros e águas de rios de onde se extrai ouro (como na região de Mato Grosso). Alguns dos sintomas de intoxicação por mercúrio são: vômito, diarreia, inflamação da língua e dos lábios, desequilíbrio neurológico e comprometimento dos rins, podendo levar o indivíduo à morte.
- **Chumbo** — proveniente de baterias de automóveis, tintas, cerâmica etc. A intoxicação por chumbo e seus derivados provoca a doença conhecida como **saturnismo**, cujos sintomas são: gosto metálico na boca, dores abdominais, vômito, fadiga, perda de peso, anemia e outros, que podem levar a convulsões, coma e morte.

Por fim, salientamos que mesmo elementos como ferro, iodo, magnésio, zinco, selênio e outros tornam-se tóxicos acima de certos limites tolerados pelo organismo.

Questões sobre a leitura

Registre as respostas em seu caderno

32. Os quatro elementos mais abundantes no organismo são chamados de elementos organógenos, isto é, que entram na composição das substâncias orgânicas. Quais são eles?

33. Por que é importante a associação entre o sódio e o potássio no funcionamento do organismo?

34. Cite três elementos químicos que podem ser benéficos ou tóxicos, dependendo de suas quantidades no organismo.

35. Pesquise qual é a diferença entre os elementos macrominerais e microminerais e cite exemplos.

36. Discuta com seus colegas a importância de manter uma alimentação variada em relação à presença dos microelementos em nosso organismo.

37. Observe os dados das tabelas 2 e 3. Organize, crie um critério e agrupe, em ordem, os elementos minerais e micronutrientes cuja função biológica é a formação dos ossos. Qual é o critério utilizado?

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

CAPÍTULO

7 Ligações químicas

As ligações entre os átomos e entre as moléculas se refletem nas propriedades dos materiais que vemos ao nosso redor.

TÓPICOS DO CAPÍTULO

1 INTRODUÇÃO: COMO EXPLICAR AS LIGAÇÕES ENTRE OS ÁTOMOS?

2 LIGAÇÃO IÔNICA, ELETROVALENTE OU HETEROPOLAR

3 LIGAÇÃO COVALENTE, MOLECULAR OU HOMOPOLAR

4 LIGAÇÃO METÁLICA

LEITURA: *LIGAS METÁLICAS*

A liga da teia

Mais leve que o algodão. Mais elástica que a borracha. E, nas mesmas dimensões, mais forte que o aço. As propriedades dos fios da teia da aranha refletem as ligações químicas entre seus átomos e moléculas.

FABIO COLOMBINI

A ilustração dá uma ideia de como as moléculas dos componentes dos fios da teia se organizam em nanoescala. (A aranha da foto é a *Argiope argentata*. As fêmeas dessa espécie chegam a 18 mm de comprimento. Os machos chegam a 5 mm.)

PAULO MANZI

Campeã em resistência
Feitas de fios com cerca de 3 micrometros (0,003 mm) de diâmetro, algumas teias de aranha são capazes de deter até pequenas aves.
Se esses fios tivessem a espessura de um lápis, eles poderiam segurar um Boeing 747 em pleno voo.

REFLETINDO

Observações simples do cotidiano escondem perguntas intrigantes.

1 Por que, em instalações elétricas residenciais, utilizamos fios metálicos, principalmente de cobre, em vez de outros metais de menor custo?

2 Por que a borracha e o plástico podem ser utilizados como isolantes elétricos?

1 Introdução: como explicar as ligações entre os átomos?

Você já verificou que, nas condições de temperatura e de pressão ambientes, alguns materiais são sólidos (o carvão), outros líquidos (a água) e outros gasosos (o ar); alguns são duros (granito) e outros moles (cera); alguns conduzem a corrente elétrica (metais), outros não (borracha); alguns se quebram facilmente (vidro), outros não (aço), e assim por diante. Por que existe essa grande diferença de propriedades entre os materiais que conhecemos? Isso se deve, em grande parte, às ligações existentes entre os átomos (**ligações químicas**) e à arrumação espacial que daí decorre (**estrutura geométrica do material**). É o que vamos estudar neste capítulo e no seguinte.

Hoje sabemos que, em condições ambientes, só os gases nobres são formados por **átomos isolados** uns dos outros, ou seja, átomos que têm pouca tendência de se unir com outros átomos; dizemos então que eles são **muito estáveis** (pouco reativos). Os átomos dos demais elementos químicos, ao contrário, não só se atraem mutuamente como também atraem átomos de outros elementos, formando agregados suficientemente estáveis, que constituem as substâncias compostas. Assim, por exemplo, não existem nem átomos do elemento sódio (Na) nem átomos do elemento cloro (Cℓ) livres na natureza; no entanto, existem quantidades enormes de sal comum (NaCℓ), em que o sódio e o cloro aparecem unidos entre si. As forças que mantêm os átomos unidos são fundamentalmente de natureza elétrica e são responsáveis por **ligações químicas**.

Na metade do século XIX, os cientistas já haviam percebido que o átomo de hidrogênio nunca se liga a mais de um outro átomo. Já, por exemplo, o átomo de oxigênio pode se ligar a dois átomos de hidrogênio, o de nitrogênio a três de hidrogênio, o de carbono a quatro de hidrogênio, como podemos ver a seguir:

Surgiu, então, a ideia de **valência**, entendida como a capacidade de um átomo ligar-se a outros. Dizemos que o hidrogênio tem uma valência (é monovalente); o oxigênio tem duas valências (é bivalente); o nitrogênio tem três valências (é trivalente); o carbono tem quatro valências (é tetravalente), e assim por diante.

No entanto, foi somente em 1916 que os cientistas Gilbert N. Lewis (1875-1946) e Walter Kossel (1888-1956) chegaram a uma explicação lógica para as uniões entre os átomos, criando a **teoria eletrônica da valência**. De fato, consideremos as configurações eletrônicas dos gases nobres:

Camadas eletrônicas / Coluna 18 (8A) da Tabela Periódica	K	L	M	N	O	P
He (**hélio**)	2					
Ne (**neônio**)	2	8				
Ar (**argônio**)	2	8	8			
Kr (**criptônio**)	2	8	18	8		
Xe (**xenônio**)	2	8	18	18	8	
Rn (**radônio**)	2	8	18	32	18	8

Com exceção do hélio, constatamos que os átomos dos gases nobres têm sempre 8 elétrons na última camada eletrônica (é o chamado **octeto eletrônico**).

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

Foi associando a observação de que os átomos dos gases nobres têm pouca tendência a se unirem entre si ou com outros átomos com a de que os átomos dos gases nobres têm o número máximo de elétrons na última camada (em geral 8 elétrons, ou 2, no caso do hélio) que os cientistas Lewis e Kossel lançaram a hipótese: os átomos, ao se unirem, procuram perder, ganhar ou compartilhar elétrons na última camada até atingirem a configuração eletrônica de um gás nobre. Essa hipótese costuma ser traduzida pela chamada **regra do octeto**:

> Um átomo adquire estabilidade quando possui 8 elétrons na camada eletrônica mais externa, ou 2 elétrons quando possui apenas a camada K.

Na prática, quando dois átomos vão se unir, eles **"trocam elétrons entre si"** ou **"usam elétrons em parceria"**, procurando atingir a configuração eletrônica de um gás nobre. Surgem daí os três tipos comuns de ligação química – **iônica**, **covalente** e **metálica** –, que estudaremos a seguir.

2 Ligação iônica, eletrovalente ou heteropolar

2.1. Conceitos gerais

Vamos considerar a reação entre o sódio e o cloro, produzindo o cloreto de sódio:

$$Na + C\ell \longrightarrow NaC\ell$$

Eletronicamente, essa reação é explicada esquematicamente do seguinte modo:

ADILSON SECCO

(Representações esquemáticas sem escala; cores-fantasia.)

Nesse exemplo, o átomo de sódio **cede definitivamente** 1 elétron ao átomo de cloro. Desse modo, forma-se um íon positivo (cátion Na^+) e um íon negativo (ânion $C\ell^-$), ambos com o **octeto completo**, ou seja, com a **configuração de um gás nobre** (no caso, neônio e argônio, respectivamente). Considerando que essa explicação envolve apenas os elétrons da última camada (**elétrons de valência**), é comum simplificar a representação anterior da seguinte maneira:

em que os sinais • e x estão representando exatamente os elétrons da camada mais externa. Essa representação é chamada **notação de Lewis**. (*Atenção*: na ilustração acima, o elétron que passou do Na para o Cℓ foi representado pelo símbolo x. Isso é apenas um **recurso didático**, pois os elétrons são todos iguais entre si.)

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

Tendo cargas elétricas opostas, os cátions e os ânions se atraem e se mantêm unidos pela chamada **ligação iônica**, originando-se assim a substância cloreto de sódio ($Na^+C\ell^-$), que é o sal comum usado em cozinha. Na prática, porém, uma reação não envolve apenas dois átomos, mas um número enorme de átomos, de modo que no final teremos um **aglomerado** envolvendo um número enorme de íons, como mostramos na ilustração abaixo.

Representações espaciais do $Na^+C\ell^-$

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

Esse "aglomerado de íons" apresenta uma arrumação geométrica chamada de grade, rede ou reticulado cristalino. Trata-se de um reticulado iônico de forma cúbica. (Representações esquemáticas sem escala; cores-fantasia.)

O reticulado mostrado acima não pode ser visto, pois os íons são extremamente pequenos (sua forma é determinada por estudos feitos com raios X). No entanto, olhando os cristaizinhos do sal ao microscópio, vemos que são **cúbicos**, em decorrência de sua estrutura interna.

TH PHOTO / ALAMY-OTHER IMAGES

Sal de cozinha.

ANDREW SYRED / SCIENCE PHOTO LIBRARY-LATINSTOCK

Cristais de NaCℓ colorizados artificialmente, vistos ao microscópio eletrônico de varredura. Aumento aproximado de 400 vezes.

Vamos agora retomar as exemplificações, considerando como segundo caso a reação entre o magnésio e o cloro:

Ou, abreviadamente: $Mg + 2\,C\ell \longrightarrow MgC\ell_2$

E, como terceiro exemplo, a reação entre o alumínio e o flúor:

Ou, abreviadamente: $A\ell + 3\,F \longrightarrow A\ell F_3$

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

Uma diferença radical

É importante observar também que entre os átomos Na^0 e $C\ell^0$ e os íons Na^+ e $C\ell^-$ há uma diferença extraordinária. De fato, o sódio metálico (Na^0) é altamente **reativo** – pega fogo espontaneamente no ar (o sódio deve ser guardado em recipientes contendo querosene ou benzeno), explode com a água, queima a pele se o segurarmos com a mão. O gás cloro ($C\ell_2$), por sua vez, é altamente tóxico. Já o sal de cozinha (aglomerado $Na^+C\ell^-$) é uma substância que ingerimos todos os dias por meio de alimentos. Em particular, o íon Na^+ tem grande importância biológica, pois regula as trocas de várias substâncias entre o sangue e as células de nosso organismo.

LAWRENCE MIGDALE / PR-LATINSTOCK

Sódio metálico imerso em óleo.

CHARLES D. WINTERS/PR-LATINSTOCK

Gás cloro.

JAVIER JAIME / CID

Sal de cozinha.

2.2. Definição e regra geral de formulação

Pelos exemplos anteriores, podemos dizer que:

> **Ligação iônica** é a união entre átomos, depois que um átomo **transfere definitivamente** um, dois ou mais elétrons a outro átomo.

Note, também, que na formulação de um composto iônico é fundamental que **a carga elétrica total do cátion neutralize a carga elétrica total do ânion**; somente dessa maneira o aglomerado iônico ficará neutro. Daí resulta o **esquema geral de formulação**, mostrado ao lado. Nele, usa-se a carga elétrica do cátion como índice do ânion, e vice-versa (basta fazer o "cruzamento").

Esse cruzamento garante a neutralidade da carga elétrica total no composto iônico, pois, do ponto de vista matemático:

$$|y \cdot (+x)| = |x \cdot (-y)|$$

A ligação iônica é, em geral, bastante forte e mantém os íons firmemente "presos" no reticulado. Por isso, os compostos iônicos são sólidos e, em geral, têm ponto de fusão e ponto de ebulição elevados.

É importante também salientar que os compostos iônicos podem conduzir corrente elétrica, pois são formados por íons positivos e negativos. É necessário, porém, dar mobilidade a esses íons, o que pode ser conseguido por fusão ou por dissolução do composto em água.

2.3. A ligação iônica e a Tabela Periódica

A ligação iônica ocorre, em geral, entre átomos de **metais** com átomos de **não metais**, pois:

- os átomos dos metais possuem 1, 2 ou 3 elétrons na última camada e têm forte tendência a perdê-los (veja os casos do Na, do Mg e do $A\ell$, nos exemplos das páginas 175 e 176);
- os átomos dos não metais possuem 5, 6 ou 7 elétrons na última camada e têm acentuada tendência a receber mais 3, 2 ou 1 elétron e, assim, completar seus octetos eletrônicos (veja os casos do $C\ell$ e do F, nos exemplos da página 176).

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

Essa ideia pode ser generalizada se olharmos para a Tabela Periódica. Como sabemos, nas colunas A, o número de elétrons na última camada de cada elemento coincide com o próprio número da coluna. Sendo assim, temos:

1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	8A
H •							He:
Li •	Be :	• B :	• C •	• N •	• O •	: F •	:Ne:
Na •	Mg:	• Aℓ:	• Si •	• P •	• S •	:Cℓ •	:Ar:
K •	Ca :	•Ga:	•Ge•	•As•	•Se•	:Br •	:Kr:
Rb •	Sr :	• In :	•Sn•	•Sb•	•Te•	: I •	:Xe:
Cs •	Ba :	• Tℓ :	•Pb•	• Bi •	•Po•	: At •	:Rn:

Os metais *perdem* elétrons e se transformam em *cátions*.

Os não metais (e alguns semimetais) *ganham* elétrons e se transformam em *ânions*.

ADILSON SECCO

Dessas propriedades resultam as valências (carga elétrica) de alguns íons bastante importantes:

1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	8A
H^+							
Li^+				N^{3-}	O^{2-}	F^-	
Na^+	Mg^{2+}	$A\ell^{3+}$		P^{3-}	S^{2-}	$C\ell^-$	
K^+	Ca^{2+}	Ga^{3+}			Se^{2-}	Br^-	
Rb^+	Sr^{2+}				Te^{2-}	I^-	
Cs^+	Ba^{2+}						

ADILSON SECCO

Os elementos da **coluna 4A** têm **quatro elétrons** na última camada. Eles não apresentam tendência nem para perder nem para ganhar elétrons. Por esse motivo, quando esses elementos se unem a outros para atingir um octeto completo, tendem a não formar ligações iônicas, mas a formar outros tipos de ligações, conforme será visto no item 3.

Questões

Registre as respostas em seu caderno

a) Compare cátions e ânions, descrevendo suas semelhanças e diferenças.

b) Como surgiu a regra do octeto, na explicação das ligações entre os átomos?

c) Em uma ligação iônica, o átomo perde ou ganha elétrons procurando atingir que tipo de estrutura eletrônica?

d) O que notamos ao comparar as propriedades de um elemento químico com seu íon?

e) Podemos afirmar que a dissolução em água de uma substância formada por átomos que sofreram ligação iônica produzirá uma solução que conduz corrente elétrica? Por quê?

f) Podemos afirmar que um composto iônico, no estado líquido, conduzirá corrente elétrica? Por quê?

g) Um composto iônico conduz eletricidade no estado sólido? Por quê?

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

Exercícios básicos

Registre as respostas em seu caderno

Atenção: Consulte a Tabela Periódica sempre que necessário.

Exercício resolvido

1. (FEI-SP) Explicar por que o íon sódio (Na^+) é muito mais estável que o átomo de sódio (Na^0).

Resolução

O sódio (Na^0) tem configuração eletrônica 2 — 8 — 1. Ao se transformar em íon de sódio (Na^+), a configuração passa a 2 — 8, idêntica à do gás nobre neônio, que é bastante estável.

2. (UFF-RJ) Para que um átomo neutro de cálcio se transforme no íon Ca^{2+}, ele deve:

a) receber dois elétrons.
b) receber dois prótons.
c) perder dois elétrons.
d) perder dois prótons.
e) perder um próton.

3. (Ufam) Um elemento possui 80 prótons, 110 nêutrons e 81 elétrons. Seu número atômico, bem como sua classificação quanto ao número de elétrons, serão, respectivamente:

a) 110 e átomo neutro.
b) 80 e ânion.
c) 81 e ânion.
d) 280 e cátion.
e) 110 e cátion.

Exercício resolvido

4. Os elementos *A* e *B* apresentam as seguintes configurações eletrônicas:

A: 2 — 8 — 8 — 2 e *B*: 2 — 8 — 7

Qual é a fórmula esperada para o composto formado entre esses dois elementos e qual seria a ligação envolvida?

Resolução

O elemento *A* tem **2** elétrons em sua última camada eletrônica; sua tendência é perdê-los, transformando-se no cátion A^{2+}. O elemento *B* tem **7** elétrons em sua última camada; sua tendência é receber **1** elétron, transformando-se no ânion B^-. Consequentemente, a fórmula esperada é AB_2 e a ligação envolvida é **iônica**.

5. (PUC-MG) Qual é o elemento que pode formar um cátion isoeletrônico com o Neônio (Ne) e se ligar ao oxigênio na proporção de 1:1?

a) F
b) Na
c) Mg
d) Aℓ

6. (Mackenzie-SP) Para que os átomos de enxofre e potássio adquiram configuração eletrônica igual à dos gases nobres, é necessário que:

(Dados: número atômico S = 16; K = 19.)

a) o enxofre receba 2 elétrons e que o potássio receba 7 elétrons.
b) o enxofre ceda 6 elétrons e que o potássio receba 7 elétrons.
c) o enxofre ceda 2 elétrons e que o potássio ceda 1 elétron.
d) o enxofre receba 6 elétrons e que o potássio ceda 1 elétron.
e) o enxofre receba 2 elétrons e que o potássio ceda 1 elétron.

7. (UCDB-MS) Um elemento de configuração $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$ possui forte tendência para:

a) perder 5 elétrons.
b) perder 1 elétron.
c) perder 2 elétrons.
d) ganhar 2 elétrons.
e) ganhar 1 elétron.

8. (Esal-MG) Os íons Ca^{+2}, Mg^{+2} e K^{+1} estão intimamente relacionados com as características químicas do solo agrícola, sendo importantes para a nutrição das plantas. (Números atômicos: Ca = 20, Mg = 12, K = 19.) Das afirmativas a seguir, a correta é:

a) Ca^{+2} e K^{+1} são isoeletrônicos.
b) Ca^{+2} e Mg^{+2} são isoeletrônicos.
c) Mg^{+2} e K^{+1} são isoeletrônicos.
d) Ca^{+2}, Mg^{+2} e K^{+1} são isoeletrônicos.
e) Ca^{+2}, Mg^{+2} e K^{+1} apresentam o mesmo raio.

Exercícios complementares

Registre as respostas em seu caderno

9. (UFPA) Sejam os elementos *X*, com 53 elétrons, e *Y*, com 38 elétrons. Depois de fazermos a sua distribuição eletrônica, podemos afirmar que o composto mais provável formado pelos elementos é:

a) YX_2.
b) Y_3X_2.
c) Y_2X_3.
d) Y_2X.
e) YX.

10. Em um composto, sendo *A* o cátion, *B* o ânion e A_3B_2 a fórmula, provavelmente os átomos *A* e *B*, no estado normal, tinham, respectivamente, os seguintes números de elétrons periféricos:

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

11. (PUC-RS) Pesquisas de novos métodos para tratamento de prevenção da madeira, na tentativa de combater o desmatamento, utilizam nesta produtos químicos à base de cromo, cobre e arsênio. Em relação a esses elementos, pode-se afirmar que:

a) são todos de metais.
b) são isoeletrônicos.
c) formam cátions monovalentes.
d) pertencem ao mesmo grupo da tabela periódica.
e) apresentam o mesmo número de níveis de energia.

12. (UFRRJ) Os telefones celulares, telefones sem fio, relógios, controles remotos são alguns dos equipamentos que funcionam com baterias à base de lítio (Li). Considerando o íon Li^+ e a posição do elemento na Tabela Periódica, é **incorreto** afirmar que esse íon:

a) apresenta 1 nível completamente preenchido.
b) tem um núcleo com 3 prótons.
c) tem a mesma configuração eletrônica que o átomo de hélio.
d) apresenta números iguais de prótons e elétrons.
e) quando se liga com o íon cloreto, forma um composto iônico.

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

13. (Vunesp) Os metais alcalinoterrosos, como o estrôncio, pertencentes ao grupo 2 da Tabela Periódica, têm a tendência de perder dois elétrons para a formação de sais com os halogênios pertencentes ao grupo 17, como o iodo. Considerando o isótopo $^{88}_{38}Sr$, em qual alternativa todas as informações estão corretas?

			Número de partículas constituintes do cátion		
	Fórmula do iodeto de estrôncio	Representação do cátion	Nêutrons	Prótons	Elétrons
a)	SrI	$^{88}_{38}Sr^{+}$	88	38	37
b)	SrI	$^{88}_{38}Sr^{+}$	50	37	37
c)	SrI_2	$^{88}_{38}Sr^{+}$	88	37	37
d)	SrI_2	$^{88}_{38}Sr^{2+}$	50	38	36
e)	SrI_2	$^{88}_{38}Sr^{2+}$	88	38	36

3 Ligação covalente, molecular ou homopolar

3.1. Ligação covalente

A ligação covalente é muito comum em compostos químicos. Veja alguns exemplos de onde ela é encontrada.

JÚLIO COSTA / FUTURA PRESS

No gás carbônico (CO_2).

FERNANDO FAVORETTO / CRIAR IMAGEM

Na água (H_2O).

ESGUEVA / CID

Em compostos formadores dos seres vivos.

AUSTROPHOTO / FIONLINE-OTHER IMAGES

Em produtos como os plásticos.

Na ligação iônica, vista no item anterior, um **metal cede** elétrons e um **não metal recebe** elétrons. Agora, veremos que, nas ligações das quais participam o **hidrogênio** e os **não metais**, ocorre um compartilhamento de elétrons.

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

1º exemplo: Consideremos a união entre dois átomos do **elemento hidrogênio (H)** para formar a molécula da **substância simples hidrogênio (H_2):**

$$H + H \longrightarrow H_2$$

Eletronicamente:

ADILSON SECCO

(Representações esquemáticas sem escala; cores-fantasia.)

Ou, abreviadamente:

$$H\bullet + {}^{\times}H \longrightarrow H\,{}^{\bullet}_{\times}\,H$$

Ou, ainda:

$$H\bullet + {}^{\times}H \longrightarrow H—H$$

(*Atenção*: apenas por razões didáticas, estamos indicando por • e × os elétrons provenientes de um hidrogênio e do outro. Não se esqueça, porém, de que os elétrons são todos iguais entre si.)

Nessa última representação, o **traço** (—) está indicando o **par de elétrons** que os dois átomos de hidrogênio passam a compartilhar. Assim, por comodidade, costuma-se representar uma ligação covalente por um traço.

Observe, por fim, que cada átomo de hidrogênio dispõe de dois elétrons (o seu e o elétron compartilhado). Esses dois elétrons, contudo, já completam a camada K, que é a única de que o hidrogênio dispõe. Desse modo, o hidrogênio adquire a configuração do gás nobre hélio.

A molécula H_2 é estável (isto é, os átomos tendem a não se separar) porque há um equilíbrio entre as **forças de atração elétrica** (entre núcleos e elétrons) e as **forças de repulsão elétrica** (entre os dois núcleos e entre os dois elétrons), como ilustramos na figura a seguir.

ADILSON SECCO

(Representação esquemática sem escala; cores-fantasia.)

Na ligação covalente, entre átomos iguais, podemos falar também em **raio covalente** (*r*), como a metade do **comprimento da ligação** (*d*), isto é, metade da distância que separa os dois núcleos.

ADILSON SECCO

(Representação esquemática sem escala; cores-fantasia.)

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

2º exemplo: Consideremos a união entre dois átomos do **elemento cloro (Cℓ)**, formando uma molécula da **substância simples ($C\ell_2$)**, como mostramos abaixo:

Note que, para simplificar as fórmulas, costuma-se indicar apenas os elétrons das últimas camadas dos átomos, isto é, de suas camadas de valência. É importante então observar que, na molécula final (Cℓ — Cℓ), há um **par de elétrons compartilhado** (ou seja, usado "em condomínio") pelos dois átomos de cloro. Esse **par de elétrons** representa uma **ligação covalente normal**. Veja que desse modo cada átomo de cloro dispõe de seus 7 elétrons mais 1 elétron compartilhado, perfazendo então o **octeto**, que dá a cada átomo a configuração estável de um gás nobre (nesse caso, o argônio).

Observando ainda a molécula formada (Cℓ — Cℓ), diremos que os elétrons da última camada que não participam do par eletrônico compartilhado são comumente chamados **elétrons não ligantes** ou **pares eletrônicos isolados**.

3º exemplo: Consideremos agora a formação da molécula da **substância simples oxigênio (O_2)**:

Nesse caso, cada átomo de oxigênio tem apenas seis elétrons na camada de valência. Os dois átomos se unem compartilhando **dois pares eletrônicos**, de modo que cada átomo exerça atração eletrostática sobre oito elétrons. Forma-se assim uma **ligação dupla** entre os átomos, que é indicada por **dois traços** na representação O = O (nos exemplos do H_2 e do $C\ell_2$, o único par eletrônico comum constitui uma **ligação simples**).

4º exemplo: Vejamos a formação da molécula da **substância simples nitrogênio (N_2)**:

Cada átomo de nitrogênio tem apenas cinco elétrons na camada periférica. Eles se unem compartilhando **três pares eletrônicos**. Forma-se assim uma **ligação tripla** entre os átomos, que é indicada pelos **três traços** na representação N ≡ N. Desse modo, cada átomo está com o octeto completo, pois, além de seus cinco elétrons, compartilha três elétrons com o átomo vizinho.

Dos quatro exemplos anteriores, temos a seguinte **definição**:

> **Ligação covalente** ou **covalência** é a união entre átomos estabelecida pelo compartilhamento de pares de elétrons.

Nesse tipo de ligação, a valência recebe o nome particular de **covalência** e corresponde ao número de pares de elétrons compartilhados.

As fórmulas em que os elétrons aparecem indicados pelos sinais • e × são chamadas **fórmulas eletrônicas** ou **fórmulas de Lewis**.

Gilbert Newton Lewis

Nasceu nos Estados Unidos em 1875. Foi professor de Química na Universidade de Berkeley, na Califórnia. Lewis criou a teoria das ligações covalentes imaginando os elétrons orientados em certas direções, nas quais formariam ligações químicas (1916). Importante também foi sua nova teoria ácido-base (1923), que ampliou os conceitos aceitos até então. Lewis faleceu em 1946.

BETTMANN / CORBIS-LATINSTOCK

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

Quando os pares eletrônicos covalentes são representados por traços (—), chamamos essas representações de **fórmulas estruturais**.

Considerando o último exemplo (substância simples nitrogênio), podemos escrever as seguintes fórmulas:

Fórmula de Lewis

$N \equiv N$

Fórmula estrutural

N_2

Fórmula molecular

Todos os exemplos vistos até agora foram de substâncias simples. No entanto, as ligações covalentes aparecem ainda, com maior frequência, entre as substâncias compostas:

1º exemplo: Formação da molécula do **cloridreto** ou **gás clorídrico (HCℓ)**:

Agora, com a formação de uma ligação entre átomos de elementos diferentes, o **comprimento da ligação** (d) será a soma dos dois **raios covalentes** dos átomos envolvidos na covalência ($r_1 + r_2$). O assunto, na verdade, é mais complicado, pois o raio covalente de um átomo pode variar conforme ele venha a se ligar a átomos diferentes.

ADILSON SECCO

(Representação esquemática sem escala; cores-fantasia.)

2º exemplo: Formação da molécula de **água (H_2O)**:

3º exemplo: Formação da molécula do **amoníaco** ou **gás amônia (NH_3)**:

4º exemplo: Formação da molécula do **gás carbônico** ou **dióxido de carbono (CO_2)**:

Continuamos notando que cada átomo termina ficando com o octeto completo. De fato, no último exemplo, cada oxigênio dispõe de seus 6 elétrons mais 2 que são compartilhados com o carbono; e o átomo de carbono tem 4 elétrons, mais 2 compartilhados com o oxigênio da esquerda, e mais 2 compartilhados com o oxigênio da direita.

Concluindo, podemos dizer que a ligação é covalente quando **os dois átomos apresentam a tendência de ganhar elétrons**. Isso ocorre quando os dois átomos têm 4, 5, 6 ou 7 elétrons na última camada eletrônica, ou seja, quando os dois átomos já se "avizinham" na configuração de um gás nobre (e mais o hidrogênio, que, apesar de possuir apenas um elétron, está próximo da configuração do hélio). Em outras palavras, **a ligação covalente aparece entre dois átomos de não metais, ou semimetais ou, ainda, entre esses elementos e o hidrogênio**. Pela classificação periódica, visualizamos perfeitamente os elementos que se ligam por covalência:

ADILSON SECCO

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

3.2. Caso particular da ligação covalente

Vejamos como primeiro exemplo a formação da molécula de **gás sulfuroso (SO_2)**:

Observe que o par eletrônico destacado (que está ligando o enxofre ao segundo oxigênio) pertencia, de início, apenas ao enxofre. Trata-se não mais da ligação covalente usual, em que cada ligação é formada por 1 elétron de cada átomo, mas de uma covalência especial, na qual o par eletrônico é cedido apenas por um dos átomos da ligação. Esse tipo de ligação, antigamente denominado **ligação dativa**, é indicado por uma seta que vai do átomo doador para o átomo receptor do par eletrônico, como mostramos abaixo. De qualquer modo, você continuará contando 8 elétrons ao redor de cada átomo.

O caso do **anidrido sulfúrico (SO_3)** é semelhante:

Um caso interessante é o do **monóxido de carbono (CO)**, em que temos, entre o carbono e o oxigênio, duas ligações covalentes normais e uma especial (par eletrônico assinalado):

Como exemplo final, vamos examinar a formação do **íon amônio (NH_4^+)**, que se dá pela reação $NH_3 + H^+ \longrightarrow NH_4^+$:

Note que, inicialmente, o NH_3 tinha um **par eletrônico livre**, e o íon hidrogênio (H^+), por sua vez, **estava sem elétrons** (normalmente o H^+ provém de outra molécula na qual deixou seu próprio elétron). Assim, o H^+ compartilha o par eletrônico livre, que inicialmente era exclusivo do nitrogênio.

Considerando ainda o exemplo do NH_4^+ é importante observar que, após a formação do NH_4^+, **não há nenhuma diferença** entre as quatro ligações covalentes aí existentes. Em outras palavras, os quatro hidrogênios tornam-se perfeitamente equivalentes entre si. Desse modo, é mais correto representar o NH_4^+ como mostramos abaixo.

Com um pouco de prática, evidentemente poderemos escrever fórmulas estruturais de substâncias mais complicadas, como, por exemplo:

Ácido nítrico (HNO_3)

Ácido sulfúrico (H_2SO_4)

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

Note que estamos constantemente utilizando três tipos de fórmula para um mesmo composto químico. Veja o exemplo do **ácido sulfúrico**:

H_2SO_4

Fórmula molecular

Fórmula estrutural plana

Fórmula eletrônica ou de Lewis

3.3. Compostos moleculares e compostos iônicos

Um composto é considerado **composto molecular** quando apresenta **exclusivamente ligações covalentes**.

Por exemplo:

Água

Gás carbônico

Gás sulfúrico

Um composto é considerado **composto iônico** desde que possua **pelo menos uma ligação iônica** (mesmo apresentando várias ligações covalentes, normais ou dativas).

Por exemplo:

- o cloreto de sódio ($NaC\ell$): $Na^+\ C\ell^-$
- o nitrato de sódio ($NaNO_3$):

- o sulfato de sódio (Na_2SO_4):

Nesses dois últimos exemplos, cada átomo de sódio "perdeu" 1 elétron para cada um dos primeiros oxigênios que aparecem dentro dos colchetes. Essas ligações são iônicas. As outras são todas ligações covalentes. Dizemos então que esses dois compostos são iônicos.

Num composto iônico não existem moléculas, mas **aglomerados iônicos**. Os íons formados por um único átomo, por exemplo $Na^+C\ell^-$, são chamados de **íons** (ou **radicais**) **simples**; quando formados por vários átomos (NO_3^-, SO_4^{2-} etc.) são chamados de **íons** (ou **radicais**) **compostos**.

Já dissemos, na página 177, que a ligação iônica é forte, pois mantém os íons fortemente "presos" no reticulado. Por esse motivo, os compostos iônicos são, em geral, **sólidos** de ponto de fusão e ponto de ebulição elevados. Pelo contrário, em um composto totalmente covalente, as moléculas se atraem menos intensamente. Em consequência, os compostos covalentes são, em geral, **gases** (H_2, CO_2 etc.) ou **líquidos** de ponto de ebulição baixo (H_2O, HNO_3 etc.). Além disso, um composto totalmente covalente, no estado líquido, não conduz corrente elétrica, e suas soluções aquosas podem ou não ser condutoras, dependendo dos átomos que estão envolvidos na ligação.

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

Questões

Registre as respostas em seu caderno

a) Qual é a diferença fundamental entre a ligação iônica e a ligação covalente?

b) Quais são as condições para um composto químico ser considerado um composto molecular ou um composto iônico?

c) Por que não é necessária a distinção entre a ligação covalente normal e a denominada antigamente de ligação covalente dativa?

d) Podemos afirmar que um composto covalente, no estado líquido, conduzirá corrente elétrica? Por quê?

e) Um composto covalente conduz eletricidade no estado sólido? Por quê?

Exercícios básicos

Registre as respostas em seu caderno

14. (Unifor-CE) À molécula de água, H_2O, pode-se adicionar o próton H^+, produzindo o íon hidrônio H_3O^+.

(x = elétron)

No íon hidrônio, quantos pares de elétrons pertencem, no total, tanto ao hidrogênio quanto ao oxigênio?

a) 1 b) 2 c) 3 d) 4 e) 6

15. (Mackenzie-SP) Dados: O (Z = 8); C (Z = 6); F (Z = 9); H (Z = 1).

A molécula que apresenta somente uma ligação covalente normal é:

a) F_2. b) O_2. c) CO. d) O_3. e) H_2O.

Exercício resolvido

16. Escreva as fórmulas estruturais planas e as fórmulas de Lewis dos seguintes compostos:

a) H_2CO_3 b) $NaNO_3$

Resolução

a) (fórmula estrutural)

(fórmula de Lewis)

Veja que o H_2CO_3 é um composto molecular, pois todas as suas ligações são covalentes.

b) (fórmula estrutural)

(fórmula de Lewis)

Note que o $NaNO_3$ é um composto iônico devido à ligação iônica entre o Na^+ e o NO_3^- (apesar de todas as ligações no interior do NO_3 serem covalentes).

17. (Vunesp) Considere as espécies químicas Br_2 e KBr. Dados os números de elétrons na camada de valência, K = 1 e Br = 7, explique, justificando, o tipo de ligação que ocorre entre os átomos de:

a) bromo, no Br_2;

b) potássio e bromo, no KBr.

18. Escreva a fórmula estrutural plana e a fórmula de Lewis do hidreto de fósforo (PH_3).

Exercício resolvido

19. (Acafe-SC) Considerando dois elementos, *A* e *B*, com números atômicos 20 e 17, a fórmula e o tipo de ligação do composto formado estão na alternativa:

a) AB_2 — ligação covalente.

b) A_2B — ligação iônica.

c) AB_2 — ligação iônica.

d) A_2B — ligação covalente.

e) A_7B_2 — ligação iônica.

Resolução

Na própria Tabela Periódica vemos que o elemento *A*, de número atômico 20, é o cálcio (de distribuição eletrônica 2 — 8 — 8 — 2); e o elemento *B*, com número atômico 17, é o cloro (de distribuição eletrônica 2 — 8 — 7). Sendo assim, o cálcio cede dois elétrons e forma o Ca^{2+}, e o cloro recebe um elétron e forma o $C\ell^-$. Consequentemente, a fórmula será $CaC\ell_2$ ou AB_2.

Alternativa c.

20. (Ufac) Temos um elemento *A* com 53 elétrons e o elemento *B* com 38 elétrons. Após sua distribuição eletrônica, pode-se afirmar que o composto mais provável dos dois elementos é:

a) B_3A_2. b) BA_2. c) B_2A_3. d) B_2A. e) BA.

21. (Vunesp) Os elementos *X* e *Y* têm, respectivamente, 2 e 6 elétrons na camada de valência. Quando *X* e *Y* reagem, forma-se um composto:

a) covalente, de fórmula *XY*.

b) covalente, de fórmula XY_2.

c) covalente, de fórmula X_2Y_3.

d) iônico, de fórmula $X^{2+}Y^{2-}$.

e) iônico, de fórmula $X_2^+Y^{2-}$.

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

Exercício resolvido

22. (FCMSCSP-SP) Qual das fórmulas abaixo é prevista para o composto formado por átomos de fósforo e flúor, considerando o número de elétrons da camada de valência de cada átomo?

a) $P \equiv F$

b) $P - F \equiv P$

c) $F - P \equiv F$

d) $F - \overset{\overset{F}{|}}{P} - F$

e) $P - \overset{\overset{P}{|}}{F} - P$

Resolução

O fósforo tem 5 elétrons em sua camada de valência e tende, portanto, a ganhar 3 elétrons. O flúor tem 7 elétrons em sua camada de valência, tendendo, portanto, a ganhar 1 elétron. Logo, os dois elementos deverão formar um **composto covalente**, com o fósforo na posição central. Assim, teremos:

$$F - \overset{\overset{F}{|}}{P} - F$$

Alternativa d.

23. (Mackenzie-SP)

Relativamente à fórmula estrutural acima, dados os números atômicos Ca = 20, O = 8 e S = 16, é correto afirmar que:

a) existem duas ligações iônicas e quatro ligações covalentes.
b) existem somente ligações covalentes normais.
c) o oxigênio cede dois elétrons para o cálcio.
d) o enxofre recebe dois elétrons do cálcio.
e) o cálcio, no estado fundamental, apresenta seis elétrons na camada de valência.

24. (UCDB-MS) Conhecidas as estruturas de Lewis (fórmulas eletrônicas) dos elementos

podemos afirmar que algumas substâncias possíveis de se formar são:

a) A_2B e B_2C.
b) A_2D e BD.
c) C_2D e D_2.
d) D_2 e E_2.
e) BD e C_2.

Exercícios complementares

Registre as respostas em seu caderno

25. (Fuvest-SP) Reescreva as seguintes equações químicas, utilizando estruturas de Lewis (fórmulas eletrônicas em que os elétrons de valência são representados por • ou **x**), tanto para os reagentes quanto para os produtos.

a) $H_2 + F_2 \longrightarrow 2\ HF$
b) $HF + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + F^-$
c) $2\ Na^0 + F_2 \longrightarrow 2\ Na^+F^-$
d) $HF + NH_3 \longrightarrow NH_4^+F^-$

Dados:	H	N	O	F	Na
número atômico	1	7	8	9	11
número de elétrons de valência	1	5	6	7	1

26. (UFPA) Os átomos dos elementos se ligam uns aos outros através de ligação simples, dupla ou tripla, procurando atingir uma situação de maior estabilidade, e o fazem de acordo com a sua valência (capacidade de um átomo ligar-se a outros), conhecida através de sua configuração eletrônica. Assim, verifica-se que os átomos das moléculas H_2, N_2, O_2, $C\ell_2$ estão ligados de acordo com a valência de cada um na alternativa:

a) $N \equiv N$, $O = O$, $C\ell - C\ell$, $H - H$.
b) $H - H$, $N \equiv N$, $O - O$, $C\ell = C\ell$.
c) $N \equiv N$, $O - O$, $H = H$, $C\ell = C\ell$.
d) $H - H$, $O \equiv O$, $N - N$, $C\ell = C\ell$.
e) $C\ell - C\ell$, $N = N$, $H = H$, $O \equiv O$.

27. Sabendo que no composto $HC\ell O_4$ o hidrogênio acha-se ligado na forma **H — O —** e que todos os átomos do oxigênio se ligam ao cloro, escreva a sua fórmula estrutural plana e a de Lewis.

28. (UCS-RS) Nas fórmulas estruturais de ácidos abaixo, *X* representa um elemento químico.

Os elementos que substituem corretamente o *X* nas fórmulas estruturais são, respectivamente:

a) N, C, S, P.
b) N, Si, Se, Br.
c) P, C, Se, N.
d) N, Sn, As, P.
e) P, Pb, Br, As.

29. (Cesgranrio-RJ) Das espécies químicas abaixo, indique aquela que não obedece à regra do octeto.

a) $MgBr_2$ b) $A\ell C\ell_3$ c) CO_2 d) $NaC\ell$ e) SO_2

30. (UFC-CE) Genericamente, os provadores de café afirmam: "para se fazer um bom café, deve-se observar a temperatura (1) da água (2) a fim de não remover o gás CO_2 (3) e alterar o sabor".

Quanto aos termos sublinhados, qual é a alternativa que os classifica corretamente?

a) (1) - propriedade química; (2) - substância composta; (3) - composto covalente.
b) (1) - propriedade física; (2) - substância composta; (3) - composto molecular.
c) (1) - propriedade física; (2) - substância simples; (3) - composto iônico.
d) (1) - propriedade química; (2) - mistura; (3) - substância composta.
e) (1) - propriedade física; (2) - elemento; (3) - composto iônico.

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

4 Ligação metálica

Os metais e as ligas metálicas são cada vez mais importantes em nosso dia a dia.

DELFIM MARTINS / PULSAR IMAGENS

O aço é muito empregado em construções, na produção de veículos, fogões, geladeiras etc. A estrutura da ponte Hercílio Luz, em Florianópolis (SC), é de aço.

TRACY HEBDEN / ALAMY-OTHER IMAGES

O cobre é usado em fios elétricos e na construção de alambiques, entre outros.

PEDRO VILELA / FUTURA PRESS

O alumínio também é usado em construções, na fabricação de utensílios domésticos, latas, entre outros.

TONI PIRES / FOLHA IMAGEM

O magnésio é "leve" e, por isso, empregado em rodas de automóveis, partes de aviões, entre outros.

4.1. Estrutura dos metais

No estado sólido, os átomos dos metais (e de alguns semimetais) agrupam-se de forma geometricamente ordenada, dando origem às **células**, ou **grades**, ou **reticulados cristalinos**. Os reticulados unitários mais comuns dentre os metais são mostrados a seguir:

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

Cúbico de corpo centrado (CCC)

(Representações esquemáticas sem escala; cores-fantasia.)

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

Cúbico de faces centradas (CFC)

Hexagonal compacto (HC)

(Representações esquemáticas sem escala; cores-fantasia.)

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

Cada reticulado metálico é, na verdade, formado por milhões e milhões de átomos. Apesar de envolver muitos átomos, formando uma extensa estrutura molecular, esse conjunto não passa, em geral, de um cristal microscópico. Examinando um pedaço de metal ao microscópio, perceberemos aspecto semelhante ao da figura ao lado, em que notamos um "amontoado" de cristais, dispostos de forma desordenada. (Aliás, se você olhar com atenção uma folha de zinco limpa, que é uma chapa de aço recoberta por uma fina camada de zinco, enxergará, mesmo a olho nu, os cristais de zinco que formam a superfície da chapa.)

ASTRID & HANNS-FRIEDER MICHLER / SCIENCE PHOTO LIBRARY-LATINSTOCK

Estrutura de uma amostra de aço com 0,35% de carbono, colorizada artificialmente e vista ao microscópio óptico. Aumento aproximado de 150 vezes.

4.2. A ligação metálica

Uma das principais características dos metais é a condução fácil da eletricidade. A consideração de que a corrente elétrica é um fluxo de elétrons levou a imaginar a chamada **teoria da nuvem eletrônica** (ou **teoria do mar de elétrons**), que passamos a explicar.

Em geral, os átomos dos metais têm apenas 1, 2 ou 3 elétrons na última camada eletrônica; essa camada está normalmente afastada do núcleo, que, consequentemente, atrai pouco aqueles elétrons. Quando os átomos dos metais se ligam entre si, os elétrons escapam facilmente dos átomos e transitam livremente pelo reticulado. Desse modo, os átomos que perdem elétrons transformam-se em cátions, os quais são, logo depois, neutralizados pelos elétrons que transitam pelo reticulado.

(Representação esquemática sem escala; cores-fantasia.)

ADILSON SECCO

Concluindo, podemos dizer que, segundo essa teoria, o metal seria um aglomerado de átomos neutros e cátions, mergulhados em uma **nuvem (ou "mar") de elétrons livres** (costuma-se também dizer que esses elétrons estão **deslocalizados**). Assim, a "nuvem" de elétrons funcionaria como uma **ligação metálica**, mantendo os átomos unidos.

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

4.3. Propriedades dos metais

Em virtude de sua estrutura e do tipo de ligação, os metais apresentam uma série de propriedades características que, em geral, têm muitas aplicações práticas em nosso dia a dia. Listamos a seguir aquelas que podemos citar como principais propriedades dos metais.

- **Brilho metálico:** os metais, quando polidos, refletem a luz como se fossem espelhos, o que permite o seu uso em decoração de edifícios, lojas etc.
- **Condutividades térmica e elétrica elevadas:** os metais, em geral, são bons condutores de calor e eletricidade. Isso é devido aos elétrons livres que existem na ligação metálica, como foi explicado no item anterior, e que permitem um trânsito rápido de calor e eletricidade através do metal. A condução do calor é importante, por exemplo, em operações que requerem aquecimento, como o preparo de alimentos, em panelas domésticas, ou a geração de vapor de água, em caldeiras industriais; a condução da eletricidade é fundamental nos fios elétricos usados em residências, escritórios e indústrias.

FERNANDO FAVORETTO/CID

Nas panelas metálicas, o calor da chama é transmitido rapidamente aos alimentos devido à alta condutividade térmica do metal.

- **Densidade elevada:** os metais são, em geral, densos. Isso resulta das estruturas compactas, explicadas nas páginas 188 e 189, e está também de acordo com a variação das densidades absolutas, vista na página 165, no estudo das propriedades periódicas dos elementos químicos.
- **Pontos de fusão e de ebulição elevados:** os metais, em geral, fundem e fervem em temperaturas elevadas, como vimos nas páginas 165 e 166, no estudo das propriedades periódicas. Isso acontece porque a ligação metálica é muito forte e "segura" os átomos unidos com muita intensidade. Note que isso é muito importante na construção de caldeiras, tachos, reatores industriais etc., em que ocorrem aquecimentos intensos.
- **Resistência à tração:** os metais resistem bastante às forças que, quando aplicadas, tendem a alongar uma barra ou um fio metálico. Essa propriedade é também uma consequência da "força" com que a ligação metálica mantém os átomos unidos. Uma aplicação importante da resistência à tração é a aplicação dos metais em cabos de elevadores ou de veículos suspensos (como os bondinhos do Pão de Açúcar, no Rio de Janeiro); outra aplicação é a colocação de vergalhões de aço dentro de uma estrutura de concreto para torná-la mais resistente – é o chamado concreto armado, de largo uso na construção de pontes, edifícios etc.

WAGNER SANTOS / KINO

Sustentados por cabos metálicos, os conhecidos bondinhos do Pão de Açúcar oferecem aos passageiros a necessária segurança para um dos passeios que mais atraem os turistas que visitam a cidade do Rio de Janeiro.

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

- **Maleabilidade:** é a propriedade que os metais apresentam de se deixarem reduzir a **chapas** e **lâminas** bastante finas, o que se consegue martelando o metal aquecido ou, então, passando o metal aquecido entre **cilindros laminadores**, que o vão achatando progressivamente, originando, assim, a chapa metálica (essa mesma técnica é usada nos cilindros que "abrem" massa de macarrão, pastel etc.). Isso é possível porque os átomos dos metais podem "escorregar" uns sobre os outros. Essa é uma das propriedades mais importantes dos metais, se considerarmos que as chapas metálicas são muito usadas na produção de veículos, trens, navios, aviões, geladeiras etc. O ouro é o metal mais maleável que se conhece; dele são obtidas lâminas com espessura da ordem de 0,0001 mm, usadas na decoração de imagens, estatuetas, bandejas etc.

FLÁVIO GRIEGER / FOLHA IMAGEM

Depois de fabricadas, chapas metálicas finas são normalmente enroladas em bobinas, o que facilita a acomodação e garante a integridade das chapas durante o transporte.

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

Representação esquemática da ação dos cilindros laminadores sobre uma chapa metálica – operação conhecida como laminação.

Representação esquemática do processo utilizado para a fabricação de fios metálicos, no qual o metal aquecido é tracionado para passar por uma matriz de diâmetro determinado. Conhecido como trefilação, esse processo é empregado na fabricação de fios elétricos, arames e clipes de papel.

- **Ductilidade:** é a propriedade que os metais apresentam de se deixarem transformar em **fios**, o que se consegue "puxando" o metal aquecido através de furos cada vez menores. A explicação para isso é semelhante à da maleabilidade. Os fios produzidos, de maior ou menor diâmetro, são muito usados nas construções, em concreto armado ou como fios elétricos e arames de vários tipos. O ouro é também o metal mais dúctil que se conhece; com 1 grama de ouro é possível obter um fio finíssimo com cerca de 2 km de comprimento.

Metais: a sociedade e os recursos naturais

No mundo atual, umas das grandes preocupações é a do consumo de **recursos não renováveis**, isto é, consumo de materiais que retiramos de nosso planeta, usamos para o nosso conforto e não temos condições de recriar. Nessas condições estão vários metais.

Contando com as jazidas conhecidas atualmente no mundo e considerando o consumo atual, calcula-se que teremos, por exemplo:

- **platina** por apenas 15 anos, se todos os automóveis usarem catalisadores em seus escapamentos;
- **háfnio** (usado em *chips* de computadores) por apenas 10 anos;
- **índio** (usado em telefones celulares) por apenas 10 anos, e assim por diante.

Há, sem dúvida, muitos esforços em reciclagem. Por exemplo, já se consegue recuperar cerca de 70% do chumbo consumido no mundo, 50% do alumínio e 30% do cobre. No entanto, os metais mais raros, de uso mais específico e consumo menor, são mais difíceis de recuperar. É uma situação preocupante, que tem de ser enfrentada com consumo mais racional e novas tecnologias de reciclagem.

Fonte dos dados: *Earth´s natural wealth: an audit*. David Cohen *New Scientist*, 23 maio 2007. Disponível em: <http://www.newscientist.com/article/mg19426051.200-earths-natural-wealth-an-audit.html?full=true>. Acesso em: jan. 2010.

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

Questões

Registre as respostas em seu caderno

a) O que se nota ao se examinar um pedaço de metal ao microscópio?

b) Por que os metais são tão importantes na vida diária?

c) Explique o fato de os metais terem condutividades térmica e elétrica elevadas utilizando o modelo de ligação metálica estudado.

d) Os átomos dos metais podem fazer outro tipo de ligação além da ligação metálica? Por quê?

e) Por que há preocupações ecológicas com o uso dos metais em nossos dias?

Atividade prática

Registre as respostas em seu caderno

Estudo da condutividade elétrica de alguns materiais

Montagem do dispositivo

Material

- 4 pilhas comuns
- fita isolante para prender as pilhas e os fios
- fio de cobre encapado
- lâmpada de 6 V
- soquete para lâmpada de 6 V com orifícios para conexão com fios de cobre
- 5 placas de Petri ou potes pequenos

Esquema da montagem

(Representação esquemática sem escala; cores-fantasia.)

Execução dos testes

Material

- 2 colheres pequenas (de café)
- água
- sal de cozinha
- açúcar
- um prego ou parafuso
- pedaços de madeira

Procedimento

A cada procedimento executado, anote suas observações detalhadamente.

- Junte as duas extremidades livres dos fios de cobre.
- Coloque as extremidades livres dos fios de cobre em contato com a madeira. Preste atenção para que as extremidades dos fios não se toquem.
- Faça o mesmo com o prego. **Manuseie-o com cuidado, para não se ferir**.
- Coloque água em uma das placas de Petri até metade do seu volume. Mergulhe as extremidades livres dos fios de cobre na água. Preste atenção para que as extremidades dos fios não se toquem.
- Coloque uma colher de sal de cozinha em outra placa de Petri. Coloque as extremidades livres dos fios de cobre em contato com o sal sólido. Preste atenção para que as extremidades dos fios não se toquem.
- Adicione uma pequena quantidade de água à placa de Petri contendo sal e agite o sistema com a colher. Mergulhe as extremidades livres dos fios de cobre na água com sal. Preste atenção para que as extremidades dos fios não se toquem.
- Repita o procedimento descrito com o açúcar, utilizando a outra colher.

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

Perguntas

a) Transcreva e complete a tabela em seu caderno, classificando os materiais a seguir em bons ou maus condutores de corrente elétrica: madeira, ferro, água, sal de cozinha, água e sal, açúcar, água e açúcar.

Material	Condutividade elétrica
Cobre	

b) Considere os materiais que se mostraram bons condutores de eletricidade no estado sólido. Qual dos tipos de ligação química estudados é o mais adequado para explicar esse comportamento? Por quê?

c) Considere os materiais que se mostraram maus condutores de eletricidade no estado sólido. Quais dos tipos de ligação química estudados são os mais adequados para explicar esse comportamento? Por quê?

d) Considere os materiais que, quando dissolvidos em água, produziram soluções más condutoras de corrente elétrica. Qual dos tipos de ligação química estudados é o mais adequado para explicar esse comportamento? Por quê?

e) Considerando que o sal de cozinha no estado líquido é um bom condutor de corrente elétrica e também seu comportamento quando dissolvido em água, qual dos tipos de ligação química estudados é o mais adequado para explicar esses comportamentos? Por quê?

Exercícios básicos

Registre as respostas em seu caderno

31. (Fuvest-SP) As figuras abaixo representam, esquematicamente, estruturas de diferentes substâncias, à temperatura ambiente.

(I)

(II)

(III)

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

(Representações esquemáticas sem escala; cores-fantasia.)

Sendo assim, as figuras I, II e III podem representar, respectivamente:

a) cloreto de sódio, dióxido de carbono e ferro.
b) cloreto de sódio, ferro e dióxido de carbono.
c) dióxido de carbono, ferro e cloreto de sódio.
d) ferro, cloreto de sódio e dióxido de carbono.
e) ferro, dióxido de carbono e cloreto de sódio.

32. (UFMG) Nas figuras I e II, estão representados dois sólidos cristalinos, sem defeitos, que exibem dois tipos diferentes de ligação química.

Figura I

Figura II

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

(Representações esquemáticas sem escala; cores-fantasia.)

Considerando-se essas informações, é **correto** afirmar que:

a) a figura II corresponde a um sólido condutor de eletricidade.
b) a figura I corresponde a um sólido condutor de eletricidade.
c) a figura I corresponde a um material que, no estado líquido, é um isolante elétrico.
d) a figura II corresponde a um material que, no estado líquido, é um isolante elétrico.

33. (UFU-MG) Entre as substâncias simples puras constituídas por átomos de S, As, Cd, I e Br, a que deve conduzir melhor a corrente elétrica é a substância:

a) enxofre.
b) arsênio.
c) cádmio.
d) iodo.
e) bromo.

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

34. (UFC-CE) Nenhuma teoria convencional de ligação química é capaz de justificar as propriedades dos compostos metálicos. Investigações indicam que os sólidos metálicos são compostos de um arranjo regular de íons positivos, no qual os elétrons das ligações estão apenas parcialmente localizados. Isso significa dizer que se tem um arranjo de íons metálicos distribuídos em um "mar" de elétrons móveis.

Com base nessas informações, é correto afirmar que os metais, geralmente:

a) têm elevada condutividade elétrica e baixa condutividade térmica.
b) são solúveis em solventes apolares e possuem baixas condutividades térmica e elétrica.
c) são insolúveis em água e possuem baixa condutividade elétrica.
d) conduzem com facilidade a corrente elétrica e são solúveis em água.
e) possuem elevadas condutividades elétrica e térmica.

Exercícios complementares

Registre as respostas em seu caderno

35. (Unesp) S1, S2 e S3 são três substâncias distintas. Inicialmente no estado sólido, foram aquecidas independentemente até a fusão completa enquanto se determinavam suas condutividades elétricas. Os resultados das observações estão resumidos na tabela.

	Comportamento quanto à condutividade elétrica	
Substância	**Estado sólido**	**Estado líquido**
S1	condutor	condutor
S2	isolante	isolante
S3	isolante	condutor

S1, S2 e S3 correspondem, respectivamente, a compostos:

a) metálico, covalente e iônico.
b) metálico, iônico e covalente.
c) covalente, iônico e metálico.
d) iônico, metálico e covalente.
e) iônico, covalente e metálico.

36. (PUC-SP) Os metais são conhecidos pela sua maleabilidade e ductilidade, por serem bons condutores térmicos e elétricos e apresentarem brilho característico. Propriedades mais específicas de alguns metais são descritas a seguir.

O metal **I** é líquido à temperatura ambiente e dissolve diversos outros metais, formando amálgamas que apresentam larga aplicação.

O metal **II** apresenta temperatura de fusão de 98 °C, é mole e reage violentamente com água, liberando grande quantidade de energia.

O metal **III** é certamente o metal mais utilizado no mundo, sendo o principal constituinte das ligas metálicas conhecidas genericamente como aço.

O metal **IV** tem bastante aplicação na indústria civil e de embalagens. Além de pouco denso, tem a vantagem de ser coberto por uma fina camada de óxido que dificulta a sua corrosão pelo oxigênio.

Os metais **I**, **II**, **III** e **IV** são, respectivamente:

a) mercúrio, ouro, cobre e titânio.
b) césio, potássio, prata e alumínio.
c) mercúrio, sódio, ferro e alumínio.
d) mercúrio, sódio, cobre e estanho.
e) gálio, ouro, ferro e alumínio.

(Enem-MEC) Observe nas questões 37 e 38 o que foi feito para colocar bolinhas de gude de 1 cm de diâmetro numa caixa cúbica com 10 cm de aresta.

ADILSON SECCO

(Representação esquemática sem escala; cores-fantasia.)

37. Uma pessoa arrumou as bolinhas em camadas superpostas iguais, tendo assim empregado:

a) 100 bolinhas.
b) 300 bolinhas.
c) 1.000 bolinhas.
d) 2.000 bolinhas.
e) 10.000 bolinhas.

38. Uma segunda pessoa procurou encontrar outra maneira de arrumar as bolas na caixa, achando que seria uma boa ideia organizá-las em camadas alternadas, onde cada bolinha de uma camada se apoiaria em 4 bolinhas da camada inferior, como mostra a figura. Desse modo, ela conseguiu fazer 12 camadas. Portanto, ela conseguiu colocar na caixa:

ADILSON SECCO

(Representação esquemática sem escala; cores-fantasia.)

a) 729 bolinhas.
b) 984 bolinhas.
c) 1.000 bolinhas.
d) 1.086 bolinhas.
e) 1.200 bolinhas.

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

LEITURA

LIGAS METÁLICAS

Ligas metálicas são uniões de dois ou mais metais, podendo ainda incluir semimetais ou não metais, mas sempre com predominância dos elementos metálicos.

Podemos dizer que as ligas metálicas têm maiores aplicações práticas que os próprios metais puros.

Exemplos:

JUCA MARTINS / OLHAR IMAGEM

O **aço inoxidável** é uma liga de ferro, carbono, níquel e crômio. É usado em balcões de supermercado, talheres, pias de cozinha, vagões de metrô, entre outros. (Na foto, Estação Capão Redondo, SP, 2007.)

RICHARD KLUNE / CORBIS-LATINSTOCK

O **bronze** é uma liga de cobre e estanho. É usado em estátuas, sinos, entre outros. (Na foto, estátua de Charles Darwin, de 1897, em frente à Biblioteca de Shrewsbury, na Inglaterra.)

As ligas metálicas são preparadas, em geral, aquecendo-se conjuntamente os metais, até sua fusão completa, e depois deixando-os esfriar e solidificar completamente.

As propriedades físicas e químicas das ligas metálicas podem ser muito diferentes das propriedades dos elementos que lhes deram origem. Isso vai depender de muitos fatores, dentre os quais destacamos: os próprios elementos que formam a liga; a proporção em que eles estão misturados; a estrutura cristalina da liga; o tamanho e a arrumação dos cristais microscópicos assim formados; e até mesmo dos **tratamentos** que a liga venha a sofrer, por exemplo, martelamento, laminação, trefilação e vários tipos de tratamento térmico (que consistem no aquecimento da liga, seguido de um resfriamento mais rápido ou mais lento). Na verdade, esses **tratamentos térmicos** alteram as propriedades das ligas metálicas porque alteram o tamanho e a arrumação dos cristais microscópicos que as formam. Mas é exatamente a possibilidade de ter as suas propriedades tão alteradas que faz com que as ligas metálicas tenham ampla aplicação prática. Exemplos:

- dissemos que os metais têm, em geral, condutividade elétrica elevada; uma liga de níquel e crômio, porém, tem condutividade elétrica baixa e, por esse motivo, é usada nas **resistências** dos ferros elétricos, chuveiros elétricos etc.;
- os metais têm, em geral, pontos de fusão elevados. No entanto, uma liga com 70% de estanho e 30% de chumbo funde a 192 °C, sendo então usada como **solda** em aparelhos eletrônicos;
- o **aço comum** (liga de ferro com 0,1 a 0,8% de carbono) tem maior resistência à tração do que o ferro puro;
- o **aço inoxidável** (por exemplo, com ferro, 0,1% de carbono, 18% de crômio e 8% de níquel) não enferruja, como acontece com o ferro e o aço comum.

Questões sobre a leitura

Registre as respostas em seu caderno

39. O que é uma liga metálica?

40. Como são preparadas as ligas metálicas?

41. Cite três fatores responsáveis pelas propriedades das ligas metálicas.

42. Voltando ao infográfico que abre este capítulo, explique a afirmação de que o fio da teia de uma aranha é "mais forte que o aço".

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

CAPÍTULO

8 Geometria molecular

No mundo microscópico, a geometria molecular dá estabilidade à molécula, possibilitando o equilíbrio entre as forças elétricas internas dos átomos. Assim formam-se as moléculas de todas as substâncias.

TÓPICOS DO CAPÍTULO

1 A ESTRUTURA ESPACIAL DAS MOLÉCULAS

2 ELETRONEGATIVIDADE/POLARIDADE DAS LIGAÇÕES E DAS MOLÉCULAS

3 OXIDAÇÃO E REDUÇÃO

4 FORÇAS (OU LIGAÇÕES) INTERMOLECULARES

LEITURA: ***SEMICONDUTORES***

Geometrias poderosas

A estabilidade e a resistência de uma estrutura também dependem da forma como ela é construída. Isso vale tanto para uma ***molécula*** *como para uma roda de bicicleta.*

FLAVIO SAMELO

ANGELO SILVERIO

A roda da bicicleta suporta intensas forças mecânicas durante as manobras radicais graças à organização geométrica dos raios que ligam o aro ao cubo.

Os raios são ajustados para que todos tenham a mesma tensão. Se o raio estiver frouxo, a roda entorta. Se for muito apertado, pode arrebentar. A distribuição uniforme das forças mecânicas garante o equilíbrio de todo o conjunto.

Sozinho, cada raio é uma frágil haste de metal. Em equilíbrio com os outros, forma uma estrutura que pode suportar até 700 vezes seu peso.

As forças concentram-se onde todos os raios se encontram: no cubo da roda, que liga o conjunto da roda ao eixo central.

Mundo microscópico
De modo semelhante, o equilíbrio entre as forças elétricas internas dos átomos da molécula determina o arranjo mais estável entre eles, definindo a geometria molecular.

REFLETINDO

O mundo macroscópico (que enxergamos) está repleto de exemplos como o deste infográfico.
Cite alguns exemplos do cotidiano que nos permitam compreender a lógica da forma geométrica de um objeto.

1 A estrutura espacial das moléculas

1.1. Conceitos gerais

A teoria das ligações covalentes de Lewis, que vimos no capítulo anterior, foi muito importante para o desenvolvimento da Química. No entanto, essa teoria não explicava a disposição (arrumação) dos átomos em uma molécula. Hoje sabemos que moléculas bem simples, como H_2, O_2, $HC\ell$, H_2O etc., são moléculas planas. As moléculas mais complexas, porém, são quase sempre **tridimensionais**, isto é, têm seus átomos arrumados em uma estrutura (formato) que só pode ser descrita em três dimensões. Assim, passou-se a falar em **geometria molecular**.

Um caso bastante comum é o da existência de um átomo central rodeado, no espaço, por vários outros átomos. Consideremos, por exemplo, o caso do metano (CH_4). Antigamente, imaginava-se que os cinco átomos do CH_4 estivessem em um plano. Hoje, sabe-se que a molécula do CH_4 **não é plana**, mas **tridimensional**: o átomo de carbono está no centro de um tetraedro regular (imaginário) e os quatro átomos de hidrogênio nos vértices desse tetraedro, como vemos abaixo.

Modelo plano (errado)

Modelos espaciais (corretos)
(Representações esquemáticas sem escala; cores-fantasia.)

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

Uma analogia bem simples pode ser feita com balões, amarrados como nas figuras abaixo:

(Representações esquemáticas sem escala; cores-fantasia.)

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

Por que os balões assumem **espontaneamente** essas arrumações? Porque cada balão parece "empurrar" o balão vizinho de modo que, no final, todos ficam na disposição **mais espaçada** (esparramada) **possível**. Dizemos, também, que essa é a arrumação **mais estável** para os balões.

Pois bem, com os átomos acontece exatamente o mesmo, quando formam as moléculas. Na tabela a seguir são apresentados alguns exemplos comuns, nos quais o átomo central ocupa o lugar do **nó** que é dado nos balões.

Na terceira coluna, vemos o modelo "de preenchimento espacial" que indica a posição e o tamanho de cada átomo na molécula, respeitando os raios covalentes dos átomos e os ângulos formados entre as ligações químicas. Nesse modelo procura-se, portanto, representar a molécula da maneira mais real possível, como se fosse uma fotografia da própria molécula.

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

Fórmula molecular	Modelo de "bolas"	Modelo "de preenchimento espacial" ou de Stuart	Tipo de estrutura molecular	Número de átomos ao redor do átomo central
BeH_2			**Linear** (é plana)	2
BF_3			**Trigonal** (é plana)	3
CH_4			**Tetraédrica** (é tridimensional)	4
$PC\ell_5$			**Bipirâmide trigonal** (é tridimensional)	5
SF_6			**Octaédrica** (é tridimensional)	6

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

(Representações esquemáticas sem escala; cores-fantasia.)

A questão da **geometria das moléculas** pode dar origem a casos interessantes. Por exemplo: embora exista a substância $PC\ell_5$, como vimos no esquema anterior, não existe a substância análoga PI_5, pois o átomo de iodo é muito maior que o átomo de cloro, de modo que "não há espaço" para serem colocados cinco átomos de iodo ao redor de um único átomo de fósforo. Diz-se, então, que a molécula de PI_5 não pode existir por **impedimento espacial**. É importante notar como o conhecimento da geometria molecular permite prever várias propriedades das substâncias.

1.2. Moléculas com pares eletrônicos ligantes e não ligantes

Sabemos que a ligação covalente é a que ocorre pelo compartilhamento de pares eletrônicos nas camadas de valência dos átomos. Esses pares são chamados de **pares eletrônicos ligantes**. Por exemplo, no CH_4 temos quatro pares ligantes:

Em muitos casos sobram, na camada de valência, pares de elétrons que não participam de ligação alguma, sendo chamados, por isso, de **pares eletrônicos livres** ou **pares não ligantes**. Observe os exemplos do NH_3 e do H_2O:

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

1.3. Teoria da repulsão dos pares eletrônicos da camada de valência

Esta teoria foi desenvolvida pelo cientista Ronald J. Gillespie e é também conhecida pela sigla VSEPR (do inglês ***v**alence **s**hell **e**lectron **p**air **r**epulsion*). Em linhas gerais, essa teoria afirma que:

> Ao redor do átomo central, os pares eletrônicos ligantes e os não ligantes se repelem, tendendo a ficar tão afastados quanto possível.

A teoria de Gillespie ampliou a explicação das estruturas tridimensionais das moléculas. De fato, essa teoria explica não só as estruturas espaciais do CH_4, $PC\ell_5$ e SF_6, vistas na tabela anterior, como também as estruturas de muitas outras moléculas, com pares eletrônicos não ligantes. É o que acontece, por exemplo, com as moléculas de NH_3 e H_2O, como mostramos abaixo:

A molécula de NH_3 tem o formato de uma pirâmide trigonal, e os ângulos entre os hidrogênios valem aproximadamente 107°.

A molécula de H_2O tem forma de V, e o ângulo entre os hidrogênios vale aproximadamente 105° (forma angular).

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

Verifique que, nos dois exemplos acima, estamos admitindo que os pares eletrônicos livres (não ligantes) ocupam posições no espaço como se **aí existissem átomos reais**. Enfim, pares eletrônicos, ligantes ou não, repelem-se procurando um afastamento máximo entre si (ou seja, uma abertura angular máxima). Nessa situação, a repulsão elétrica entre os pares eletrônicos será **mínima** e, portanto, a estabilidade da molécula como um todo será **máxima**.

A teoria VSEPR pode ser aplicada também a íons. Como exemplo, temos:

O íon $SnC\ell_3^-$ tem estrutura espacial semelhante à do NH_3.

O íon NH_2^- tem estrutura espacial semelhante à do H_2O.

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

1.4. Macromoléculas covalentes

Outro exemplo interessante a considerar é o das **macromoléculas covalentes**, que são estruturas muito extensas, nas quais se encontra um número enorme de átomos reunidos por ligações covalentes. Como ilustração, podemos citar os casos do **diamante** e da **grafite**, a seguir.

Ronald James Gillespie

Nasceu em Londres em 1924. Graduou-se em Química em 1945 e doutorou-se em 1949 pela Universidade de Londres. Foi professor na Universidade de Hamilton, no Canadá. Trabalhou na síntese de novas substâncias de estrutura especial. Publicou a teoria da repulsão dos pares eletrônicos em 1957.

EXTRAÍDO DE "ATOMS, MOLECULES AND REACTIONS" – GILLESPIE, EATON HUNTINGTON AND ROBINSON

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

RAUL GONZALEZ PEREZ / PR-LATINSTOCK

ADILSON SECCO

Macromoléculas covalentes do diamante

(Representação esquemática sem escala; cores-fantasia.)
Ângulo entre as ligações ≃ 109°
Comprimento das ligações = 154 pm
(1 pm = 10^{-12} m)
O diamante é o sólido mais duro (difícil de ser riscado) que se conhece; não conduz eletricidade e tem densidade igual a 2,34 g/cm^3 (essa densidade indica estrutura cristalina **mais compacta**).

THOMAS J. PETERSON / ALAMY-OTHER IMAGES

ADILSON SECCO

Macromoléculas covalentes da grafite

(Representação esquemática sem escala; cores-fantasia.)
Ângulo entre as ligações = 120°
Comprimento das ligações:
– em cada "camada" de átomos, 141 pm;
– entre "camadas", 335 pm.
A grafite é um sólido mole (usado nos lápis); conduz a eletricidade e tem densidade igual a 2,25 g/cm^3 (essa densidade indica estrutura cristalina **menos compacta**).

1.5. Alotropia

Já vimos, na página 87, que:

> **Alotropia** é o fenômeno que ocorre quando um elemento químico forma duas ou mais substâncias simples diferentes.

Mencionamos também, na mesma página, a alotropia do elemento **oxigênio**, que forma duas substâncias simples: o **oxigênio** (O_2) e o **ozônio** (O_3). No caso do elemento oxigênio, a alotropia é decorrente da **atomicidade**, que é o número de átomos existentes em cada molécula.

Oxigênio Ozônio

(Representações esquemáticas sem escala; cores-fantasia.)

ADILSON SECCO

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

A alotropia do carbono

No item anterior vimos as estruturas do diamante e da grafite, que são duas formas alotrópicas do elemento químico carbono.

Podemos então dizer que a alotropia decorre ou da atomicidade da substância (como é o caso do O_2 e do O_3), ou da "arrumação" dos átomos no espaço (como é o caso do diamante e da grafite).

Em 1985, os cientistas Harold W. Kroto, L. F. Cure e Richard E. Smalley descobriram uma nova forma alotrópica do carbono, constituída por estruturas ocas, em forma de bola de futebol, com 60 átomos de carbono ligados entre si, como mostramos a seguir.

Essa estrutura esférica, com 60 vértices e 32 faces – sendo 20 hexágonos e 12 pentágonos regulares –, recebeu a sigla C_{60} e o nome **fulereno-60**. Depois descobriram-se novos fulerenos, com 32, 44, 50... 540 e 960 átomos de carbono. Sendo assim, podemos dizer que o carbono tem muitas formas alotrópicas.

FRIEDRICH SAURES / ALAMY-OTHER IMAGES

Estrutura do C_{60}. (Representação esquemática sem escala; cores-fantasia.)

N. N. SCHUSTER / F1ONLINE-OTHER IMAGES

A estrutura do C_{60} é semelhante à de uma bola de futebol.

Ainda com respeito ao carbono, pesquisas recentes levaram à produção dos chamados **nanotubos**. A estrutura mais simples de um nanotubo pode ser imaginada como resultado da própria estrutura da grafite (que é plana) "enrolada" de modo a formar um tubo extremamente pequeno. Os cientistas estão estudando várias aplicações para os nanotubos – desde fibras de alta resistência mecânica até como substitutos de componentes de silício usados atualmente em computadores.

LAGUNA DESIGN/SCIENCE PHOTO LIBRARY/LATINSTOCK

Nanotubo de carbono. (Representação esquemática sem escala; cores-fantasia.)

A alotropia do fósforo

Outro caso importante de alotropia é o do **fósforo**, que apresenta duas formas alotrópicas principais: o **fósforo branco** e o **fósforo vermelho**.

O fósforo branco, formado por moléculas P_4, é um sólido branco, de aspecto semelhante ao da cera, de densidade igual a 1,82 g/cm^3, que funde a 44 °C e ferve a 280 °C. É muito reativo (chega a pegar fogo quando exposto ao ar), sendo por isso conservado imerso em água. Quando o aquecemos em ausência de ar e a cerca de 300 °C, ele se converte lentamente em fósforo vermelho, que é mais estável (isto é, menos reativo).

SERGIO DOTTA JR. / CID

Pedaços de fósforo branco num béquer com água e fósforo vermelho num vidro de relógio.

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

O fósforo vermelho é um pó amorfo (isto é, não apresenta estrutura cristalina), de cor vermelho-escura, densidade de 2,38 g/cm^3 e temperatura de fusão de 590 °C; cada grão de pó é formado por milhões de moléculas P_4 unidas umas às outras, dando origem a uma **molécula muito extensa** (P_∞).

P
P
P

6. (Uespi) Observe as colunas abaixo.

I. SO_3	A. Tetraédrica
II. $PC\ell_5$	B. Linear
III. H_2O	C. Angular
IV. NH_4^+	D. Trigonal plana
V. CO_2	E. Bipirâmide trigonal

Qual das alternativas traz a relação correta entre a espécie química e a respectiva geometria?

a) IIA, VB, IIIC, ID, IVE
b) IVA, VB, IIIC, ID, IIE
c) IIA, IIIB, VC, ID, IVE
d) IVA, IIIB, VC, ID, IIE
e) IVA, VB, IIIC, IID, IE

7. (UFS-SE) Alotropia é o fenômeno que envolve diferentes substâncias:

a) simples, formadas pelo mesmo elemento químico.
b) compostas, formadas por diferentes elementos químicos.
c) simples, com a mesma atomicidade.
d) compostas, com a mesma fórmula molecular.
e) compostas, formadas pelos mesmos elementos químicos.

8. (UFF-RJ) O oxigênio, fundamental à respiração dos animais, e o ozônio, gás que protege a Terra dos efeitos dos raios ultravioleta da luz solar, diferem quanto:

a) ao número de prótons dos átomos que entram em suas composições.
b) ao número atômico dos elementos químicos que os formam.
c) à configuração eletrônica dos átomos que os compõem.
d) à natureza dos elementos químicos que os originam.
e) ao número de átomos que compõem suas moléculas.

Exercícios complementares

Registre as respostas em seu caderno

9. (PUC-SP) Em 1916, G. N. Lewis publicou o primeiro artigo propondo que átomos podem se ligar compartilhando elétrons. Esse compartilhamento de elétrons é chamado, hoje, de ligação covalente. De modo geral, podemos classificar as ligações entre átomos em três tipos genéricos: ligação iônica, ligação metálica e ligação covalente.

A alternativa que apresenta substâncias que contêm apenas ligações covalentes é:

a) H_2O, C (diamante), Ag e LiH.
b) O_2, $NaC\ell$, NH_3 e H_2O.
c) CO_2, SO_2, H_2O e Na_2O.
d) C (diamante), $C\ell_2$, NH_3 e CO_2.
e) C (diamante), O_2, Ag e $KC\ell$.

10. (FMTM-MG) A partir da análise das estruturas de Lewis, o par de substâncias que apresenta a mesma geometria molecular é:

(Dados: números atômicos H = 1, C = 6, N = 7, O = 8, P = 15, S = 16 e Cℓ = 17.)

a) $CH_3C\ell$ e SO_3.
b) NH_3 e SO_3.
c) $PC\ell_3$ e SO_3.
d) NH_3 e $PC\ell_3$.
e) NH_3 e $CH_3C\ell$.

11. (UFRGS-RS) O cloreto de titânio ($TiC\ell_4$) é um líquido incolor que se hidrolisa quando em presença do ar úmido e forma uma densa fumaça, processo utilizado na Primeira Guerra Mundial para produzir cortinas de fumaça. O cloreto de titânio pode apresentar um tipo de estrutura molecular:

a) tetraédrica.
b) trigonal plana.
c) angular.
d) linear.
e) bipiramidal.

12. (Unip-SP) Baseado na teoria da repulsão dos pares de elétrons na camada de valência, qual é a molécula que tem a geometria de uma pirâmide trigonal?

13. (EAFPJK-RS) A formação de um composto entre um átomo de número atômico 6 e dois átomos de número atômico 16 originará moléculas com geometria:

a) linear.
b) trigonal plana.
c) tetraédrica.
d) piramidal.
e) octaédrica.

14. (FEI-SP) Uma das preocupações com a qualidade de vida do nosso planeta é a diminuição da camada de ozônio, substância que filtra os raios ultravioleta do Sol, que são nocivos à nossa saúde. A única alternativa falsa referente ao ozônio é:

a) É uma molécula triatômica.
b) É uma forma alotrópica do gás oxigênio.
c) É uma substância molecular.
d) É um isótopo do elemento oxigênio.
e) Possui ligações covalentes.

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

2 Eletronegatividade/polaridade das ligações e das moléculas

2.1. Conceitos gerais

Já vimos que uma ligação covalente significa o compartilhamento de um par eletrônico entre dois átomos:

Quando os dois átomos são diferentes, no entanto, **é comum um deles atrair o par eletrônico compartilhado para o seu lado**. É o que acontece, por exemplo, na molécula HCℓ:

O cloro atrai o par eletrônico compartilhado para si. Nesse caso, dizemos que **o cloro é mais eletronegativo que o hidrogênio** e que a ligação covalente está polarizada, ou seja, é uma **ligação covalente polar**. É comum representar-se esse fato também da seguinte maneira:

$$\overset{\delta+}{H} \longleftrightarrow \overset{\delta-}{C\ell}$$

Na representação acima usa-se a letra grega minúscula δ (lê-se: **delta**) e uma flecha cortada indicando o sentido de deslocamento do par eletrônico. O sinal δ− representa a região da molécula de maior densidade eletrônica, e o sinal δ+, a região de menor densidade eletrônica. A molécula se comporta, então, como um **dipolo elétrico**, apresentando o que se convencionou chamar de **cargas parciais** – positiva (δ+) e negativa (δ−). A maior densidade eletrônica ao redor do cloro pode também ser representada espacialmente, como na figura ao lado.

ADILSON SECCO

(Representação esquemática sem escala; cores-fantasia.)

Evidentemente, quando os dois átomos são iguais, como acontece nas moléculas H_2 e $C\ell_2$, não há razão para um átomo atrair o par eletrônico mais do que o outro. Teremos, então, uma **ligação covalente apolar**.

Consequentemente, podemos definir:

> **Eletronegatividade** é a capacidade que um átomo tem de atrair para si o par eletrônico que ele compartilha com outro átomo em uma ligação covalente.

Baseando-se em medidas experimentais, o cientista Linus Pauling criou uma escala de eletronegatividade, que representamos na Tabela Periódica abaixo (esses valores não têm unidades):

ADILSON SECCO

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

Os elementos mais eletronegativos são os **halogênios** (especialmente o flúor, de eletronegatividade igual a 4,0), o **oxigênio** (3,5) e o **nitrogênio** (3,0). Os elementos das colunas B da Tabela Periódica têm eletronegatividades que variam de 1,2 (eletronegatividade do ítrio-Y) a 2,4 (eletronegatividade do ouro-Au).

É interessante também notar que a eletronegatividade de cada elemento químico está relacionada com seu potencial de ionização e sua eletroafinidade (ou afinidade eletrônica), já explicados na página 166, no estudo das propriedades periódicas dos elementos. Consequentemente, **a eletronegatividade é também uma propriedade periódica**, como podemos ver no gráfico abaixo:

ADILSON SECCO

No esquema ao lado, as setas indicam o aumento da eletronegatividade dos elementos (e a parte mais escura indica a localização dos elementos de maior eletronegatividade).

Podemos ainda dizer que, no sentido oposto das setas indicadas nesse esquema, a **eletropositividade** dos elementos aumenta, atingindo seu máximo nos metais alcalinos, que estão situados na coluna 1A. Observe que os gases nobres foram excluídos, porque não apresentam nem caráter negativo nem caráter positivo.

ADILSON SECCO

> A **eletropositividade** aumenta no sentido oposto da **eletronegatividade**, e vice-versa.

2.2. Ligações apolares e ligações polares

Uma decorrência importante do estudo da eletronegatividade dos elementos é que, em função da **diferença de eletronegatividade** (Δ) entre os átomos envolvidos, podemos classificar as ligações covalentes como (lê-se a letra grega Δ como **delta maiúscula**):

- **Ligações apolares:** são as que apresentam diferença de eletronegatividade igual a **zero** (ou muito próximo de zero). Exemplos:

$\underbrace{C\ell}_{3,0}-\underbrace{C\ell}_{3,0} \rightarrow \Delta = 3,0 - 3,0 = 0$

$\underbrace{H}_{2,1}-\underbrace{Te}_{2,1}-\underbrace{H}_{2,1} \rightarrow \Delta = 2,1 - 2,1 = 0$

- **Ligações polares:** são as que apresentam diferença de eletronegatividade diferente de zero. Exemplos:

$\underbrace{H}_{2,1}-\underbrace{C\ell}_{3,0} \rightarrow \Delta = 3,0 - 2,1 = 0,9$

$\underbrace{I}_{2,5}-\underbrace{F}_{4,0} \rightarrow \Delta = 4,0 - 2,5 = 1,5$

(Note que essa ligação é mais polar que a anterior.)

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

Agora é importante salientar o seguinte: **quando essa diferença ultrapassa o valor 1,7, a atração exercida por um dos átomos sobre o par eletrônico é tão grande que a ligação é, na verdade, uma ligação iônica**. Exemplos:

$$\underbrace{Na^+}_{0,9}\ \underbrace{C\ell^-}_{3,0} \rightarrow \Delta = 3,0 - 0,9 = 2,1 \quad \text{(Ligação iônica)}$$

$$\underbrace{K^+}_{0,8}\ \underbrace{F^-}_{4,0} \rightarrow \Delta = 4,0 - 0,8 = 3,2 \quad \text{(Ligação iônica)}$$

Consequentemente, podemos afirmar que existe uma **transição gradativa** entre as ligações covalentes e as iônicas, à proporção que o valor de Δ aumenta. Podemos, então, construir a seguinte tabela:

Diferença de eletronegatividade (Δ)	0,0	0,5	1,0	1,6	1,7	2,0	2,5	3,0
Porcentagem de caráter iônico da ligação	zero	6%	22%	47%	51%	63%	79%	89%

Ligações predominantemente covalentes ← → **Ligações predominantemente iônicas**

Aplicando essa ideia a alguns compostos ao longo da classificação periódica, temos:

Colunas	**1A**	**2A**	**3A**	**4A**	**5A**	**6A**	**7A**
Compostos	$NaC\ell$	$MgC\ell_2$	$A\ell C\ell_3$	$SiC\ell_4$	$PC\ell_5$	$SC\ell_2$	$C\ell_2$
Diferença de eletronegatividade de cada ligação	2,1	1,8	1,5	1,2	0,9	0,5	zero
Porcentagem de caráter iônico	67%	55%	43%	30%	19%	6%	zero

Como resumo geral temos, então, o seguinte esquema:

- Ligações
  - Covalentes
    - Apolares
    - Polares
  - Iônicas

Neste sentido aumenta a polaridade das ligações.

2.3. Momento dipolar

A polaridade das ligações, que acabamos de estudar, é um dos fatores que determinam a polaridade global de cada molécula. Vejamos, então, como se mede a polaridade das moléculas. As moléculas polares orientam-se sob a ação de um campo elétrico externo conforme a representação esquemática abaixo:

Sem a ação do campo elétrico, as moléculas polares se dispõem ao acaso.

Sob a ação do campo elétrico, as moléculas polares se orientam, procurando voltar seu lado positivo na direção das cargas negativas do campo elétrico, e vice-versa.

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

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

Consideremos inicialmente moléculas formadas por dois átomos. A capacidade de a molécula se orientar é maior ou menor dependendo da diferença de eletronegatividade e do comprimento da ligação entre os átomos. Por isso, a medida da polaridade das moléculas é feita pelo chamado **momento dipolar**, que é representado pela letra grega μ (lê-se mi).

> **Momento dipolar** (μ) é o produto do módulo da carga elétrica parcial (δ) pela distância entre os dois extremos de um dipolo.

$\mu = \delta d$

ADILSON SECCO

O momento dipolar é medido na unidade **debye** (**D**), que equivale a $3{,}33 \cdot 10^{-30}$ coulomb · metro. Temos a seguir alguns exemplos de momentos dipolares:

Composto	Diferença de eletronegatividade	Momento dipolar (D)
HF	1,9	1,91
HCℓ	0,9	1,03
HBr	0,7	0,79
HI	0,4	0,38

Na molécula, o momento dipolar pode ser mais bem representado pelo chamado **vetor momento dipolar**, em que a **direção** do vetor é a da reta que une os núcleos dos átomos; o **sentido** do vetor é o do átomo menos eletronegativo para o mais eletronegativo; e o **módulo** do vetor é igual ao valor numérico do momento dipolar. Para o HF, por exemplo, será mais preciso escrever: $\vec{\mu} = 1{,}91$ D.

ADILSON SECCO

UM POUCO DE FÍSICA

A ideia do **vetor momento dipolar** é fácil em moléculas diatômicas, como exemplificamos acima. Em moléculas mais complexas, porém, precisamos de um "cálculo vetorial", que podemos exemplificar de um modo simples com um problema de Física. Imaginemos um nadador atravessando um rio, partindo do ponto *A*, com velocidade $\vec{v}_1$, e pretendendo atingir o ponto *B*. Se a correnteza das águas do rio tem velocidade $\vec{v}_2$, o nadador irá chegar, de fato, ao ponto *C*. O **deslocamento real** do nadador foi, então, na **direção** *AC*, no **sentido** de *A* para *C* e com uma nova velocidade $\vec{v}$. Neste exemplo, a velocidade $\vec{v}$ representa a **soma vetorial** das velocidades $\vec{v}_1$ e $\vec{v}_2$, o que é representado por: $\vec{v} = \vec{v}_1 + \vec{v}_2$. É essa ideia que abordaremos no item seguinte.

ADILSON SECCO

2.4. Moléculas polares e moléculas apolares

Surge, agora, uma pergunta importante: quando uma molécula tem ligações polares, ela será obrigatoriamente polar? Nem sempre, como você poderá ver pelos exemplos seguintes.

- A molécula BeH_2 tem duas ligações polares, pois o hidrogênio é mais eletronegativo do que o berílio. No entanto, considerando que a molécula é **linear**, a atração eletrônica do hidrogênio "da esquerda" é **contrabalançada** pela atração do hidrogênio "da direita" e, como resultado final, teremos uma **molécula não polar** (ou **apolar**). Em outras palavras, a **resultante** dos dois vetores é nula.

ADILSON SECCO

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

- A molécula $BC\ell_3$ tem três ligações polares. No entanto, a disposição dos átomos na molécula faz com que os três vetores momento dipolar se anulem e, como resultado, a molécula é **apolar**.

- A molécula de água, por sua vez, tem forma de V (página 200). Somando os vetores momento dipolar $\vec{\mu}_1$ e $\vec{\mu}_2$, teremos, segundo o esquema abaixo, o **vetor resultante** ($\vec{\mu}$). Consequentemente: a molécula de água é **polar** ($\vec{\mu}$ = 1,84 D); o "lado" onde estão os hidrogênios é o mais eletropositivo (δ+); o "lado" do oxigênio é o mais eletronegativo (δ−). É por causa dessa polaridade que um filete de água que escorre de uma torneira pode ser desviado por um objeto eletrizado, como mostrado ao lado.

(Representação esquemática sem escala; cores-fantasia.)

- A molécula de amônia (NH_3) tem a forma de uma pirâmide trigonal, como já vimos na página 200. Nessa molécula, os vetores momento dipolar também não se anulam e, como resultado, **a molécula é polar** ($\vec{\mu}$ = 1,48 D). Junto aos hidrogênios, a molécula é mais eletropositiva (δ+); e, junto ao par eletrônico livre, ela é mais eletronegativa (δ−).

- A molécula do tetracloreto de carbono ($CC\ell_4$) tem forma de um tetraedro regular. Existem quatro ligações polares, mas os vetores se anulam; consequentemente, **a molécula é apolar** ($\vec{\mu}$ = 0). No entanto, bastaria trocar, por exemplo, um átomo de cloro por um de hidrogênio, para que a nova molécula ($CHC\ell_3$) fosse **polar**, isto é: quando os **vetores momento dipolar não se anulam**, a molécula será **polar**.

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

Outra maneira de analisar a polaridade de uma molécula é comparando os números de:

- pares eletrônicos ao redor do átomo central;
- átomos iguais ligados ao átomo central.

Se esses dois números forem **diferentes**, a molécula será **polar**. Por exemplo:

Há 4 pares eletrônicos.
Há 4 átomos iguais (H).

A molécula é **apolar**.

Há 4 pares eletrônicos.
Há 3 átomos iguais (H).

A molécula é **polar**.

É importante ainda comentar que a polaridade das moléculas influi nas propriedades das substâncias. Um exemplo importante é o da **miscibilidade** (ou **solubilidade**) das substâncias. A água e o álcool (etanol), que são **polares**, misturam-se em qualquer proporção. A gasolina e o querosene, que são **apolares**, também se misturam em qualquer proporção. Já a água (**polar**) e a gasolina (**apolar**) não se misturam. Daí a regra prática que diz:

> Substância **polar** tende a se dissolver em outra substância **polar** e substância **apolar** tende a se dissolver em outra substância **apolar**. Ou, de uma forma mais resumida, "semelhante dissolve semelhante".

ADILSON SECCO

A água e a gasolina não se misturam porque suas moléculas diferem na polaridade.

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

VOCÊ JÁ PAROU PARA PENSAR ?

> A miscibilidade entre as substâncias tem muitas implicações práticas. Assim, por exemplo, se estamos com as mãos sujas de graxa (material apolar), não adianta tentar lavar as mãos com água (substância polar). Só limparemos as mãos com auxílio de algum líquido também apolar, como a gasolina, o tíner etc.

Questões

Registre as respostas em seu caderno

a) De modo geral, como a eletronegatividade dos elementos químicos está relacionada com suas posições na Tabela Periódica?

b) Como se verifica, experimentalmente, se uma substância é polar ou apolar?

c) Sempre que forem estabelecidas ligações covalentes polares entre os átomos que compõem uma molécula, esta será polar? Por quê?

d) Qual é a regra prática que relaciona a miscibilidade das substâncias e suas polaridades?

e) Dê uma explicação para o fato de a água e o tetracloreto de carbono ($CC\ell_4$) não se misturarem.

Atividades práticas

Registre as respostas em seu caderno

ATENÇÃO

Não cheire nem experimente substância alguma utilizada nesta atividade.

1ª) Miscibilidade do óleo e do álcool (etanol) em água

Material

- 2 copos transparentes
- água
- óleo
- álcool (etanol)

Procedimento

- Coloque um pouco de água em um dos copos e adicione o mesmo volume de álcool.
- Anote as observações.
- Em outro copo, repita o procedimento adicionando óleo em vez de álcool.
- Anote as observações.

Perguntas

a) Em qual experimento a mistura resultante foi homogênea?

b) Relacione as observações feitas com as polaridades das substâncias utilizadas.

2ª) Estudando o comportamento do óleo e da água

Material

- 2 buretas (ou seringas sem êmbolo e sem agulha)
- 1 suporte universal
- 1 garra para fixação das buretas
- óleo
- água
- 1 bastão de vidro (ou canudo plástico)
- 1 pedaço de tecido de lã

Procedimento

- Fixe uma das buretas no suporte universal.
- Com a torneira da bureta fechada, preencha-a com cerca de 50 mL de água.
- Abra a torneira da bureta, de forma a obter um filete fino e uniforme de água.
- Atrite o bastão de vidro com o pedaço de lã por várias vezes.
- Aproxime o bastão do filete de água.
- Anote suas observações.
- Repita o procedimento utilizando óleo em vez de água.

Perguntas

a) Considerando o que você já estudou sobre o comportamento elétrico dos materiais, explique o que aconteceu com o bastão de vidro quando foi atritado com um pedaço de lã.

b) Houve alguma diferença entre as suas observações quando você utilizou água e quando utilizou óleo? Em caso afirmativo, quais foram?

c) Tente explicar suas observações, relacionando os resultados com a polaridade das moléculas da água e do óleo.

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

Exercícios básicos

Registre as respostas em seu caderno

Exercício resolvido

15. (UFF-RJ) Com base nas diferenças de eletronegatividade apresentadas no quadro abaixo, classifique as ligações indicadas conforme sejam iônicas, covalentes polares ou covalentes apolares. Justifique sua classificação.

Elemento	Eletronegatividade
Rb	0,8
Aℓ	1,5
H	2,1
Cℓ	3,0
N	3,0
F	4,0

a) Ligação Aℓ — F no fluoreto de alumínio.
b) Ligação H — Cℓ no ácido clorídrico.
c) Ligação N — Cℓ no cloreto de nitrogênio.
d) Ligação Rb — Cℓ no cloreto de rubídio.

Resolução

Considerando os valores dados na tabela, temos:

a) Na ligação Aℓ — F: $\Delta = 4{,}0 - 1{,}5 = 2{,}5 > 1{,}7$ (ligação iônica)

b) Na ligação H — Cℓ: $\Delta = 3{,}0 - 2{,}1 = 0{,}9 < 1{,}7$ (ligação covalente polar)

c) Na ligação N — Cℓ: $\Delta = 3{,}0 - 3{,}0 = 0$ (ligação covalente apolar)

d) Na ligação Rb — Cℓ: $\Delta = 3{,}0 - 0{,}8 = 2{,}2 > 1{,}7$ (ligação iônica)

16. (UFRGS-RS) Nas séries seguintes, a que contém o conjunto de compostos mais predominantemente iônicos é:

a) $A\ell_2S_3$ $CaBr_2$ KF
b) SnO_2 SnO K_2O
c) $A\ell Cl_3$ $CaC\ell_2$ MgSe
d) CuO BaS NaCℓ
e) CsF KF RbBr

17. (Unicap-PE) Qual dos compostos seguintes apresenta maior caráter covalente?

a) KBr
b) NaBr
c) $CaBr_2$
d) $MgBr_2$
e) $BeBr_2$

Exercício resolvido

18. (Unicenp-PR) A civilização moderna, com o seu consumo crescente de energia, que se utiliza da queima de carvão por usinas termoelétricas, de combustíveis fósseis derivados do petróleo, como gasolina e querosene, está fazendo aumentar a quantidade de dióxido de carbono na atmosfera, causando o efeito estufa. A respeito do dióxido de carbono, é correto afirmar que:

a) é uma substância polar, constituída de ligações covalentes polares.
b) é uma substância apolar, constituída de ligações covalentes polares.
c) é uma substância apolar, constituída de ligações covalentes apolares.
d) é uma substância apolar, constituída de ligações iônicas.
e) é uma substância polar, constituída de ligações covalentes apolares.

Resolução

A molécula do dióxido de carbono (CO_2) é linear (O = C = O). As ligações entre o carbono e os oxigênios são polares; no entanto, como os vetores momento dipolar se anulam, a molécula é apolar — o que equivale a dizer que a substância CO_2 é apolar.

Alternativa b.

19. (Mackenzie-SP) A alternativa que apresenta somente moléculas polares é:

Dados:

Número atômico:

H = 1; C = 6; N = 7; O = 8, P = 15; S = 16; Cℓ = 17

Tabela de eletronegatividade:

F > O > Cℓ = N > Br > I = C = S > P = H

a) N_2 e H_2.
b) H_2O e NH_3.
c) PH_3 e CO_2.
d) H_2S e $CCℓ_4$.
e) CH_4 e HCℓ.

20. (Unifor-CE) Dadas as fórmulas P_4, KF, N_2, HCℓ e H_2Se, representam substâncias de molécula apolar:

a) P_4 e HCℓ.
b) N_2 e P_4.
c) KF e P_4.
d) HCℓ e H_2Se.
e) KF e H_2Se.

Exercício resolvido

21. (Fatec-SP) São dados os números atômicos: H = 1, O = 8; C = 6; Cℓ = 17; S = 16. Indique o par de substâncias polares:

a) H_2O e CO_2.
b) $CCℓ_4$ e CH_4.
c) SO_2 e CH_4.
d) H_2O e $CCℓ_3H$.
e) CH_4 e H_2O.

Resolução

Neste teste encontramos a água, que é polar, e a substância $CCℓ_3H$, cuja molécula é um tetraedro irregular. A polaridade da ligação C—H é diferente das ligações C—Cℓ. Em consequência, os vetores momento dipolar **não se equilibram** e a molécula será polar.

ADILSON SECCO

Alternativa d.

22. (Unirio-RJ) Uma substância polar tende a se dissolver em outra substância polar. Com base nesta regra, indique como será a mistura resultante após a adição de bromo (Br_2) à mistura inicial de tetracloreto de carbono ($CCℓ_4$) e água (H_2O).

a) Homogênea, com o bromo se dissolvendo completamente na mistura.
b) Homogênea, com o bromo se dissolvendo apenas no $CCℓ_4$.
c) Homogênea, com o bromo se dissolvendo apenas na H_2O.
d) Heterogênea, com o bromo se dissolvendo principalmente no $CCℓ_4$.
e) Heterogênea, com o bromo se dissolvendo principalmente na H_2O.

23. (UFRGS-RS) A alternativa que apresenta, respectivamente, exemplos de substâncias com ligação iônica, covalente polar, covalente apolar e metálica é:

a) AgCℓ, O_2, H_2, Fe_2O_3.
b) $BeCℓ_2$, CO_2, CH_4, Fe.
c) $Ca(OH)_2$, HCℓ, O_3, SiC.
d) BF_3, Br_2, HF, Mn.
e) MgO, H_2O, I_2, Aℓ.

24. (Fuvest-SP) A figura mostra modelos de algumas moléculas com ligações covalentes entre seus átomos.

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

(Representações esquemáticas sem escala; cores-fantasia.)

Analise a polaridade dessas moléculas, sabendo que tal propriedade depende da:

- diferença de eletronegatividade entre os átomos que estão diretamente ligados (Nas moléculas apresentadas, átomos de elementos diferentes têm eletronegatividades diferentes.);
- forma geométrica das moléculas.

Dentre essas moléculas, pode-se afirmar que são polares apenas:

a) *A* e *B*.
b) *A* e *C*.
c) *A*, *C* e *D*.
d) *B*, *C* e *D*.
e) *C* e *D*.

Observação: Eletronegatividade é a capacidade de um átomo para atrair os elétrons da ligação covalente.

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

Exercícios complementares

Registre as respostas em seu caderno

25. (Ufac) As espécies químicas a seguir apresentam, respectivamente, ligações:

O_2, NaCℓ, HCℓ e Aℓ.

a) covalente apolar, iônica, covalente polar e metálica.
b) covalente apolar, covalente polar, iônica e metálica.
c) iônica, covalente apolar, covalente polar e metálica.
d) metálica, covalente polar, iônica e covalente apolar.
e) covalente polar, iônica, covalente apolar e metálica.

26. (UFRGS-RS) O momento dipolar é a medida quantitativa da polaridade de uma ligação. Em moléculas apolares, a resultante dos momentos dipolares referentes a todas as ligações apresenta valor igual a zero. Entre as substâncias covalentes abaixo:

I. CH_4
II. CS_2
III. HBr
IV. N_2

quais as que apresentam a resultante do momento dipolar igual a zero?

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

27. (UFPel-RS) Em abril de 1997, foi comemorado o centenário de descoberta do elétron. Considerando-se que a interação mais íntima entre os átomos que se ligam, na formação de compostos, é feita pelos seus elétrons mais externos, caracterizando, assim, o seu comportamento, a fórmula química provável, resultante da combinação entre átomos dos elementos K ($Z = 19$) e S ($Z = 16$), e o tipo de ligação que ocorre entre eles são, respectivamente:

a) K_2S — ligação iônica.
b) K_2S — ligação covalente polar.
c) K_2S — ligação covalente apolar.
d) KS — ligação iônica.
e) K_2S_2 — ligação covalente polar.

28. (UFRJ) Alguns materiais, quando submetidos a baixas temperaturas, podem apresentar supercondutividade, isto é, um fenômeno em que a resistência elétrica se iguala a zero.

Um material com essa característica é uma cerâmica que contém os óxidos HgO, CaO, BaO e CuO.

Disponha os óxidos HgO, CaO, BaO e CuO em ordem crescente de caráter covalente das suas ligações.

Justifique sua resposta, com base nos valores de eletronegatividade.

29. (PUC-PR) Observe as moléculas a seguir:

NH_3, $CHCℓ_3$, SO_3

Sua geometria molecular e polaridade são, respectivamente:

a) tetraédrica/polar; tetraédrica/polar; trigonal plana/polar.
b) piramidal/polar; tetraédrica/polar; trigonal plana/apolar.
c) trigonal plana/apolar; angular/polar; tetraédrica/apolar.
d) linear/polar; trigonal plana/polar; angular/polar.
e) piramidal/apolar; piramidal/apolar; linear/apolar.

30. (PUC-PR) Sabe-se que a interação entre átomos que se ligam, na formação de novas substâncias, é feita através de seus elétrons mais externos. Uma combinação possível entre o elemento *A* com a configuração eletrônica $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1$ e outro *B* ($Z = 16$) terá fórmula e ligação, respectivamente:

a) *AB* e ligação covalente apolar.
b) A_2B e ligação iônica.
c) A_2B_3 e ligação covalente polar.
d) AB_2 e ligação iônica.
e) A_2B e ligação covalente polar.

31. (Vunesp) Um elemento químico *A*, de número atômico 11, um elemento químico *B*, de número atômico 8, e um elemento químico *C*, de número atômico 1, combinam-se formando o composto *ABC*.

As ligações *A* — *B* e *B* — *C*, no composto, são, respectivamente:

a) covalente polar, covalente apolar.
b) iônica, iônica.
c) covalente polar, covalente polar.
d) iônica, covalente polar.
e) metálica, iônica.

(UFRJ) Com base nas informações a seguir, responda às questões 32 e 33.

Um professor decidiu decorar seu laboratório com um "relógio de Química" no qual, no lugar das horas, estivessem alguns elementos, dispostos de acordo com seus respectivos números atômicos, como mostra a figura.

ADILSON SECCO

32. Indique a hora que o relógio do professor marca quando:

a) o ponteiro dos minutos aponta para o elemento de menor número atômico e o ponteiro das horas aponta para o elemento mais eletronegativo;
b) o ponteiro dos minutos aponta para o metal alcalino terroso de menor raio atômico e o ponteiro das horas aponta para o gás nobre do segundo período.

33. Indique a fórmula mínima e o tipo de ligação do composto eletricamente neutro que é formado quando o relógio do professor marca:

a) nove horas;
b) sete horas e cinco minutos.

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

3 Oxidação e redução

Os fenômenos ou as reações de oxidação e redução, também chamados abreviadamente de oxirredução, oxi-red ou redox, são dos mais importantes na Química e dos mais frequentes em nosso cotidiano.

A combustão é o exemplo mais comum de oxirredução: quando um material qualquer pega fogo, ele reage com o oxigênio do ar, e nessa reação ocorre oxirredução. O fenômeno de oxirredução também está presente quando o ferro enferruja, quando as calças *jeans* descoram, quando se descolorem os cabelos com água oxigenada, quando as pilhas produzem eletricidade, e em muitas outras situações. Devemos lembrar também que a oxirredução é a reação de queima dos combustíveis, como acontece com a gasolina nos automóveis, o querosene nos aviões a jato etc.

GARRY GAY / PHOTOGRAPHER'S CHOICE-GETTY IMAGES

A combustão é um exemplo relativamente simples de reação de oxirredução.

NIELS ANDREAS / AGÊNCIA ESTADO

A fotossíntese feita pelas plantas é um processo de oxirredução mais complexo. É, porém, fundamental para a vida na Terra, pois a planta absorve CO_2 e libera O_2 para a atmosfera. (Parque Burle Marx, São Paulo, SP, 2006.)

MARCOS PERON/KINO

Processos de oxidação atuam no envelhecimento do nosso organismo. A Medicina apela, então, para antioxidantes, como a vitamina E. Na foto, alimentos ricos em vitamina E.

Do ponto de vista da estrutura da matéria, a oxirredução é apenas a **transferência de elétrons entre átomos**. Ora, considerando que já estudamos as ligações químicas – nas quais ocorrem **perdas, ganhos ou compartilhamento de elétrons** –, torna-se bastante oportuno detalharmos o fenômeno da oxirredução, partindo dos conceitos apresentados.

3.1. Conceitos de oxidação e de redução

Na formação de uma ligação iônica entre dois átomos neutros, um dos átomos **cede definitivamente** elétrons para o outro. Por exemplo:

Dizemos, então, que o sódio sofreu **oxidação** (perda de elétrons) e o cloro sofreu **redução** (ganho de elétrons). Evidentemente, os fenômenos de oxidação e redução são sempre **simultâneos**.

O significado primitivo da palavra **oxidação** foi o de **reação com o oxigênio**, como neste exemplo:

Nesse caso, o ferro também se oxidou (ou, em linguagem comum, "enferrujou").

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

Primitivamente, a palavra **redução** significou **volta ao estado inicial**; de fato, invertendo-se a reação anterior, o ferro volta à forma metálica inicial — isto é, se reduz.

Resumindo, dizemos atualmente que:

> **Oxidação** é a perda de elétrons.
>
> **Redução** é o ganho de elétrons.
>
> **Reação de oxirredução** é aquela em que há transferência de elétrons.

Nos exemplos anteriores, o cloro e o oxigênio são chamados **oxidantes**, porque **provocaram a oxidação** do sódio e do ferro, respectivamente. Ao contrário, o sódio e o ferro são chamados **redutores**, porque **provocaram a redução** do cloro e do oxigênio, respectivamente.

Os conceitos de oxidante e redutor não são exclusivos dos elementos químicos. Esses conceitos podem ser estendidos às **substâncias cujos átomos recebem ou cedem elétrons**. Por exemplo, na reação:

$$FeC\ell_2 \overset{\text{1 elétron}}{\curvearrowright} + C\ell \longrightarrow FeC\ell_3$$

Nesse caso, o $FeC\ell_2$ é também chamado **redutor**, pois encerra um átomo de ferro que irá ceder um elétron para o cloro.

Portanto, dizemos que:

> **Oxidante** é o elemento (ou substância) que provoca oxidações (ele próprio se reduzindo).
>
> **Redutor** é o elemento (ou substância) que provoca reduções (ele próprio se oxidando).

Cloro — um oxidante poderoso

O cloro e alguns de seus compostos têm caráter oxidante bastante forte. Isso lhes confere atividade bactericida e alvejante, aproveitada em muitas ocasiões:

- o **gás cloro** ($C\ell_2$) é usado para desinfetar a água que abastece as cidades e também para destruir bactérias nos processos de tratamento de esgotos domiciliares;
- a água sanitária (solução diluída de $NaC\ell O$) é usada como desinfetante domiciliar e para descolorir tecidos (como "manchar" calças *jeans*);
- **compostos de cloro** são utilizados para branquear a celulose usada na fabricação do papel e para o tratamento da água de piscinas.

FERNANDO FAVORETTO/CID

3.2. Conceito de número de oxidação

No caso dos compostos iônicos, chama-se **número de oxidação** ($N_{ox.}$) **a própria carga elétrica do íon**, ou seja, **o número de elétrons que o átomo perdeu ou ganhou**. Por exemplo:

- no $Na^+C\ell^-$ $\begin{cases} \text{para o } Na^+\text{: } N_{ox.} = +1 \\ \text{para o } C\ell^-\text{: } N_{ox.} = -1 \end{cases}$

- no $Fe^{2+}O^{2-}$ $\begin{cases} \text{para o } Fe^{2+}\text{: } N_{ox.} = +2 \\ \text{para o } O^{2-}\text{: } N_{ox.} = -2 \end{cases}$

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

E no caso dos compostos covalentes? Nesse caso, não há um átomo que perca e outro que ganhe elétrons, já que os átomos estão compartilhando elétrons. Entretanto, podemos estender o conceito de número de oxidação também para os compostos covalentes, dizendo que seria a **carga elétrica teórica que o átomo iria adquirir se houvesse quebra da ligação covalente, ficando os elétrons com o átomo mais eletronegativo**. Por exemplo, já sabemos que no HCℓ o cloro é mais eletronegativo que o hidrogênio e, em consequência, atrai o par eletrônico covalente para si.

Se, por influência de alguma força externa, houver a ruptura dessa ligação, é evidente que o par eletrônico ficará com o cloro, ou seja:

Em vista dessa possibilidade, dizemos que:

• no HCℓ
- para o hidrogênio: $N_{ox.} = +1$
- para o cloro: $N_{ox.} = -1$

Enfim, consultando a Tabela Periódica da página 205, você poderá prever o local da ruptura das ligações, contar o número de elétrons ganhos e perdidos pelos átomos e, assim, calcular seus números de oxidação. Por exemplo, para a água:

- para cada hidrogênio: $N_{ox.} = +1$
- para o oxigênio: $N_{ox.} = -2$

Note que o oxigênio, sendo mais eletronegativo que o hidrogênio, ficou com 2 elétrons (1 de cada hidrogênio); logo, $N_{ox.} = -2$. Cada hidrogênio, por sua vez, perdeu 1 elétron ($N_{ox.} = +1$).

Como mais um exemplo, citamos o caso do gás carbônico (CO_2):

Evidentemente, numa molécula covalente apolar, formada por átomos iguais, o número de oxidação de cada átomo será igual a zero, pois ambos exercem o mesmo domínio sobre o par eletrônico:

O que acabamos de dizer é comum a todas as substâncias simples (H_2, O_2, N_2 etc.).

Resumindo, podemos dizer que:

> Nos compostos iônicos, o número de oxidação é a carga elétrica do íon. Nos compostos moleculares, é a carga elétrica que o átomo iria adquirir se houvesse ruptura da ligação covalente, ficando os elétrons com o átomo mais eletronegativo.

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

De certa maneira, o conceito de número de oxidação substitui o antigo conceito de valência, criado na metade do século XIX, como explicamos na página 174.

Dado o conceito de número de oxidação, podemos ampliar o conceito de oxidação e redução dizendo:

> **Oxidação** é perda de elétrons ou aumento do número de oxidação de um elemento.
> **Redução** é ganho de elétrons ou diminuição do número de oxidação de um elemento.

Esquematicamente:

ADILSON SECCO

3.3. Números de oxidação usuais

É importante lembrar que:

- em um elemento ou uma substância simples:
  - **o número de oxidação é zero** (como no caso do H_2 ou de metais na sua forma reduzida: Fe°, Ag°, Av° etc.);
- nas substâncias compostas, temos os seguintes valores usuais:
  - **o número de oxidação do hidrogênio é sempre +1** (exceto nos hidretos metálicos, como NaH, CaH_2 etc., nos quais é −1);
  - **o número de oxidação do oxigênio é sempre −2** (exceto nos peróxidos, como H_2O_2, Na_2O_2 etc., nos quais é −1);
  - **o número de oxidação dos elementos das colunas A** da classificação periódica pode ser deduzido do próprio **número da coluna**, de acordo com a tabela a seguir:

Número da coluna	1A Metais alcalinos	2A Metais alcalinoterrosos	3A	4A	5A	6A Calcogênios	7A Halogênios
$N_{ox.}$ máximo (pela perda de elétrons)	+1	+2	+3	+4	+5	+6	+7
$N_{ox.}$ mínimo (pelo ganho de elétrons)				−4	−3	−2	−1

(Essa regra se torna óbvia se você lembrar que o número da coluna A coincide com o número de elétrons que o elemento possui em sua última camada eletrônica.)

3.4. Cálculo dos números de oxidação

É fácil calcular o número de oxidação de um elemento que aparece em uma substância, lembrando que **a soma dos números de oxidação de todos os átomos, numa molécula, é zero**, uma vez que ela é eletricamente neutra.

Vamos, por exemplo, calcular o número de oxidação do fósforo na substância H_3PO_4. Lembre-se de que H ($N_{ox.} = +1$); O ($N_{ox.} = -2$). Chamando de x o $N_{ox.}$ do fósforo e considerando o número de átomos de cada elemento, temos:

$$\overbrace{3 \cdot (+1)}^{H_3} + \overbrace{x}^{P} + \overbrace{4 \cdot (-2)}^{O_4} = 0, \text{ resultando: } \boxed{x = +5}$$

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

Consideremos outros exemplos:

$$\overbrace{Na_2}^{} \quad \overbrace{C}^{} \quad \overbrace{O_3}^{}$$
$$\overbrace{2 \cdot (+1)}^{} + \overbrace{x}^{} + \overbrace{3 \cdot (-2)}^{} = 0 \Rightarrow \boxed{x = +4} \quad (N_{ox.} \text{ do C})$$

$$\overbrace{K_2}^{} \quad \overbrace{Cr_2}^{} \quad \overbrace{O_7}^{}$$
$$\overbrace{2 \cdot (+1)}^{} + \overbrace{2x}^{} + \overbrace{7 \cdot (-2)}^{} = 0 \Rightarrow \boxed{x = +6} \quad (N_{ox.} \text{ do Cr})$$

É interessante notar que o mesmo elemento pode ter números de oxidação diferentes, quando aparece em compostos diferentes. O carbono, por exemplo, tem número de oxidação +4 no CO_2, −4 no CH_4, −2 no $CH_3C\ell$, e assim por diante.

3.5. O número de oxidação num íon composto

Para calcular o número de oxidação de um elemento formador de um íon composto, devemos lembrar que **a soma** dos números **de oxidação de todos os átomos, num íon composto, é igual à própria carga elétrica do íon**. Por exemplo:

$$\overbrace{Mn}^{} \quad \overbrace{O_4^{-}}^{}$$
$$\overbrace{x}^{} + \overbrace{4 \cdot (-2)}^{} = -1 \Rightarrow \boxed{x = +7}$$

$$\overbrace{P_2}^{} \quad \overbrace{O_7^{4-}}^{}$$
$$\overbrace{2x}^{} + \overbrace{7 \cdot (-2)}^{} = -4 \Rightarrow \boxed{x = +5}$$

$$\overbrace{N}^{} \quad \overbrace{H_4^{+}}^{}$$
$$\overbrace{x}^{} + \overbrace{4 \cdot (+1)}^{} = +1 \Rightarrow \boxed{x = -3}$$

Os metais e a oxirredução

São poucos os metais, como o ouro e a prata, que aparecem livres na natureza, isto é, aparecem já na forma metálica (em que o $N_{ox.}$ é zero). A grande maioria dos metais é encontrada em **minérios**, nos quais os metais estão em **formas oxidadas**. Assim, muitos minérios são **óxidos**, por exemplo:

- Fe_2O_3 — hematita ($N_{ox.}$ do ferro +3)
- $A\ell_2O_3$ — bauxita ($N_{ox.}$ do alumínio +3)
- SnO_2 — cassiterita ($N_{ox.}$ do estanho +4)

Outros minérios são sulfetos:

- PbS — galena ($N_{ox.}$ do chumbo +2)
- HgS — cinábrio ($N_{ox.}$ do mercúrio +2)

De certos óxidos, o metal é **reduzido à forma metálica**, com o auxílio do carvão:

$$Fe_2O_3 + 3\,C \longrightarrow 2\,Fe + 3\,CO$$

(aqui o ferro passa de $N_{ox.}$ +3 para zero)

Mas é interessante notar que a natureza frequentemente traz de forma espontânea os metais de volta à forma oxidada. É o que acontece quando o ferro enferruja:

$$4\,Fe + 3\,O_2 \text{ (do ar)} \longrightarrow 2\,Fe_2O_3$$

(aqui o ferro volta do $N_{ox.}$ zero para $N_{ox.}$ +3)

ANDRÉ VALENTIM / TYBA

Mina de bauxita ($A\ell_2O_3$). (Porto Trombetas, PA, 2002.)

JAVIER JAIME / CID

Amostra de cinábrio (HgS).

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

Questões

Registre as respostas em seu caderno

a) Compare os conceitos de "oxidação" e "redução" e os de "oxidante" e "redutor".

b) Todas as reações químicas envolvem processos de oxirredução?

c) As substâncias iônicas são sempre formadas a partir de reações que envolvem processos de oxirredução?

d) Todas as reações de oxidação e redução ocorrem com a participação do elemento oxigênio?

e) O processo de redução pode ocorrer independentemente da ocorrência de um processo de oxidação?

Atividade prática

Registre as respostas em seu caderno

Estudando a formação da ferrugem

Material

- 1 tubo de ensaio (ou copo de vidro transparente)
- 1 placa de Petri (ou prato fundo)
- 1 bastão de vidro (ou garfo)
- 1 pedaço pequeno de palha de aço

Procedimento

- Umedeça o pedaço de palha de aço e coloque-o dentro do tubo de ensaio.
- Utilizando o bastão de vidro, espalhe o pedaço de palha de aço no fundo do tubo, de forma que ele não fique compactado, mas ocupe cerca de $\frac{1}{3}$ do volume do tubo.
- Coloque água na placa de Petri até cerca de $\frac{3}{4}$ de seu volume.
- Inverta o tubo e coloque-o na placa de Petri.
- Faça um desenho que caracterize o sistema no estado inicial.
- Deixe o sistema montado por um ou dois dias.
- Após esse intervalo de tempo, faça um novo desenho que caracterize o sistema no estado final.

Perguntas

a) Quais as diferenças entre as observações feitas para o estado inicial e o final do sistema estudado?

b) Como você explica o que ocorreu com o nível da água no estado final?

c) Considerando que a palha de aço é praticamente constituída só de ferro e analisando suas observações, explique a formação da ferrugem.

d) Qual substância poderia ter sofrido oxidação durante o processo? E redução?

e) Qual seria a substância oxidante? E a redutora?

Exercícios básicos

Registre as respostas em seu caderno

Exercício resolvido

34. Quais são os números de oxidação do iodo nas substâncias I_2, NaI, $NaIO_4$ e $A\ell I_3$?

Resolução

- No I_2, o $N_{ox.}$ do iodo é $\boxed{\text{zero}}$.
- No NaI, temos Na^+I^- e, portanto, o $N_{ox.}$ do iodo é $\boxed{-1}$.
- No $\underbrace{Na}_{+1}\ \underbrace{I}_{+x}\ \underbrace{O_4}_{+(-2)\cdot 4}$:

$$+1 + x + (-2)\cdot 4 = 0 \Rightarrow x = \boxed{+7}.$$

- No $A\ell I_3$, temos $A\ell^{3+}\,(I^-)_3$. Portanto, o $N_{ox.}$ do iodo é $\boxed{-1}$.

35. (Mackenzie-SP)

$NaC\ell O_3$, $NaC\ell$, $NaC\ell O$, $C\ell_2$

O número de oxidação do cloro, nas substâncias formuladas acima, é, respectivamente:

a) +1, +7, −1 e −1.
b) +5, −1, +1 e zero.
c) +5, +7, zero e −2.
d) +7, +1, −1 e zero.
e) +4, −1, zero e zero.

Dado: número atômico Na = 11.

36. (Vunesp) Indique, dentre as substâncias apresentadas, a que contém nitrogênio com número de oxidação mais elevado.

a) N_2 b) NaN_3 c) N_2O_3 d) $NH_4C\ell$ e) HNO_3

37. (Vunesp) O filme *Erin Brockowich* é baseado num fato em que o emprego de crômio hexavalente numa usina termoelétrica provocou um número elevado de casos de câncer entre os habitantes de uma cidade vizinha.

Com base somente nessa informação, dentre os compostos de fórmulas:

$CrC\ell_3$	CrO_3	Cr_2O_3	K_2CrO_4	$K_2Cr_2O_7$
(1)	(2)	(3)	(4)	(5)

pode-se afirmar que **não** seriam potencialmente cancerígenos:

a) o composto 1, apenas.
b) o composto 2, apenas.
c) os compostos 1 e 3, apenas.
d) os compostos 1, 2 e 3, apenas.
e) os compostos 2, 4 e 5, apenas.

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

38. (Vunesp) Nas substâncias $CaCO_3$, CaC_2, CO_2, C (grafite) e CH_4, os números de oxidação do carbono são, respectivamente:

a) −4 +1 +4 0 +4
b) +4 −1 +4 0 −4
c) −4 −2 0 +4 +4
d) +2 −2 +4 0 −4
e) +4 +4 +4 +4 +4

39. (Vunesp) No mineral perovskita, de fórmula mínima $CaTiO_3$, o número de oxidação do titânio é:

a) +4. b) +2. c) +1. d) −1. e) −2.

Exercício resolvido

40. Quais os números de oxidação dos elementos que estão em negrito nos íons abaixo?

a) $\mathbf{IO_3^-}$ b) $\mathbf{MnO_3^{2-}}$ c) $\mathbf{CrO_4^{2-}}$ d) $\mathbf{PtC\ell_6^{2-}}$

Resolução

a) IO_3^-

$\{x + (-2) \cdot 3 = -1 \Rightarrow \boxed{x = +5}$

b) MnO_3^{2-}

$\{x + (-2) \cdot 3 = -2 \Rightarrow \boxed{x = +4}$

c) CrO_4^{2-}

$\{x + (-2) \cdot 4 = -2 \Rightarrow \boxed{x = +6}$

d) $PtC\ell_6^{2-}$

$\{x + (-1) \cdot 6 = -2 \Rightarrow \boxed{x = +4}$

41. (Unigranrio-RJ) Nos íons SO_4^{2-} e SO_3^{2-}, os números de oxidação do enxofre são, respectivamente:
(Dados: S, $Z = 16$; O, $Z = 8$.)

a) +6 e +4.
b) −4 e −3.
c) zero e zero.
d) −2 e −2.
e) +4 e +6.

42. (UFU-MG) Os números de oxidação do boro, iodo e enxofre nas espécies químicas $H_2BO_3^-$, IO_4^- e HSO_4^- são, respectivamente:

a) +4, +8, +7.
b) +3, +7, +8.
c) +3, +7, +6.
d) +4, +5, +6.
e) +2, +6, +5.

Exercício resolvido

43. Indique, na equação abaixo, qual é o oxidante e qual é o redutor:

$$SnC\ell_2 + C\ell_2 \longrightarrow SnC\ell_4$$

Resolução

O estanho (Sn) é o **redutor**, pois sofreu oxidação de +2 para +4; por extensão, dizemos que o redutor é o $SnC\ell_2$. O cloro ($C\ell_2$) é o **oxidante**, pois sofreu redução de zero para −1.

44. (UCB-DF) Numa transformação química, o estanho teve seu número de oxidação aumentado em quatro unidades, segundo a equação:

$$Sn \longrightarrow Sn^{4+}$$

Nessa equação, o estanho:

a) ganhou quatro prótons.
b) ganhou quatro elétrons.
c) perdeu quatro prótons.
d) perdeu quatro elétrons.
e) perdeu dois prótons e dois elétrons.

45. (PUC-RS) Em relação à equação de oxidação-redução não balanceada $Fe^0 + CuSO_4 \longrightarrow Fe_2(SO_4)_3 + Cu^0$, pode-se afirmar que o:

a) número de oxidação do cobre no sulfato cúprico é +1.
b) átomo de ferro perde 2 elétrons.
c) cobre sofre oxidação.
d) ferro é o agente oxidante.
e) ferro sofre oxidação.

Exercícios complementares

Registre as respostas em seu caderno

46. (Ufac) O número de oxidação do átomo de nitrogênio nos compostos: N_2O_5; NO; HNO_3 e $NaNO_2$ é, respectivamente:

	N_2O_5	NO	HNO_3	$NaNO_2$
a)	+5	+1	+3	+2
b)	+2	+1	+1	+1
c)	+5	+2	+4	+3
d)	+1	+2	+3	+4
e)	+5	+2	+5	+3

47. (UGF-RJ) Os números de oxidação dos halogênios nos compostos KBr, $NaIO_3$, F_2 e $C\ell_2O_3$ são, respectivamente:

a) −1, +5, 0, +3.
b) −1, −5, −2, −3.
c) +1, −1, −2, +2.
d) +1, +3, 0, +5.
e) −1, −1, −1, −1.

48. (UFV-MG) A substância na qual o manganês apresenta maior número de oxidação é:

a) K_2MnO_4.
b) $KMnO_4$.
c) MnO_2.
d) Mn.
e) $MnSO_4$.

49. (UFMG-Adaptado) Dentre os vários usos de cloro no cotidiano, destaca-se o do sal comum (NaCℓ) na culinária, o de hipoclorito como alvejante de roupas e agente [desinfetante]. Os estados de oxidação do cloro nas substâncias $C\ell O_3^-$; $C\ell^-$; $C\ell O^-$; $C\ell O_4^-$ e ICℓ são, respectivamente:

a) (+5), (+1), (+2), (+7), (+1).
b) (+6), (−1), (+1), (+3), (−1).
c) (−3), (+1), (+1), (−1), (+1).
d) (+5), (−1), (+1), (+7), (−1).
e) (−5), (−2), (+1), (+7), (+1).

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

50. (UFRGS-RS) No ânion tetraborato, $B_4O_7^{2-}$, o número de oxidação do boro é igual a:

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

51. (UVA) Na obtenção do ferro metálico a partir da hematita, uma das reações que ocorrem nos altos-fornos é:

$$Fe_2O_3 + 3\ CO \longrightarrow 2\ Fe + 3\ CO_2$$

Pela equação, pode-se afirmar que o agente redutor e o número de oxidação do metal no reagente são, respectivamente:

a) CO_2 e zero.
b) CO e +3.
c) Fe_2O_3 e +2.
d) Fe e −2.

52. (FCC-BA) Qual das equações seguintes representa uma reação de oxirredução?

a) $Ag^+ + I^- \longrightarrow AgI$
b) $NaI \longrightarrow Na^+ + I^-$
c) $Ag^+ + Na \longrightarrow Na^+ + Ag$
d) $A\ell^{3+} + 3\ OH^- \longrightarrow A\ell(OH)_3$
e) $HCO_3^- + H^+ \longrightarrow CO_2 + H_2O$

53. (Mackenzie-SP) $2\ KMnO_4 + 16\ HC\ell \longrightarrow$
$\longrightarrow 2\ KC\ell + 2\ MnC\ell_2 + 8\ H_2O + 5\ C\ell_2$

Na equação dada, é correto afirmar que:

a) o $KMnO_4$ é o agente oxidante.
b) o cloro do $HC\ell$ se reduz.
c) o $HC\ell$ é o agente oxidante.
d) o Mn do $KMnO_4$ se oxida.
e) o potássio do $KMnO_4$ sofre oxidação.

4 Forças (ou ligações) intermoleculares

VOCÊ JÁ PAROU PARA PENSAR ?

O álcool evapora mais rapidamente do que a água. Certos insetos andam sobre a água. A cola adere. Surge então a pergunta: como, por meio do mundo microscópico dos átomos e moléculas, explicamos o que vemos em nossa vida diária?

Em condições ambientes, os compostos iônicos são sólidos, por causa das forças elétricas de atração entre seus cátions e ânions. Do mesmo modo, os metais são quase todos sólidos, devido à forte união que a ligação metálica exerce sobre seus átomos. Já as substâncias covalentes podem ser sólidas, líquidas ou gasosas; isso prova que entre suas moléculas podem existir forças de atração maiores ou menores. São exatamente essas forças ou ligações entre as moléculas (intermoleculares) que iremos estudar neste item.

4.1. Forças (ou ligações) dipolo-dipolo

Quando uma molécula é polar, como, por exemplo, $HC\ell$, ela apresenta uma extremidade mais eletropositiva e outra mais eletronegativa.

Dizemos, então, que a molécula polar é um **dipolo elétrico permanente**, que pode ser representado da seguinte forma:

Molécula de $HC\ell$

ADILSON SECCO

Evidentemente, a "parte positiva" de uma molécula passa a atrair a "parte negativa" da molécula vizinha e assim sucessivamente. Essas forças de coesão recebem o nome de **forças** (ou **ligações**) **dipolo-dipolo**, ou ainda **dipolo permanente-dipolo permanente**.

ADILSON SECCO

(Representação sem escala; cores-fantasia.)

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

4.2. Ligações de hidrogênio (ou pontes de hidrogênio)

Um caso extremo de atração dipolo-dipolo ocorre quando temos o **hidrogênio** ligado a átomos pequenos e fortemente eletronegativos, especialmente o **flúor**, o **oxigênio** e o **nitrogênio**. A forte atração que se estabelece entre o hidrogênio e esses elementos chama-se **ligação de hidrogênio** (ou **ponte de hidrogênio**), e existe fundamentalmente nos estados sólido e líquido.

No esquema abaixo, representamos a estrutura da água no estado líquido, na qual as ligações de hidrogênio estão indicadas por linhas tracejadas. Por esse motivo, alguns químicos sugerem que a água deveria ser representada por $(H_2O)_n$, o que indica um agrupamento de n moléculas de água.

Estrutura da água no estado líquido

ADILSON SECCO

(Representação sem escala; cores-fantasia.)

Enquanto a água no estado líquido tem suas moléculas dispostas tridimensionalmente, mas de uma forma mais ou menos desorganizada, o gelo tem as suas moléculas arrumadas numa grade cristalina espacial, organizada e **mais espaçada** do que a água no estado líquido. Disso resulta o fato de o gelo ser **menos denso** do que a água no estado líquido (de fato, o gelo flutua na água, como podemos ver num copo com água e pedras de gelo).

Estrutura do gelo

ADILSON SECCO

(Representação sem escala; cores-fantasia.)

KEN WAGNER/PHOTOTAKE/ALAMY/OTHER IMAGES

Cristais de gelo vistos ao microscópio de luz polarizada. Imagem colorizada artificialmente. Diâmetro aproximado de 1 mm.

Outra consequência importante das ligações de hidrogênio existentes na água é sua alta **tensão superficial**. As moléculas que estão no interior do líquido atraem todas as moléculas vizinhas e são atraídas por elas, de tal modo que essas forças se equilibram; já as moléculas da superfície só são atraídas pelas moléculas "de baixo" e "dos lados"; consequentemente, essas moléculas se atraem mais fortemente e criam uma película semelhante a uma película elástica na superfície da água (isso ocorre com todos os líquidos; estamos apenas dizendo que o fenômeno é particularmente intenso na água).

ADILSON SECCO

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

A tensão superficial da água explica vários fenômenos, como os exemplos abaixo.

DIGITAL VISION/GETTY IMAGES

A **forma esférica** das gotas de água deve-se à **tensão superficial**.

MJF99/SHUTTERSTOCK

Alguns insetos **andam sobre a água** devido à **tensão superficial**.

4.3. Forças (ou ligações) de van der Waals (ou de London)

Logicamente, tudo o que acabamos de explicar não se aplica às **moléculas apolares**, como H_2, F_2, $C\ell_2$, O_2, CO_2, $CC\ell_4$ etc. (nem aos gases nobres, que são formados por átomos isolados). Não havendo atração elétrica entre essas moléculas, elas deveriam permanecer sempre afastadas, o que equivale a dizer: **no estado gasoso**. No entanto, muitas substâncias apolares são líquidas, e mesmo quando gasosas (como H_2, F_2, $C\ell_2$ etc.) elas podem ser liquefeitas e solidificadas em temperaturas muito baixas. Surge, então, a pergunta: quais são as forças que mantêm unidas as moléculas apolares? São as chamadas **forças de van der Waals**, ou **forças de dispersão de London**, que são cerca de dez vezes mais fracas do que as forças dipolo-dipolo, e resultam do seguinte: mesmo sendo apolar, a molécula contém muitos elétrons, que se movimentam rapidamente. Pode acontecer, num dado instante, de uma molécula estar com **mais elétrons de um "lado" que do outro**; essa molécula estará, então, momentaneamente polarizada e, por **indução elétrica**, irá provocar a polarização de uma molécula vizinha (**dipolo induzido**), resultando uma atração fraca entre ambas. Essa atração é a **força de van der Waals** ou **força de London**, ou ainda **dipolo instantâneo-dipolo induzido**.

Uma distorção momentânea na eletrosfera cria um **dipolo instantâneo** na primeira molécula $\xrightarrow{\text{que provoca}}$ um **dipolo induzido** na segunda molécula.

ADILSON SECCO

(Representação esquemática sem escala; cores-fantasia.)

KLAUS GULDBRANDSEN/SCIENCE PHOTO LIBRARY/LATINSTOCK

Certas colas conseguem **colar dois objetos** em virtude de **forças intermoleculares** que se formam entre suas moléculas e as moléculas da superfície do objeto.

FERNANDO FAVORETTO/CRIAR IMAGEM

As lagartixas **andam nos tetos e nas paredes** em virtude das **forças de van der Waals**, que dão a aderência entre suas patas e a superfície por onde caminham.

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

OBSERVAÇÃO

Do mesmo modo que já falamos em raio atômico (página 162), podemos falar também em **raio de van der Waals**, para sólidos moleculares. Na figura ao lado, representamos duas moléculas de iodo (I_2) no estado sólido; a metade da distância entre dois núcleos, dentro da molécula (266 pm : 2 = 133 pm), é o raio covalente; a metade da distância entre dois núcleos de **moléculas vizinhas** (430 pm : 2 = 215 pm) é o **raio de van der Waals**.

ADILSON SECCO

(Representação esquemática em cores-fantasia.)

4.4. Relação entre as ligações e as propriedades das substâncias

Completando as ideias apresentadas neste capítulo, podemos dizer que, de um modo geral:

- as **ligações químicas** (iônica, covalente e metálica) que existem **nas moléculas** ou **agregados iônicos** (intramoleculares) são **fortes** e responsáveis pelas **propriedades químicas** das substâncias;
- as **ligações intermoleculares** (dipolo-dipolo, ligações de hidrogênio e forças de van der Waals), que ocorrem **entre as moléculas**, são **mais fracas**. Elas são responsáveis pelas **propriedades físicas** das substâncias.

Um resumo da correlação entre as propriedades físicas das substâncias e os vários tipos de ligação é dado na tabela seguinte.

	Ligação metálica	Ligação iônica	Ligação covalente (molecular)	
			polar	apolar
Partículas formadoras	Átomos e cátions	Íons	Moléculas	Moléculas
Atração entre as partículas	Pelos elétrons livres	Eletrostática	Dipolo-dipolo ou ligação de hidrogênio	van der Waals (London)
Estado físico à temperatura ambiente	Sólido (exceção comum, mercúrio)	Sólido	Líquido (ou sólido, quando tem moléculas grandes)	Gasoso (ou líquido, quando tem moléculas grandes)
Pontos de fusão e de ebulição	Em geral, altos	Em geral, altos	Baixos	Muito baixos
Condutividade elétrica	Alta (no estado sólido e líquido), **sem alteração da substância**	Alta (fundidos ou em solução), **com decomposição da substância (eletrólise)**	Praticamente nula quando pura. Ou condutora, quando em soluções apropriadas ($HC\ell$ em H_2O)	Nula
Dureza	Dura, porém maleável e dúctil	Dura, porém quebradiça	—	—
Solubilidade em solventes comuns	Insolúvel	Em geral, solúvel em **solventes polares**	Em geral, solúvel em **solventes polares**	Em geral, solúvel em **solventes apolares**

Questões Registre as respostas em seu caderno

a) As ligações de hidrogênio são estabelecidas entre quaisquer moléculas formadas pelo elemento hidrogênio?

b) Os aglomerados iônicos estabelecem entre si interações do tipo dipolo-dipolo?

c) As ligações de van der Waals são estabelecidas entre moléculas polares?

d) Qual é a relação entre as ligações químicas e as ligações intermoleculares com as propriedades das substâncias?

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

Atividade prática

Registre as respostas em seu caderno

Comparando a viscosidade de alguns líquidos

Material

- uma proveta de 100 mL ou cilindro de vidro graduado
- um cronômetro
- 8 bolinhas de vidro de mesmo tamanho
- água e xarope de milho

Procedimento

Estudando a viscosidade da água

- Encha a proveta com água até o volume de 100 mL.
- Deixe o cronômetro pronto para ser acionado.
- Simultaneamente, solte o cronômetro e jogue uma bolinha de vidro na água.
- Marque o tempo que a bolinha demorou para chegar ao fundo do recipiente.
- Anote os resultados.
- Repita o procedimento mais três vezes usando outras três bolinhas de vidro.

Estudando a viscosidade do xarope de milho

Repita o procedimento descrito utilizando xarope de milho em vez de água.

Perguntas

a) Construa uma tabela informando o tempo, em sua experiência, que a bolinha levou para chegar ao fundo do recipiente nos quatro testes realizados tanto para a água como para o xarope de milho. Em seguida, calcule a média dos tempos obtidos para cada um dos líquidos.

b) Qual dos líquidos ofereceu mais resistência à passagem das bolinhas de vidro?

c) Considerando que quanto maior a viscosidade de um líquido maior será a dificuldade de um material sólido para atravessá-lo, diga qual dos líquidos estudados é o mais viscoso.

Adaptado de: <http://www.seed.slb.com/labcontent.aspx?id=9488>. Acesso em: jan. 2010.

Exercícios básicos

Registre as respostas em seu caderno

Exercício resolvido

54. (Unicamp-SP) As pontes de hidrogênio formadas entre moléculas de água $H\ddot{O}H$ podem ser representadas conforme modelo abaixo.

Com base nesse modelo, represente as pontes de hidrogênio que existem entre moléculas de amônia, $\ddot{N}H_3$.

Resolução

A água tem dois pares de elétrons livres e pode apresentar uma arrumação espacial como a apresentada no enunciado. O NH_3 tem somente um par de elétrons livres e consequentemente só poderá apresentar uma arrumação linear como mostramos abaixo:

55. (Ceeteps-SP) Um *iceberg* é composto por moléculas de água que se mantêm fortemente unidas por meio de interações do tipo:

a) dipolo induzido-dipolo permanente.
b) dipolo instantâneo-dipolo induzido.
c) ligações covalentes dativas.
d) ligações covalentes.
e) ligações de hidrogênio.

56. (UFSM-RS) A temperatura de ebulição das substâncias normalmente aumenta à medida que aumenta a sua massa molecular. Analisando o gráfico, que mostra a temperatura de ebulição (T.E.) de ácidos halogenídricos, percebe-se que o HF tem um comportamento anômalo.

ADILSON SECCO

Esse comportamento do ácido fluorídrico pode ser atribuído a(à):

a) fortes ligações covalentes entre os átomos.
b) formação de cristais covalentes.
c) interações do tipo forças de van der Waals.
d) interações do tipo pontes de hidrogênio.
e) fortes ligações iônicas entre os átomos.

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

Exercício resolvido

57. (EEM-SP) As substâncias, dadas pelas suas fórmulas moleculares, CH_4, H_2S e H_2O estão em ordem crescente de seus pontos de ebulição. Explique por que, do ponto de vista estrutural, esses compostos estão nessa ordem.

Resolução

Porque o CH_4 é covalente apolar; entre suas moléculas há forças de van der Waals, que têm pouca intensidade. O H_2S é covalente polar; entre suas moléculas há forças dipolo-dipolo, que já são um pouco mais intensas. Finalmente, o H_2O é covalente e fortemente polar; entre suas moléculas há ligações de hidrogênio, que são ligações bem mais intensas do que as anteriores.

58. (PUC-MG) Observe as duas colunas a seguir.

Substância	Ligação
1. Ne	A. iônica
2. Fe	B. covalente polar
3. NH_3	C. covalente apolar
4. KF	D. metálica
5. O_2	E. van der Waals

Considerando os tipos de ligações para as espécies químicas, qual das alternativas traz a associação correta?

a) 4A – 3B – 2C – 5D – 1E
b) 3A – 4B – 5C – 1D – 2E
c) 5A – 2B – 1C – 4D – 3E
d) 4A – 3B – 5C – 2D – 1E
e) 4A – 5B – 3C – 1D – 2E

59. (UFMG) Analise este gráfico, em que está representada a variação da temperatura de fusão e da temperatura de ebulição em função da massa molar para F_2, $C\ell_2$, Br_2 e I_2, a 1 atm de pressão:

Considerando-se as informações contidas nesse gráfico e outros conhecimentos sobre o assunto, é **correto** afirmar que:

a) a temperatura de fusão das quatro substâncias está indicada na curva 1.
b) as interações intermoleculares no $C\ell_2$ são dipolo permanente-dipolo permanente.
c) as interações intermoleculares no F_2 são menos intensas que no I_2.
d) o Br_2 se apresenta no estado físico gasoso quando a temperatura é de 25 °C.

Exercício resolvido

60. (Unicamp-SP) Considere os processos I e II representados pelas equações:

$$H_2O\ (\ell) \xrightarrow{I} H_2O\ (g) \xrightarrow{II}$$
$$\xrightarrow{II} 2\ H\ (g) + O\ (g)$$

Indique quais ligações são rompidas em cada um desses processos.

Resolução

Em (I), são rompidas as ligações de hidrogênio existentes na água líquida, permitindo sua passagem para o estado gasoso. Em (II), são rompidas as ligações covalentes entre o hidrogênio e o oxigênio (H — O — H), "quebrando" as moléculas de água e dando origem ao hidrogênio e ao oxigênio.

61. (Unip-SP) O principal tipo de forças atrativas que deve ser vencido para sublimar o gelo-seco (CO_2 sólido) é:

a) ligação covalente.
b) forças de London (entre dipolos temporários).
c) forças entre dipolos permanentes (devido à diferença de eletronegatividade).
d) ligação coordenada.
e) ligação iônica.

62. (UFS-SE) Quando um gás nobre sofre liquefação, seus átomos ficam unidos uns aos outros por ligações químicas denominadas:

a) covalentes.
b) iônicas.
c) metálicas.
d) pontes de hidrogênio.
e) Van der Waals.

Exercício resolvido

63. (EEM-SP) Uma substância *A* conduz a corrente elétrica quando fundida ou quando em solução aquosa. Outra substância, *B*, só a conduz em solução de solvente apropriado. E uma terceira, *C*, a conduz no estado sólido. Qual o tipo de ligação existente em cada uma das substâncias *A*, *B* e *C*?

Resolução

A **substância *A*** é **iônica**, sendo seus íons os responsáveis pela condução da corrente elétrica, seja fundida ou em solução. A **substância *B*** é **covalente polar**, pois necessita de um solvente apropriado que lhe provoque a formação de íons. A **substância *C*** é **metálica**, pois conduz a corrente elétrica no estado sólido.

64. (Cesgranrio-RJ) Analise o tipo de ligação química existente nas diferentes substâncias: $C\ell_2$, HI, H_2O e $NaC\ell$. A alternativa que as relaciona em ordem crescente de seu respectivo ponto de fusão é:

a) $C\ell_2 < HI < H_2O < NaC\ell$.
b) $C\ell_2 < NaC\ell < HI < H_2O$.
c) $NaC\ell < C\ell_2 < H_2O < HI$.
d) $NaC\ell < H_2O < HI < C\ell_2$.
e) $HI < H_2O < NaC\ell < C\ell_2$.

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

Exercício resolvido

65. (Unifor-CE) Dentre os elementos abaixo, o que deve apresentar menor temperatura de ebulição sob pressão ambiente é o:

a) sódio.
b) ferro.
c) oxigênio.
d) bromo.
e) iodo.

Resolução

O oxigênio (O_2), o bromo (Br_2) e o iodo (I_2) são substâncias covalentes apolares. Logo, têm temperaturas de ebulição menores do que as do sódio (Na) e do ferro (Fe), que são metais. Além disso, das três substâncias (O_2, Br_2 e I_2), é o O_2 que tem a molécula mais "leve" e, portanto, a menor temperatura de ebulição.

Alternativa c.

66. (UFRGS-RS) Analise os dados da tabela seguinte em relação às forças de interação entre as unidades constituintes dos sólidos.

	Sólido	Ponto de fusão (°C)	Tipo de interação
1	CaF_2	1.423	Ligações iônicas
2	CH_4	−182	Forças dipolo-dipolo
3	SiO_2	1.610	Ligações covalentes
4	Ag	962	Ligação metálica

A ordem crescente das forças de interação, nesses sólidos, é:

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

67. (Unesp) Os elementos químicos O, S, Se e Te, todos do grupo 16 da tabela periódica, formam compostos com o hidrogênio, do grupo 1 da tabela periódica, com fórmulas químicas H_2O, H_2S, H_2Se e H_2Te, respectivamente. As temperaturas de ebulição dos compostos H_2S, H_2Se e H_2Te variam na ordem mostrada na tabela. A água apresenta temperatura de ebulição muito mais alta que os demais.

Composto	$T_{ebulição}$ (°C)	Massa molar (u)
H_2O	100	18,0
H_2S	−50	34,0
H_2Se	−35	81,0
H_2Te	−20	129,6

Essas observações podem ser explicadas, respectivamente:

a) pela diminuição das massas molares e aumento nas forças das interações intramoleculares.
b) pela diminuição das massas molares e diminuição nas forças das interações intermoleculares.
c) pela diminuição das massas molares e pela formação de ligações de hidrogênio.
d) pelo aumento das massas molares e aumento nas forças das interações intramoleculares.
e) pelo aumento das massas molares e pela formação de pontes de hidrogênio.

Exercícios complementares

Registre as respostas em seu caderno

68. (Ufes) A existência de pontes de hidrogênio só é possível entre compostos quando há:

a) um elemento fortemente eletropositivo ligado a um átomo de hidrogênio.
b) dois elementos, um fortemente eletropositivo e outro fortemente eletronegativo, ligados entre si.
c) um elemento fortemente eletronegativo, dotado de pares de elétrons não compartilhados, ligado ao hidrogênio.
d) um aumento muito grande na intensidade das forças de London.
e) uma ligação química entre o hidrogênio e os elementos de transição externa.

69. (UFRGS-RS) A intensificação das interações intermoleculares ocorre quando:

a) a água entra em ebulição.
b) o vapor de água sofre condensação.
c) a água, a altas temperaturas, decompõe-se em oxigênio e hidrogênio.
d) o vapor de água é aquecido.
e) o gelo sofre fusão.

70. (Unifesp) A geometria molecular e a polaridade das moléculas são conceitos importantes para predizer o tipo de força de interação entre elas. Dentre os compostos moleculares nitrogênio, dióxido de enxofre, amônia, sulfeto de hidrogênio e água, aqueles que apresentam o menor e o maior ponto de ebulição são, respectivamente:

a) SO_2 e H_2S.
b) N_2 e H_2O.
c) NH_3 e H_2O.
d) N_2 e H_2S.
e) SO_2 e NH_3.

71. (UFPI) Estudos recentes indicam que lagartixas podem andar pelo teto e em superfícies lisas utilizando forças intermoleculares entre essas superfícies e os filamentos microscópicos que têm nos pés (meio milhão em cada pé). O tipo de interação correspondente nesse caso é:

a) iônica.
b) metálica.
c) covalente.
d) van der Waals.
e) nuclear.

72. (UCDB-MS) O CO_2 no estado sólido (gelo-seco) passa diretamente para o estado gasoso em condições ambientes; por outro lado, o gelo comum derrete nas mesmas condições em água líquida, a qual passa para o estado gasoso numa temperatura próxima a 100 °C. Nas três mudanças de estados físicos são rompidas, respectivamente:

a) ligações covalentes; pontes de hidrogênio; pontes de hidrogênio.
b) interações de van der Waals; ligações iônicas; ligações iônicas.
c) interações de van der Waals; pontes de hidrogênio; ligações covalentes.
d) interações de van der Waals; pontes de hidrogênio; pontes de hidrogênio.
e) interações de van der Waals; pontes de hidrogênio; interações de van der Waals.

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

73. (FEI-SP) A tensão superficial dos líquidos depende diretamente de processos de interação entre as moléculas, como, por exemplo, pontes de hidrogênio. Qual das substâncias abaixo tem maior tensão superficial?

a) benzeno
b) hexano
c) tetracloreto de carbono
d) éter etílico
e) água

74. (UFMG) Um estudante fez testes para conhecer algumas propriedades físicas, no estado sólido, de cloreto de sódio, diamante, gelo e iodo.

Qual a alternativa que indica corretamente os resultados encontrados pelo estudante?

a) Cloreto de sódio: conduz corrente elétrica e decompõe-se sob aquecimento em bico de gás.
b) Diamante: é isolante elétrico e sublima-se sob aquecimento em bico de gás.
c) Gelo: conduz corrente elétrica e funde-se sob aquecimento em bico de gás.
d) Iodo: é isolante elétrico e sublima-se sob aquecimento em bico de gás.

75. (UFMG) Este quadro apresenta as temperaturas de fusão e de ebulição das substâncias $C\ell_2$, $IC\ell$ e I_2:

Substância	Temperatura de fusão/°C	Temperatura de ebulição/°C
$C\ell_2$	−102	−35
$IC\ell$	+27	+97
I_2	+113	+184

Considerando-se essas substância e suas propriedades, é **correto** afirmar que:

a) no $IC\ell$, as interações intermoleculares são mais fortes que no I_2.
b) a 25 °C, o $C\ell_2$ é gasoso, o $IC\ell$ é líquido e o I_2 é sólido.
c) na molécula do $IC\ell$, a nuvem eletrônica está mais deslocada para o átomo de cloro.
d) no $IC\ell$, as intrações intermoleculares são, exclusivamente, do tipo dipolo instantâneo-dipolo induzido.

LEITURA

SEMICONDUTORES

Já vimos que os **metais** são bons condutores de eletricidade porque dispõem de uma **nuvem de elétrons livres** (ver página 189). Sob a ação de um campo elétrico, essa nuvem se desloca rapidamente, o que constitui a corrente elétrica. Os **não metais** são **isolantes**, isto é, **não conduzem a corrente elétrica**, porque não têm a nuvem eletrônica. Os **semimetais** estão em uma situação intermediária. Por exemplo: o silício, em temperaturas baixas (abaixo de 100 °C negativos), é isolante; em temperatura ambiente, o silício é um **condutor pobre** — daí o nome de **semicondutor** —, assim como ocorre com o elemento germânio.

A condutividade elétrica de um semimetal pode ser aumentada (até 100 mil vezes) pela adição de pequenas quantidades de impurezas apropriadas, no processo chamado **dopagem**. São exemplos dessas impurezas o fósforo (P), o arsênio (As), o antimônio (Sb), o boro (B) etc. Elas são usadas em proporções muito baixas (1 átomo de impureza para cada 1 milhão de átomos de silício, por exemplo).

Em decorrência desse fato, os semicondutores causaram grande revolução nos aparelhos eletrônicos. A associação de vários semicondutores deu origem a diodos, transistores etc., que substituíram as antigas válvulas eletrônicas. Posteriormente, criaram-se complexos circuitos eletrônicos integrados, na forma de pequenos *chips*, que constituem atualmente o cérebro dos relógios digitais, dos telefones celulares, dos computadores modernos e dos demais aparelhos eletrônicos que nos rodeiam.

Importantes também são as **células solares**, feitas de silício, que transformam a energia solar diretamente em energia elétrica. Assim, hoje já se obtém energia elétrica de forma "limpa", isto é, não poluente. Atualmente, as células solares já estão sendo utilizadas em telefones, em regiões desérticas, e em veículos experimentais (veículos movidos a energia solar, como se costuma dizer). Até o momento, os veículos desse tipo ainda não estão suficientemente desenvolvidos para substituir os convencionais, dotados de motor a explosão, mas não deixam de representar uma alternativa promissora.

Muitas vezes quem faz uso da energia elétrica não se dá conta da importância dela. Algumas localidades do Brasil não dispõem de rede de energia elétrica, e os habitantes dessas regiões fazem uso de células solares como alternativa para a geração de energia.

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

76. (PUC-SP) Analise as propriedades físicas na tabela abaixo:

			Condução de corrente elétrica	
Amostra	**Ponto de fusão**	**Ponto de ebulição**	**a 25 °C**	**1.000 °C**
A	801 °C	1.413 °C	isolante	condutor
B	43 °C	182 °C	isolante	—
C	1.535 °C	2.760 °C	condutor	condutor
D	1.248 °C	2.250 °C	isolante	isolante

Segundo os modelos da ligação química, *A*, *B*, *C* e *D* podem ser classificados, respectivamente, como:

a) composto iônico, metal, substância molecular, metal.
b) metal, composto iônico, composto iônico, substância molecular.
c) composto iônico, substância molecular, metal, metal.
d) substância molecular, composto iônico, composto iônico, metal.
e) composto iônico, substância molecular, metal, composto iônico.

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

Nessas comunidades, a energia solar é utilizada, por exemplo, para bombear água de poços, abastecer cidades, conservar vacinas em unidades de saúde, conservar alimentos nos refrigeradores, acessar os meios de comunicação, como a televisão e a internet, além de tornar possíveis várias atividades noturnas.

JONNE RORIZ/AGÊNCIA ESTADO

PROFIMEDIA INTERNATIONAL S.R.O./ALAMY-OTHER IMAGES

Chip de computador

Painéis de energia solar geram energia elétrica para o funcionamento dos computadores do laboratório da escola de ensino fundamental no vilarejo de Almécegas (município de Trairi, CE, 2005), que não dispõe de rede de fornecimento de energia elétrica.

Questões sobre a leitura

Registre as respostas em seu caderno

77. Qual é a relação dos semicondutores com os metais e não metais?

78. O que é dopagem?

79. Quais são os empregos dos semicondutores?

80. Redija no caderno um pequeno texto sobre o que você fez hoje, mas não poderia ter feito se morasse em uma localidade que não dispusesse de energia elétrica.

81. Pesquise quais são os impactos ambientais relacionados às células solares.

82. Discuta com seus colegas se o uso das células solares para a geração de energia é vantajoso do ponto de vista da preservação do ambiente.

CAPÍTULO

9 Ácidos, bases e sais inorgânicos

Na Química, as substâncias são agrupadas pela semelhança de suas propriedades. Os ácidos, as bases e os sais formam três importantes famílias de compostos com propriedades características.

TÓPICOS DO CAPÍTULO

1 INTRODUÇÃO

2 ÁCIDOS

3 BASES OU HIDRÓXIDOS

4 COMPARAÇÃO ENTRE ÁCIDOS E BASES

5 SAIS

LEITURA: *O TRATAMENTO DA ÁGUA E DO ESGOTO*

Encontro das águas

O gigantesco rio Amazonas é formado pelas águas dos rios Negro e Solimões, com propriedades químicas e físicas tão diferentes que se passam várias horas e dezenas de quilômetros até que elas se misturem.

PAULO MANZI

Rio Negro
Sua cor se deve às plantas que se decompõem nas várzeas, formando uma solução escura que deixa o rio com pH entre 4,9 e 3,8 – chega a ser ácido como uma laranja.

M-SAT/SCIENCE PHOTO LIBRARY/LATINSTOCK

Rio Solimões
Nasce nos Andes peruanos e, na planície amazônica, a terra acumulada ao longo do percurso deixa o rio com pH entre 5,0 e 6,0; portanto, menos ácido que o rio Negro.

MARCELLO LOURENÇO/TYBA

Nas cheias, alguns trechos do rio Amazonas chegam a **50 km** de largura e outros a **120 m** de profundidade.

Por baixo das aparências

Até ser diluída, a solução menos densa boia por quilômetros no rio Amazonas.

A acidez da água do rio Negro dificulta a procriação de insetos. A água desse rio é pobre em nutrientes e, por isso, não favorece a agricultura em suas margens.

O contato de fluidos com velocidades tão diferentes é muito turbulento, fazendo com que a mistura sob a superfície ocorra mais rapidamente.

Frias e densas, as águas barrentas do rio Solimões representam o triplo do volume do rio Negro.

As águas cheias de minerais andinos atraem agricultores e pescadores.

A solução barrenta vinda do Solimões leva para o rio Amazonas nutrientes que enchem de vida essas águas e suas margens.

REFLETINDO

Com base nas informações deste infográfico e em seus conhecimentos, você diria que as substâncias ácidas são prejudiciais à saúde?

1 Introdução

Nos supermercados, a variedade de mercadorias (e também de marcas) nos obriga a agrupá-las em corredores e prateleiras diferentes. Essa arrumação (classificação) facilita muito a vida dos clientes, que rapidamente encontram o que procuram: massas, bebidas, produtos de limpeza etc.

JUCA MARTINS/OLHAR IMAGEM

Também na Química, uma tarefa das mais importantes é reunir substâncias semelhantes em classes ou grupos, de modo a facilitar seu estudo. Uma classificação fundamental, criada na metade do século XVIII, é a que divide as substâncias em **inorgânicas** (ou **minerais**) e **orgânicas**. Inicialmente, dizia-se que:

> **Substância inorgânica** (ou **mineral**) é a que se origina dos minerais.
> **Substância orgânica** é a que se origina dos organismos vivos (vegetais e animais).

Posteriormente, verificou-se que todas as substâncias orgânicas contêm o elemento **carbono** e, então, passou-se a dizer que:

> **Substâncias orgânicas** são as que contêm carbono.
> **Substâncias inorgânicas** (ou **minerais**) são as formadas por todos os demais elementos químicos.

Dentro desse critério, porém, existem exceções; de fato, há compostos que contêm carbono, mas que apresentam todas as características de substância inorgânica, como CO, CO_2, Na_2CO_3, KCN etc. Devido às suas características, essas substâncias são consideradas inorgânicas.

Neste livro, vamos nos dedicar ao estudo das **substâncias inorgânicas** ou **minerais**. Sabendo, porém, que o número de compostos inorgânicos é muito grande, convém subdividi-los em agrupamentos menores, denominados **funções químicas inorgânicas**. De modo geral, dizemos que:

> **Função química** é um conjunto de substâncias com propriedades químicas semelhantes, denominadas **propriedades funcionais**.

As principais funções químicas inorgânicas que iremos estudar neste capítulo são: os **ácidos**, as **bases** e os **sais**; os **óxidos** serão estudados no capítulo 10.

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

Antes, porém, de iniciarmos o estudo das funções químicas inorgânicas, devemos comentar a chamada **teoria da dissociação iônica de Arrhenius**. Arrhenius verificou, no fim do século XIX, que algumas soluções aquosas conduziam corrente elétrica, e outras não. Por exemplo:

A lâmpada se mantém apagada, provando que a solução de água e açúcar não permite a passagem da corrente elétrica (solução não eletrolítica). (Representação esquemática sem escala.)

A lâmpada se acende, provando que a solução de água e sal permite a passagem da corrente elétrica (solução eletrolítica). (Representação esquemática sem escala.)

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

Como se explica essa diferença? Arrhenius explicou-a do seguinte modo: o açúcar (e outros não eletrólitos), quando dissolvido na água, subdivide-se em moléculas ($C_{12}H_{22}O_{11}$) que são eletricamente neutras e, portanto, insensíveis ao campo elétrico; sendo assim, a corrente elétrica não pode fluir na solução.

O sal (e demais eletrólitos), quando dissolvido na água, subdivide-se em partículas carregadas eletricamente e denominadas **íons** (no caso do sal, temos Na^+ e $C\ell^-$). Os íons positivos (**cátions**) caminham em direção ao polo negativo; os íons negativos (**ânions**) caminham em direção ao polo positivo; desse modo, a corrente elétrica pode fluir na solução e, como o circuito elétrico não fica interrompido, a lâmpada se acende. Esquematicamente:

No estado sólido, os íons Na^+ e $C\ell^-$ estão "presos" no reticulado cristalino. (Representações sem escala; cores-fantasia.)

Em solução na água, os íons Na^+ e $C\ell^-$ estão "soltos" e podem se movimentar.

A passagem da corrente elétrica resulta dos movimentos dos íons Na^+ e $C\ell^-$ em direção aos polos de carga elétrica contrária.

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

Svante August Arrhenius

Nasceu na Suécia em 1859. Em 1876 ingressou na Universidade de Upsala, onde se doutorou em 1884. A partir de 1891, tornou-se professor na Universidade de Estocolmo.

Já em 1884, propôs sua célebre **teoria da dissociação iônica**, que revolucionou o mundo científico da época. De fato, suas ideias sobre a existência de **íons** foram de início muito combatidas, pois na época era aceito o modelo atômico de Dalton, que falava em partículas neutras e indivisíveis. Aos poucos, porém, as ideias de Arrhenius não só foram aceitas como também contribuíram para o desenvolvimento das teorias eletrônicas da matéria. Por seus trabalhos, Arrhenius recebeu, em 1903, o Prêmio Nobel de Química.

IMAGEASSET MANAGEMENT/TRG/SSPL CHEMICAL HERITAGE FOUNDATION

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

1.1. Dissociação e ionização

Outro fato importante é que os **não eletrólitos** são sempre substâncias moleculares (como é o caso do açúcar); já os **eletrólitos** podem ser substâncias moleculares ou iônicas. De fato, o sal comum já é formado por íons (Na^+ e $C\ell^-$) no seu estado natural, que é o estado sólido; a água da solução apenas provoca a **separação dos íons já existentes**:

$$Na^+C\ell^- \xrightarrow{\text{Água}} Na^+ + C\ell^-$$

Essa **separação** de íons denomina-se **dissociação iônica** ou **dissociação eletrolítica**.

Analisemos agora o caso do ácido clorídrico, que em seu estado natural (gasoso) é formado por moléculas ($HC\ell$). Ao ser dissolvido em água, a própria água **quebra as moléculas $HC\ell$ e provoca a formação dos íons H^+ e $C\ell^-$**:

$$HC\ell \xrightarrow{\text{Água}} H^+ + C\ell^-$$

Essa **formação** de íons denomina-se **ionização**.

A extensão da ionização depende da substância considerada. De fato, podemos verificar, em certas condições experimentais, que, de cada 100 moléculas de $HC\ell$ que colocamos em água, 92 se ionizam em H^+ e $C\ell^-$; por outro lado, em condições idênticas, de cada 100 moléculas de HF (ácido fluorídrico) dissolvidas em água, apenas 8 se ionizam em H^+ e F^-.

Observe que os fenômenos de dissociação e de ionização decorrem do que já explicamos nos estudos das ligações iônicas e covalentes (capítulo 7) e da polaridade das ligações (capítulo 8).

1.2. Grau de ionização

Para medir a maior ou menor extensão de uma ionização, usa-se o chamado **grau de ionização**, que é representado pela letra α:

$$\alpha = \frac{\text{Número de moléculas ionizadas}}{\text{Número de moléculas dissolvidas}}$$

Aproveitando os dois últimos exemplos, temos:

- no caso do $HC\ell$: $\alpha = \frac{92}{100} = 0{,}92$ ou 92%;
- no caso do HF: $\alpha = \frac{8}{100} = 0{,}08$ ou 8%.

O grau de ionização varia entre 0 e 1 (ou 0% e 100%). Quando α tem valor próximo de zero, significa que a substância está pouco ionizada, sendo chamada de **eletrólito fraco**. Quando α se aproxima de 1, a substância está bastante ionizada, sendo chamada de **eletrólito forte**.

Para finalizar, faremos duas observações importantes:

1ª) As **substâncias iônicas** (como o $NaC\ell$) conduzem a corrente elétrica tanto em solução como quando fundidas, pois a água ou a fusão apenas separam e libertam os íons já existentes. As **substâncias moleculares**, por sua vez, podem ser ionizáveis (como o $HC\ell$) ou não (como o açúcar); no entanto, as primeiras somente se ionizam com o auxílio da água ou de outro solvente (**solvente ionizante**) que venha a quebrar suas moléculas.

2ª) A água **pura** conduz muito mal a corrente elétrica. No entanto, **muito cuidado** com chuveiros e aquecedores elétricos. A água dos encanamentos domésticos contém pequenas quantidades de sais em solução, e isso já é suficiente para você levar um choque, caso o chuveiro apresente algum defeito.

SERGIO DOTTA JR./CID

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

Questões

Registre as respostas em seu caderno

a) Defina o que são substâncias orgânicas e inorgânicas.

b) Explique a diferença entre uma solução eletrolítica e uma não eletrolítica, de acordo com a teoria da dissociação iônica de Arrhenius.

c) Compare os processos de dissociação iônica e de ionização e escreva quais são as semelhanças e diferenças entre eles.

d) Relacione o grau de ionização com a força de um eletrólito.

Considere dois béqueres diferentes, contendo volumes iguais de solução. No primeiro béquer está dissolvida a substância H*A*, que sofre ionização em água, produzindo os íons H^+ e A^-. No segundo béquer está dissolvida a substância H*B*, que também sofre ionização em água, produzindo os íons H^+ e B^-. Sabendo que estão dissolvidas em cada béquer as mesmas quantidades de matéria (mol) das substâncias H*A* e H*B* e que o grau de ionização de H*A* é 60% e de H*B* é 10%, responda:

e) As duas soluções possuirão quantidades de matéria (mol) iguais de íons H^+ nos dois casos? Por quê?

f) As duas soluções possuirão condutividades elétricas iguais? Por quê?

Exercícios básicos

Registre as respostas em seu caderno

Exercício resolvido

1. (Unicamp-SP) Água pura é um mau condutor de corrente elétrica. O ácido sulfúrico puro (H_2SO_4) também é mau condutor. Explique o fato de uma solução diluída de ácido sulfúrico, em água, ser boa condutora de corrente elétrica.

Resolução

A água e o ácido sulfúrico, quando puros, não conduzem a corrente elétrica porque são substâncias moleculares. Juntando-se as duas substâncias, a água provoca a ionização do ácido sulfúrico ($H_2SO_4 \longrightarrow 2\,H^+ + SO_4^{2-}$) e, em consequência, a solução passa a conduzir a corrente elétrica.

2. (Mackenzie-SP) Tanto o ácido sulfúrico (H_2SO_4) como a glicose ($C_6H_{12}O_6$) possuem somente ligações covalentes em sua estrutura. Entretanto, experimentalmente, verifica-se que, em meio aquoso, somente o H_2SO_4 conduz corrente elétrica. Essa diferença de comportamento resulta do fato de:

a) o ácido sulfúrico ser substância inorgânica, enquanto a glicose é orgânica.
b) a glicose dissolver-se em água e o H_2SO_4 não se dissolver.
c) o ácido ionizar em presença de água, ao contrário da glicose.
d) o estado físico dessas duas substâncias ser diferente à temperatura ambiente.
e) o ácido apresentar um número menor de átomos de hidrogênio do que a glicose.

3. (Unicamp-SP) À temperatura ambiente, o cloreto de sódio, NaCℓ, é sólido e o cloreto de hidrogênio, HCℓ, é um gás. Estas duas substâncias podem ser líquidas em temperaturas adequadas.

a) Por que, no estado líquido, o NaCℓ é um bom condutor de eletricidade, enquanto, no estado sólido, não é?
b) Por que, no estado líquido, o HCℓ é um mau condutor de eletricidade?
c) Por que, em solução aquosa, ambos são bons condutores de eletricidade?

4. (UFMG) Considere cada uma das seguintes substâncias, todas no estado sólido: cloreto de sódio, diamante, iodo e sódio.

a) Cite o sólido que não conduz corrente elétrica, mas se torna bom condutor quando fundido. Justifique o fato de a substância ser condutora no estado líquido.
b) Cite o sólido cujo cristal é mantido coeso, principalmente por interações de van der Waals. Justifique sua resposta.

Exercício resolvido

5. Dissolvendo-se 600 moléculas de uma substância em água, verificou-se que 15 moléculas sofreram dissociação. Qual é o grau de ionização (α) da substância em questão? Trata-se de um eletrólito forte ou fraco?

Resolução

Pela própria definição de grau de ionização, temos:

$$\alpha = \frac{15}{600} = 0{,}025 \Rightarrow \alpha = 2{,}5\%$$

Consequentemente, o eletrólito é fraco.

6. (Cesgranrio-RJ) Com base na tabela de graus de ionização apresentada a seguir:

Ácido	Grau de ionização (α)
HF	8%
HCℓ	92%
HCN	0,08%
H_2SO_4	61%
H_3PO_4	27%

podemos concluir que o ácido mais forte é:

a) HF.
b) HCℓ.
c) HCN.
d) H_2SO_4.
e) H_3PO_4.

7. Qual dos itens a seguir representa o eletrólito mais forte?

a) $\alpha = 40\%$
b) $\alpha = 0{,}85\%$
c) Tem 40 moléculas dissociadas em cada 200 moléculas totais.
d) $\frac{3}{4}$ de moléculas estão dissociadas.
e) Metade das moléculas se dissociaram.

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

2 Ácidos

Do ponto de vista prático, ou seja, baseado apenas em observações experimentais, os ácidos apresentam as seguintes características:

- **formam soluções aquosas condutoras de eletricidade**;
- **podem mudar a cor de certas substâncias** (chamadas, por esse motivo, de **indicadores de ácidos**);
- **a maioria tem sabor azedo**, como é possível perceber ao se provar vinagre ou suco de limão. Mas **cuidado: praticamente todos os ácidos são tóxicos e corrosivos**. Portanto, **nunca** ingira, respire ou deixe cair na pele qualquer ácido (melhor ainda: evite qualquer substância desconhecida).

Os ácidos são muito comuns em nosso dia a dia: o vinagre contém ácido acético ($C_2H_4O_2$); o limão, a laranja e demais frutas cítricas contêm ácido cítrico ($C_6H_8O_7$); a bateria de um automóvel contém ácido sulfúrico (H_2SO_4); o ácido muriático, usado para a limpeza de pisos, azulejos etc., contém ácido clorídrico ($HC\ell$); e assim por diante.

Os ácidos são muito usados, nas indústrias químicas, para a produção de novos materiais. Em particular, o ácido sulfúrico é um dos mais empregados nas indústrias. Devemos lembrar, porém, que acidentes com trens e caminhões transportando ácido sulfúrico podem dar origem a vazamentos do ácido, com efeitos bastante danosos ao meio ambiente.

EDUARDO SANTALIESTRA/CID

Os ácidos são encontrados em muitos produtos de uso cotidiano.

2.1. A definição de ácido de Arrhenius

Do ponto de vista teórico, Arrhenius definiu:

> **Ácidos** são compostos que em solução aquosa se **ionizam** e produzem como íon positivo apenas **cátion hidrogênio (H^+)**.

O H^+ é, nessa perspectiva, o responsável pelas propriedades comuns a todos os ácidos, sendo chamado, por esse motivo, de **radical funcional dos ácidos**. Exemplos:

$$HC\ell \xrightarrow{\text{Água}} H^+ + C\ell^-$$

$$HNO_3 \xrightarrow{\text{Água}} H^+ + NO_3^-$$

$$H_2SO_4 \xrightarrow{\text{Água}} 2\,H^+ + SO_4^{2-}$$

$$H_3PO_4 \xrightarrow{\text{Água}} 3\,H^+ + PO_4^{3-}$$

Atualmente, sabe-se que a definição de Arrhenius não é rigorosamente correta. Na verdade, em solução aquosa, o cátion H^+ se une a uma molécula de água formando o íon H_3O^+, chamado de **hidrônio** ou **hidroxônio**:

$$H^+ + H_2O \longrightarrow H_3O^+$$

Sendo assim, os quatro exemplos anteriores ficariam mais corretos se escritos da seguinte maneira:

$$HC\ell + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + C\ell^-$$

$$HNO_3 + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + NO_3^-$$

$$H_2SO_4 + 2\,H_2O \longrightarrow 2\,H_3O^+ + SO_4^{2-}$$

$$H_3PO_4 + 3\,H_2O \longrightarrow 3\,H_3O^+ + PO_4^{3-}$$

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

No entanto, por comodidade, continua-se usando a primeira forma de representação.

Do ponto de vista espacial, podemos representar (sem escala e em cores-fantasia) a formação do íon hidroxônio (H_3O^+) da seguinte maneira:

As moléculas de H_2O e de $HC\ell$ se atraem intensamente.

A molécula de H_2O "roubou" o H^+ do $HC\ell$. Temos agora o H^+ "preso" a H_2O e o $C\ell^-$ "livre".

ADILSON SECCO

2.2. Classificação dos ácidos

a) De acordo com o número de hidrogênios ionizáveis

- **Monoácidos**: na ionização, a molécula produz apenas **1 H^+** ($HC\ell$, HNO_3 etc.).
- **Diácidos**: na ionização, a molécula produz **2 H^+** (H_2SO_4, H_2CO_3 etc.).
- **Triácidos**: na ionização, a molécula produz **3 H^+** (H_3PO_4, H_3BO_3 etc.).
- **Tetrácidos**: na ionização, a molécula produz **4 H^+** ($H_4P_2O_7$, H_4SiO_4 etc.).

Os ácidos com dois ou mais hidrogênios ionizáveis são denominados **poliácidos**.

b) De acordo com a presença ou não de oxigênio na molécula

- **Hidrácidos**: não contêm oxigênio ($HC\ell$, HBr, H_2S etc.).
- **Oxiácidos**: contêm oxigênio (HNO_3, H_2SO_4, H_3PO_4 etc.).

c) De acordo com o grau de ionização

É importante relembrar a definição de grau de ionização (α), dada na página 234.

- **Ácidos fortes**: quando $\alpha > 50\%$. Exemplos: $HC\ell$ ($\alpha = 92\%$), H_2SO_4 ($\alpha = 61\%$) etc.
- **Ácidos moderados** ou **semifortes**: quando $5 < \alpha < 50\%$. Exemplos: HF ($\alpha = 8\%$), H_3PO_4 ($\alpha = 27\%$) etc.
- **Ácidos fracos**: quando $\alpha < 5\%$. Exemplos: HCN ($\alpha = 0{,}008\%$), H_2CO_3 ($\alpha = 0{,}18\%$) etc.

$$0 \xrightarrow{\alpha} 100\%$$

Ácido cada vez mais forte →

2.3. Formulação dos ácidos

Você já observou que todo ácido é formado pelo cátion H^+ e por um átomo ou grupo de átomos com carga negativa (ânion ou radical negativo):

H^{+1} | $C\ell^{1-}$

H_2^{+1} | SO_4^{2-}

H_3^{+1} | PO_4^{3-}

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

Observe também que a carga total positiva dos H^+ deve anular a carga total do radical negativo, de tal modo que a molécula seja eletricamente neutra.

Desse modo, representando o ânion (ou radical ácido) por *A* e supondo sua valência igual a $-x$, chegamos à seguinte **regra geral de formulação dos ácidos:**

$$H_x^{+1} \quad A_1^{-x} \qquad \text{ou seja:} \qquad H_xA \qquad (\text{normalmente, } x \leqslant 4).$$

Nas fórmulas estruturais dos ácidos oxigenados, devemos assinalar que os hidrogênios ionizáveis sempre se ligam ao átomo central por intermédio de um átomo de oxigênio; os demais átomos de oxigênio ligam-se ao átomo central por meio de ligações covalentes.

H_2CO_3 estruturalmente é:

H_2SO_4 estruturalmente é:

H_3PO_4 estruturalmente é:

$HC\ell O_4$ estruturalmente é:

2.4. Nomenclatura dos ácidos

a) Hidrácidos

O nome é feito com a terminação **ídrico**:

Ácido ..... **ídrico**
(Nome do ânion)

$\begin{cases} HC\ell & - \text{ ácido clor}\textbf{ídrico} \\ HI & - \text{ ácido iod}\textbf{ídrico} \end{cases}$ $\qquad$ $\begin{cases} H_2S & - \text{ ácido sulf}\textbf{ídrico} \\ HCN & - \text{ ácido cian}\textbf{ídrico} \end{cases}$

b) Oxiácidos

- Quando o elemento forma apenas **um oxiácido**, usa-se a terminação **ico**:

Ácido ..... **ico**
(Nome do elemento)

H_2CO_3 – ácido carbôn**ico** $\qquad$ H_3BO_3 – ácido bór**ico**

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

- Quando o elemento forma **dois oxiácidos**:

Ácido ..... **ico** → $N_{ox.}$ maior
(Nome do elemento) **oso** → $N_{ox.}$ menor

Quando o elemento tem

$\overset{+5}{HNO_3}$	–	ácido nítr**ico**	$\overset{+6}{H_2SO_4}$	–	ácido sulfú**rico**
$\overset{+3}{HNO_2}$	–	ácido nitr**oso**	$\overset{+4}{H_2SO_3}$	–	ácido sulfur**oso**

- Quando o elemento forma **três ou quatro oxiácidos**:

Ácido **per** ..... **ico**
preferencial → Ácido ..... **ico**
Ácido ..... **oso**
Ácido **hipo** ..... **oso**

Diminuição do $N_{ox.}$ do elemento central

$\overset{+7}{HC\ell O_4}$	–	Ácido **per**clór**ico**	$\overset{+3}{HC\ell O_2}$	–	Ácido clor**oso**
$\overset{+5}{HC\ell O_3}$	–	Ácido clór**ico**	$\overset{+1}{HC\ell O}$	–	Ácido **hipo**clor**oso**

No caso de existir um único ácido é **preferencial** a terminação **ico**.

OBSERVAÇÃO

Além dos prefixos **per** e **hipo**, são usados outros, como no caso de oxiácidos do fósforo:

H_3PO_4 – ácido **orto**fosfórico
$H_4P_2O_7$ – ácido **piro**fosfórico
HPO_3 – ácido **meta**fosfórico

Nos três casos, o fósforo tem o mesmo número de oxidação (+5); a diferença está no grau de hidratação:

- o H_3PO_4 chama-se ácido **orto**fosfórico, pois é o mais hidratado dos três;
- o $H_4P_2O_7$ chama-se ácido **piro**fosfórico, pois, simulando uma operação matemática, teríamos:

$2 \times H_3PO_4$ equivaleria a $H_6P_2O_8$
subtraindo H_2O
temos $H_4P_2O_7$

(neste caso, tiramos **uma** molécula de água de **duas** moléculas do ácido H_3PO_4)

- o HPO_3 chama-se ácido **meta**fosfórico, pois:

H_3PO_4
H_2O –
HPO_3

(o HPO_3 é, sem dúvida, o menos hidratado dos três, pois subtraímos **uma** molécula de água de apenas **uma** molécula do ácido H_3PO_4)

Para treinar a formulação e a nomenclatura dos ácidos, veja a **tabela dos principais ânions**, no final do livro.

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

2.5. Ácidos importantes

a) Ácido sulfúrico – H_2SO_4

O ácido sulfúrico é um dos produtos químicos mais utilizados na indústria; por isso costuma-se dizer que **o consumo de ácido sulfúrico mede o desenvolvimento industrial de um país**.

O H_2SO_4 puro é um líquido incolor, viscoso, denso (d = 1,84 g/mL), corrosivo e extremamente solúvel em água (para diluí-lo, deve-se despejá-lo lentamente em água, e nunca o contrário, pois, devido ao calor liberado, quando se despeja água sobre H_2SO_4, ela vaporiza rapidamente e pode se projetar contra as mãos ou o rosto do operador). O H_2SO_4 ferve a 338 °C, que é um valor bem acima da temperatura de ebulição dos ácidos comuns; por isso é considerado um **ácido fixo**, isto é, **pouco volátil**.

ANDREW LAMBERT PHOTOGRAPHY/SCIENCE PHOTO LIBRARY-LATINSTOCK

O ácido sulfúrico deve ser despejado lentamente em água.

OLIVER STRATMANN/DPA/CORBIS/LATINSTOCK

Vista externa de uma fábrica de ácido sulfúrico. (Alemanha, 2002.)

O ácido sulfúrico é produzido industrialmente pelo processo denominado **catalítico** ou **de contato**, de acordo com as seguintes etapas:

- **queima do enxofre**: $S + O_2 \longrightarrow SO_2\nearrow$
  (ou ustulação de sulfetos metálicos, por exemplo:
  $4\ FeS_2 + 11\ O_2 \longrightarrow 2\ Fe_2O_3 + 8\ SO_2\nearrow$)
- **oxidação do SO_2**: $2\ SO_2 + O_2 \longrightarrow 2\ SO_3$
- **reação do SO_3 com água**: $SO_3 + H_2O \longrightarrow H_2SO_4$

Nas equações químicas, o sinal $\nearrow$ indica que o gás é liberado durante a reação.

Os principais usos do ácido sulfúrico são:

- na produção de fertilizantes agrícolas, como os superfosfatos;
- na produção de compostos orgânicos (plásticos, fibras têxteis, celulose, corantes, tintas, pigmentos etc.);
- na produção de outros ácidos (H_3PO_4; HNO_3 etc.);
- na limpeza de metais e ligas metálicas (aço);
- no refino do petróleo;
- em baterias de automóveis.

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

b) Ácido clorídrico – $HC\ell$

O $HC\ell$ puro, chamado de **gás clorídrico** ou **cloridreto** ou **cloreto de hidrogênio**, é um gás incolor, não inflamável, muito tóxico e corrosivo. Esse gás é muito solúvel em água (cerca de 450 L de gás clorídrico por litro de água, em condições ambientes). Sua solução aquosa é denominada **ácido clorídrico**. Trata-se de uma solução incolor que, quando concentrada, contém cerca de 37% de $HC\ell$ em massa, é fumegante (pois libera vapores de $HC\ell$), sufocante, muito tóxica e corrosiva.

Na indústria, o $HC\ell$ é preparado por **síntese direta**:

$$H_2 + C\ell_2 \longrightarrow 2\,HC\ell$$

E, em laboratório, a partir do $NaC\ell$ (sólido):

$$2\,NaC\ell + H_2SO_4 \longrightarrow Na_2SO_4 + 2\,HC\ell\nearrow$$

O ácido clorídrico é usado em reações de amidos e proteínas (indústria de alimentos); na produção de corantes, tintas, couros etc. Na limpeza de pisos e paredes de pedra ou de azulejo, usa-se o **ácido muriático**, que é o ácido clorídrico impuro.

EDUARDO SANTALIESTRA/CID

Ácido muriático, utilizado na limpeza de pisos.

Além disso, é importante destacar que o ácido clorídrico é um dos componentes do suco gástrico existente em nosso estômago. Sua ação é ajudar a digestão dos alimentos.

c) Ácido nítrico – HNO_3

O **ácido nítrico** é um líquido incolor, muito tóxico e corrosivo. Ferve a 83 °C em pressão normal. É muito solúvel em água e, com o tempo e a influência da luz, sua solução fica avermelhada devido à decomposição do HNO_3 em NO_2.

Industrialmente, o ácido nítrico é preparado a partir do NH_3, segundo as reações:

$$4\,NH_3 + 5\,O_2 \xrightarrow{\text{Catalisador}} 4\,NO + 6\,H_2O$$

$$2\,NO + O_2 \longrightarrow 2\,NO_2$$

$$3\,NO_2 + H_2O \longrightarrow 2\,HNO_3 + NO$$

E, em laboratório:

$$2\,NaNO_3\,(s) + H_2SO_4 \xrightarrow{\Delta} Na_2SO_4 + 2\,HNO_3\nearrow$$

O ácido nítrico é usado na produção de compostos orgânicos (explosivos, corantes, medicamentos etc.), na produção de fertilizantes agrícolas (por exemplo, NH_4NO_3), na produção de nitratos etc.

ENFERSA/CID

Nitrato de amônio (NH_4NO_3), presente em fertilizante agrícola.

Nas equações químicas, o termo "catalisador", sobre a flecha, indica um composto que acelera a reação, e o símbolo Δ indica aquecimento.

d) Ácido fluorídrico – HF

Em condições ambientes (1 atm e 25 °C) o HF é um gás. Seu ponto de ebulição (20 °C) é superior ao dos demais ácidos halogenídricos, devido à formação de fortes **ligações de hidrogênio**. No estado sólido, essas ligações dão origem à seguinte estrutura:

ou seja: $(HF)_n$

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

Comercialmente, o ácido fluorídrico está disponível também como soluções aquosas com até 70% de HF em massa. A solução aquosa é um líquido incolor, fumegante e altamente corrosivo.

É produzido a partir do minério denominado fluorita (CaF_2), por reação com ácido sulfúrico concentrado. Essa reação ocorre a uma temperatura de 250 °C.

$$CaF_2\,(s) + H_2SO_4\,(\ell) \xrightarrow{250\,°C} CaSO_4\,(s) + 2\,HF\,(g)$$

O ácido fluorídrico corrói o vidro comum, pois ataca a sílica (SiO_2) que o constitui.

$$SiO_2 + 4\,HF \longrightarrow \underbrace{SiF_4}_{\text{Fluoreto de silício}} + 2\,H_2O$$

e, ainda,

$$SiF_4 + 2\,HF \longrightarrow \underbrace{H_2SiF_6}_{\text{Ácido hexafluorsilícico}}$$

Daí seu uso para decoração em fosco de objetos de vidro e gravação do número de chassi em vidros de automóveis.

É também usado no preparo de $Na_3A\ell F_6$ (na produção de alumínio), no de compostos do tipo $CC\ell_2F_2$ (em sistemas de refrigeração), no de UF_6 (no enriquecimento de urânio para reatores atômicos) etc.

EDUARDO SANTALIESTRA / CID

Vidro de automóvel com o número do chassi gravado.

Questões

Registre as respostas em seu caderno

a) Escreva a definição de Arrhenius para ácidos.

b) Cite algumas das aplicações de diferentes ácidos em processos industriais apresentadas anteriormente.

c) Considere as descrições dos processos de obtenção do $HC\ell$, HNO_3 e HF. Esses processos poderiam ser realizados em sistemas abertos? Por quê?

Exercícios básicos

Registre as respostas em seu caderno

Atenção: Procure resolver os exercícios a seguir usando não só as regras de formulação e nomenclatura que acabamos de aprender como também a tabela de radicais negativos (ânions) que é dada no final do livro.

8. Com o auxílio da tabela de radicais negativos apresentada no final do livro, procure escrever as fórmulas dos seguintes ácidos:

a) ácido permangânico;
b) ácido fosforoso;
c) ácido oxálico;
d) ácido sulfuroso;
e) ácido arsênico;
f) ácido ortossilícico.

9. Apenas com o auxílio da regra de nomenclatura que acabamos de estudar, dê nome aos seguintes ácidos:

a) HBr

b) H_3AsO_4, H_3AsO_3

c) HIO, HIO_2, HIO_3, HIO_4

d) H_3SbO_4, $H_4Sb_2O_7$

10. (UFSM-RS) Associe a 2ª coluna com a 1ª, considerando os ácidos.

1º $H_4P_2O_7$	a) fosfórico
2º H_3PO_3	b) fosforoso
3º H_3PO_4	c) nitroso
4º $HC\ell O_2$	d) nítrico
5º $HC\ell O_3$	e) hipofosforoso
6º $HC\ell O_4$	f) pirofosfórico
7º H_2SO_3	g) sulfuroso
8º HNO_2	h) cloroso
	i) perclórico
	j) clórico
	k) sulfúrico

A sequência das combinações corretas é:

a) 1e - 2f - 3a - 4h - 5b - 6j - 7g - 8d
b) 1f - 2e - 3b - 4j - 5h - 6i - 7k - 8c
c) 1b - 2e - 3f - 4i - 5j - 6h - 7g - 8d
d) 1e - 2b - 3f - 4j - 5i - 6h - 7k - 8d
e) 1f - 2b - 3a - 4h - 5j - 6i - 7g - 8c

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

11. (FEI-SP) Considere os ácidos oxigenados abaixo:

HNO_2 (aq) $HC\ell O_3$ (aq) H_2SO_3 (aq) H_3PO_4 (aq)

Seus nomes são, respectivamente:

a) nitroso, clórico, sulfuroso, fosfórico.
b) nítrico, clorídrico, sulfúrico, fosfórico.
c) nítrico, hipocloroso, sulfuroso, fosforoso.
d) nitroso, perclórico, sulfúrico, fosfórico.
e) nítrico, cloroso, sulfídrico, hipofosforoso.

12. (PUC-MG) A tabela abaixo apresenta algumas características e aplicações de alguns ácidos:

Nome do ácido	Aplicações e características
Ácido muriático	Limpeza doméstica e de peças metálicas (decapagem)
Ácido fosfórico	Usado como acidulante em refrigerantes, balas e goma de mascar
Ácido sulfúrico	Desidratante, solução de bateria
Ácido nítrico	Indústria de explosivos e corantes

As fórmulas dos ácidos da tabela são, respectivamente:

a) $HC\ell$, H_3PO_4, H_2SO_4, HNO_3.
b) $HC\ell O$, H_3PO_3, H_2SO_4, HNO_2.
c) $HC\ell$, H_3PO_3, H_2SO_4, HNO_3.
d) $HC\ell O_2$, $H_4P_2O_7$, H_2SO_3, HNO_2.
e) $HC\ell O$, H_3PO_4, H_2SO_3, HNO_3.

13. (UVA) Os ácidos $HC\ell O_4$, H_2MnO_4, H_3PO_3, $H_4Sb_2O_7$, quanto ao número de hidrogênios ionizáveis, podem ser classificados em:

a) monoácido, diácido, triácido, tetrácido.
b) monoácido, diácido, triácido, triácido.
c) monoácido, diácido, diácido, tetrácido.
d) monoácido, monoácido, diácido, triácido.

14. Escreva as equações de ionização dos seguintes ácidos:

a) ácido bromídrico;
b) ácido nitroso;
c) ácido sulfuroso;
d) ácido pirofosfórico.

15. Repita o exercício anterior, supondo agora a participação da água, isto é, a formação do hidrônio.

16. (EEM-SP) Têm-se os três ácidos e os valores da tabela, que foram obtidos dissolvendo-se em água à temperatura constante:

	Proporção entre	
	número de moléculas dissolvidas	número de moléculas ionizadas
H_2S	10	1
H_2SO_4	3	2
HNO_3	10	8

Calcule o grau de ionização para cada ácido e coloque-os em ordem crescente de sua força de ionização.

17. (Mackenzie-SP) Certo informe publicitário alerta para o fato de que, se o indivíduo tem azia ou pirose com grande frequência, deve procurar um médico, pois pode estar ocorrendo refluxo gastroesofágico, isto é, o retorno do conteúdo ácido do estômago. A fórmula e o nome do ácido que, nesse caso, provoca a queimação no estômago, a rouquidão e mesmo dor torácica são:

ADILSON SECCO

a) $HC\ell$ e ácido clórico.
b) $HC\ell O_2$ e ácido cloroso.
c) $HC\ell O_3$ e ácido clorídrico.
d) $HC\ell O_3$ e ácido clórico.
e) $HC\ell$ e ácido clorídrico.

18. (Mackenzie-SP) Para gravação em vidro, usa-se ácido fluorídrico, que reage com o dióxido de silício da superfície do vidro, formando tetrafluoreto de silício gasoso e água.

A reação corretamente equacionada e balanceada para o processo é:

Dados: ^1_1H, F (7A ou 17); Si (4A ou 14); O (6A ou 16).

a) $HF + 2\ SiO \longrightarrow 2\ SiF_4 + 2\ H_2O$
b) $HF + Si_2O \longrightarrow 2\ SiF_4 + H_2O$
c) $4\ HF + SiO_2 \longrightarrow SiF_4 + 2\ H_2O$
d) $4\ HF + SiO \longrightarrow SiF_4 + 2\ H_2O$
e) $2\ HF + SiO_2 \longrightarrow SiF_4 + H_2O$

19. (Udesc) Considere o seguinte composto:

Julgue como verdadeira (V) ou falsa (F) as afirmações.

- O composto apresenta três hidrogênios ionizáveis.
- O composto apresenta quatro ligações covalentes comuns e uma dativa.
- O composto é um diácido.
- O composto pertence a uma função orgânica.

A sequência correta, de cima para baixo, é:

a) V, V, V, F.
b) F, F, V, F.
c) F, V, F, V.
d) V, F, F, V.
e) V, F, F, F.

20. (UFPE) Ácido perclórico ($HC\ell O_4$) é um ácido forte. Quais as espécies químicas presentes, em maior concentração, em uma solução aquosa deste ácido?

a) H^+ e $C\ell O_4^-$.
b) $HC\ell O_4$ e H^+.
c) $HC\ell O_4$ e OH^-.
d) H^+, $C\ell^-$ e O_2.
e) OH^-, $C\ell^-$ e O_2.

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

Exercícios complementares

Registre as respostas em seu caderno

21. (U. São Judas-SP) O ácido cianídrico é o gás de ação venenosa mais rápida que se conhece: uma concentração de 0,3 mg/L de ar é imediatamente mortal. É o gás usado nos estados americanos do norte que adotam a pena de morte por câmara de gás. A primeira vítima foi seu descobridor, Carl Wilhelm Scheele, que morreu ao deixar cair um vidro contendo solução de ácido cianídrico, cuja fórmula molecular é:

a) HCOOH.
b) HCN.
c) HCNS.
d) HCNO.
e) $H_4Fe(CN)_6$.

22. (Mackenzie-SP) O ácido que é classificado como oxiácido, diácido e é formado por átomos de três elementos químicos diferentes é:

a) H_2S.
b) $H_4P_2O_7$.
c) HCN.
d) H_2SO_3.
e) HNO_3.

23. (Univali-SC) A respeito da substância HCℓ observa-se, experimentalmente, que:

- é um gás incolor.
- está presente no suco gástrico do estômago humano.
- aparece no comércio com o nome de ácido muriático, sendo utilizada na limpeza de pisos.
- a maioria de suas moléculas sofre ionização em solução aquosa.

Desse modo, pode-se concluir que:

a) o HCℓ é uma substância iônica.
b) o HCℓ é um ácido fraco.
c) o HCℓ é um gás não tóxico.
d) a ionização pode ser resumida pela equação:

$$HC\ell\,(g) \xrightarrow{\text{Água}} H^+\,(aq) + C\ell^-\,(aq)$$

e) o suco gástrico não é ácido.

24. (UFRGS-RS) Admitindo-se 100% de ionização para o ácido clorídrico em solução diluída, pode-se afirmar que essa solução não contém a espécie:

a) HCℓ.
b) OH^-.
c) H_3O^+.
d) H_2O.
e) $C\ell^-$.

25. (Mackenzie-SP) Na dissolução em água do cloreto de hidrogênio gasoso (ou gás clorídrico), formam-se íons H_3O^{1+} e $C\ell^{1-}$. A respeito desse fenômeno, fazem-se as afirmações:

Dado: número atômico H = 1; O = 8; Cℓ = 17.

I. As moléculas do HCℓ, por serem polares, são atraídas fortemente pelas moléculas de água.
II. Há a quebra da ligação covalente no HCℓ.
III. A reação é de ionização.
IV. O ânion produzido tem oito elétrons na última camada.

Estão corretas:

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

26. (Enem-MEC) Os gases liberados pelo esterco e por alimentos em decomposição podem conter sulfeto de hidrogênio (H_2S), gás com cheiro de ovo podre, que é tóxico para muitos seres vivos. Com base em tal fato, foram feitas as seguintes afirmações:

I. Gases tóxicos podem ser produzidos em processos naturais.
II. Deve-se evitar o uso de esterco como adubo porque polui o ar das zonas rurais.
III. Esterco e alimentos em decomposição podem fazer parte do ciclo natural do enxofre (S).

Está correto, **apenas**, o que se afirma em:

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

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

3 Bases ou hidróxidos

Do ponto de vista prático, ou seja, baseado apenas em observações experimentais, bases ou hidróxidos são substâncias que apresentam as seguintes características:

- **formam soluções aquosas condutoras de eletricidade**;
- **podem fazer voltar a cor original dos indicadores**, caso essa cor tenha sido alterada por um ácido (essa característica das bases dá sentido ao nome **indicadores ácido-base**);
- **têm sabor adstringente**, isto é, que "prende" a língua, como é possível perceber ao se comer uma fruta "verde". Mas **não faça esse teste**, pois **as bases são, em geral, tóxicas e corrosivas**.

As bases são também chamadas de **álcalis**. Essa palavra vem do árabe *al-kali*, que significa "cinza", pois encontramos bases (como KOH) nas cinzas da madeira. Dessa palavra resulta também a expressão "águas alcalinas" para as águas minerais com características básicas.

As bases são muito comuns em nosso cotidiano. Vários produtos de limpeza contêm bases, como o **hidróxido de sódio** (NaOH), presente em substâncias para desentupir pias, o **hidróxido de amônio** (NH_4OH), encontrado no amoníaco etc. O leite de magnésia, usado para combater a acidez estomacal, contém **hidróxido de magnésio** ($Mg(OH)_2$).

As bases são também muito empregadas nas indústrias químicas. O hidróxido de sódio, por exemplo, é empregado na produção de sabões, detergentes, tecidos etc.

EDUARDO SANTALIESTRA/CID

Exemplos de produtos contendo bases.

3.1. Definição de base de Arrhenius

Do ponto de vista teórico, Arrhenius definiu:

> **Bases** ou **hidróxidos** são compostos que, por **dissociação iônica**, liberam, como íon negativo, apenas o **ânion hidróxido (OH^-)**, também chamado de **hidroxila** ou **oxidrila**.

O **OH^-** é o responsável pelas propriedades comuns a todas as bases, constituindo por isso o **radical funcional das bases**. Exemplos:

$$NaOH \longrightarrow Na^+ + OH^-$$
$$Ca(OH)_2 \longrightarrow Ca^{2+} + 2\ OH^-$$
$$A\ell(OH)_3 \longrightarrow A\ell^{3+} + 3\ OH^-$$

De modo geral, as bases são formadas por um **metal**, que constitui o radical positivo, ligado invariavelmente ao OH^-. A única **base não metálica** importante é o hidróxido de amônio (NH_4OH).

3.2. Classificações das bases

a) De acordo com o número de hidroxilas (OH^-)

- **Monobases**: possuem apenas uma hidroxila (OH^-). Exemplos: NaOH, NH_4OH etc.
- **Dibases**: possuem duas OH^-. Exemplos: $Ca(OH)_2$, $Fe(OH)_2$ etc.
- **Tribases**: possuem três OH^-. Exemplos: $A\ell(OH)_3$, $Fe(OH)_3$ etc.
- **Tetrabases**: possuem quatro OH^-. Exemplos: $Sn(OH)_4$, $Pb(OH)_4$ etc.

Não existem bases com mais de quatro hidroxilas por molécula.

b) De acordo com o grau de dissociação

Relembre a definição de grau de ionização ou grau de dissociação iônica (α) dada à página 234.

- **Bases fortes**: são aquelas cujo grau de dissociação é praticamente 100%. É o caso dos **hidróxidos dos metais alcalinos**, como NaOH, KOH etc., e dos **metais alcalinoterrosos**, como $Ca(OH)_2$, $Ba(OH)_2$ etc., que já **são iônicos** por natureza. O $Mg(OH)_2$ é uma exceção à regra, pois constitui uma base fraca.
- **Bases fracas**: são aquelas cujo grau de dissociação é, em geral, inferior a 5%. É o caso do **hidróxido de amônio** (NH_4OH) e dos **hidróxidos dos metais em geral** (excluídos os metais alcalinos e alcalinoterrosos).

c) De acordo com a solubilidade em água

- **Solúveis**: hidróxidos dos metais alcalinos como NaOH, KOH etc., e hidróxido de amônio (NH_4OH).
- **Pouco solúveis**: hidróxidos dos metais alcalinoterrosos, como $Ca(OH)_2$, $Ba(OH)_2$ etc.
- **Praticamente insolúveis**: todos os demais.

3.3. Formulação das bases

Uma base é sempre formada por um cátion (metal ou NH_4^+) ligado **invariavelmente** ao ânion **hidroxila** (OH^-):

Na^+	OH^-
Ca^{2+}	$(OH^-)_2$
$A\ell^{3+}$	$(OH^-)_3$

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

Note também que a carga positiva do cátion é neutralizada pela carga negativa total das hidroxilas, originando a seguinte **regra geral de formulação das bases**:

$$B_1^{+y} \quad (OH)_y^{-1} \qquad \text{ou seja:} \qquad B(OH)_y$$

Nessa expressão, *B* representa o **cátion** (metal ou NH_4^+) de carga $+y$. Cabe também assinalar que, nas bases, $y \leqslant 4$.

3.4. Nomenclatura das bases

a) Quando o elemento forma apenas uma base

Hidróxido de .....
(Nome do elemento)

$NaOH$ — hidróxido de **sódio**
NH_4OH — hidróxido de **amônio**

b) Quando o elemento forma duas bases

Hidróxido ..... (Nome do elemento)
- **ico** → Quando o elemento tem $N_{ox.}$ maior
- **oso** → Quando o elemento tem $N_{ox.}$ menor

$Fe(OH)_3$ — hidróxido férr**ico**
$Fe(OH)_2$ — hidróxido ferr**oso**

$Sn(OH)_4$ — hidróxido estân**ico**
$Sn(OH)_2$ — hidróxido estan**oso**

Em lugar das terminações **ico** e **oso**, podemos usar também um **algarismo romano** indicando o **número de oxidação** do elemento.

$Fe(OH)_3$ — hidróxido de ferro III
$Fe(OH)_2$ — hidróxido de ferro II

$Sn(OH)_4$ — hidróxido de estanho IV
$Sn(OH)_2$ — hidróxido de estanho II

Para treinar a formulação e nomenclatura das bases, veja a **tabela dos principais cátions**, dada no final do livro.

3.5. Bases importantes

a) Hidróxido de sódio – NaOH

O **hidróxido de sódio**, também chamado de **soda cáustica**, é um sólido branco, de ponto de fusão 318 °C, muito tóxico e corrosivo e bastante solúvel em água (dissolução muito exotérmica).

É produzido, industrialmente, a partir de soluções aquosas de $NaC\ell$:

$$2\,NaC\ell + 2\,H_2O \longrightarrow 2\,NaOH + H_2\uparrow + C\ell_2\uparrow$$

É uma das bases mais empregadas na indústria química, servindo na preparação de compostos orgânicos (sabão, seda artificial, celofane etc.), na purificação de óleos vegetais, na purificação de derivados do petróleo, na fabricação de produtos para desentupir pias etc.

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

FOTOS: GARCIA-PELAYO / CID

Em (A), temos uma mistura de solução aquosa de soda cáustica e óleo. Em (B), temos a mesma mistura se transformando em sabão.

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

b) Hidróxido de cálcio – $Ca(OH)_2$

O hidróxido de cálcio é conhecido por **cal hidratada**, **cal extinta** ou **cal apagada**. Esses nomes provêm de seu método de preparação, que é por hidratação do óxido de cálcio (CaO), chamado de **cal viva** ou **cal virgem**:

$$\underbrace{CaO}_{\text{Cal viva}} + H_2O \longrightarrow \underbrace{Ca(OH)_2}_{\text{Cal hidratada}}$$

O $Ca(OH)_2$ é um sólido branco pouco solúvel em água. A suspensão aquosa de $Ca(OH)_2$ é chamada de **leite de cal** ou **água de cal**. O maior uso do hidróxido de cálcio é na construção civil:

- na preparação de argamassa (massa para assentar tijolos);
- na pintura de paredes (caiação).

É usada também na agricultura, como inseticida e fungicida, e ainda no tratamento (purificação) de águas e esgotos.

EDUARDO SANTALIESTRA/CID

Preparação de argamassa com areia e cal.

c) Hidróxido de amônio – NH_4OH

O hidróxido de amônio não existe isolado, sendo, na verdade, uma solução aquosa de NH_3 (**amoníaco** ou **amônia**):

$$NH_3 + H_2O \longrightarrow NH_4OH$$

O NH_3, por sua vez, é preparado por **síntese direta** (**processo de Haber-Bosch**):

$$N_2 + 3\,H_2 \longrightarrow 2\,NH_3$$

O NH_3 é um gás, de cheiro sufocante, usado como fertilizante agrícola, na fabricação do ácido nítrico (HNO_3), na produção de compostos orgânicos e como gás de refrigeração. A solução aquosa NH_4OH é usada em limpeza doméstica e tem um cheiro forte de NH_3, devido à decomposição espontânea: $NH_4OH \longrightarrow H_2O + NH_3\uparrow$.

Questões

Registre as respostas em seu caderno

a) Escreva a definição de Arrhenius para bases.

b) Cite algumas das aplicações de diferentes bases em processos industriais apresentadas anteriormente.

c) Considere a produção de NaOH a partir de NaCℓ descrita no texto. Qual matéria-prima natural é bastante conveniente para ser utilizada nesse processo? (Não se esqueça de que o NaCℓ é o principal componente do sal de cozinha.)

Exercícios básicos

Registre as respostas em seu caderno

Atenção: Para resolver os exercícios, use, se necessário, a tabela de radicais positivos (cátions) apresentada no final do livro.

27. Escreva as fórmulas das seguintes bases:

a) hidróxido de lítio;
b) hidróxido de crômio;
c) hidróxido ferroso;
d) hidróxido áurico;
e) hidróxido de cobre I.

28. Dê os nomes das seguintes bases:

a) $Mg(OH)_2$;
b) CsOH;
c) $Hg(OH)_2$;
d) $Sn(OH)_2$;
e) $Pt(OH)_4$.

29. Classifique as seguintes bases de acordo com os critérios: (1) mono, di, tri, ... base; (2) forte ou fraca; (3) solúvel ou insolúvel na água.

a) NaOH;
b) $Fe(OH)_3$;
c) $Zn(OH)_2$;
d) NH_4OH;
e) RbOH;
f) $Sr(OH)_2$;
g) AgOH.

30. (Osec-SP) Uma base forte deve ter ligado ao grupo OH^-:

a) um elemento muito eletropositivo.
b) um elemento muito eletronegativo.
c) um semimetal.
d) um metal que dê 3 elétrons.
e) um ametal.

31. (Uece) Indique a associação correta do ácido ou da base com sua utilização.

a) Ácido sulfúrico, usado nos refrigerantes gaseificados.
b) Amônia, usada na fabricação de produtos de limpeza.
c) Hidróxido de sódio, usado como antiácido estomacal.
d) Ácido clorídrico, usado em baterias de automóveis.

Exercícios complementares

Registre as respostas em seu caderno

32. (UEPG-PR) Com relação às propriedades das bases de Arrhenius, é incorreto afirmar:

a) o hidróxido de amônio é uma base não metálica, bastante solúvel em água.
b) os metais alcalinos formam monobases com alto grau de ionização.
c) as bases formadas pelos metais alcalinoterrosos são fracas, visto que são moleculares por sua própria natureza.
d) os hidróxidos dos metais alcalinoterrosos são pouco solúveis em água.
e) uma base é tanto mais forte quanto maior for seu grau de ionização.

33. (Mackenzie-SP)

Força e solubilidade de bases em água	
Bases de metais alcalinos	Fortes e solúveis
Bases de metais alcalinoterrosos	Fortes e parcialmente solúveis, exceto a de magnésio, que é fraca
Demais bases	Fracas e praticamente insolúveis

Para desentupir um cano de cozinha e para combater a acidez estomacal, necessita-se, respectivamente, de uma base forte e solúvel e de uma base fraca e parcialmente solúvel.

Consultando a tabela anterior, conclui-se que as fórmulas dessas bases podem ser:

a) $Ba(OH)_2$ e $Fe(OH)_3$.
b) $A\ell(OH)_3$ e NaOH.
c) KOH e $Ba(OH)_2$.
d) $Cu(OH)_2$ e $Mg(OH)_2$.
e) NaOH e $Mg(OH)_2$.

34. (Mackenzie-SP) O hidróxido de sódio, conhecido no comércio como soda cáustica, é um dos produtos que contaminaram o rio Pomba, em Minas Gerais, causando um dos piores desastres ecológicos no Brasil.

Dessa substância é **incorreto** afirmar que:

a) tem fórmula NaOH.
b) é um composto iônico.
c) em água, dissocia-se.
d) é usada na produção de sabões.
e) é uma molécula insolúvel em água.

35. (FEI-SP) Explique por que é praticamente impossível medir a condutividade elétrica de um hidróxido que não seja de um metal alcalino.

36. (Mackenzie-SP) O nitrogênio, que no estado líquido é usado na conservação de embriões e em criocirurgias, reage com o hidrogênio em presença de catalisador, formando amônia. Esta, em solução aquosa, recebe o nome comercial de amoníaco. Dentre as fórmulas abaixo, a única que não se encaixa na descrição feita é:

Dado: Número atômico H = 1; N = 7; O = 8.

a) N_2O.
b) H_2.
c) H_2O.
d) NH_3.
e) NH_4OH.

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

4 Comparação entre ácidos e bases

Na Química, **ácidos** e **bases** podem ser considerados substâncias com características opostas, fato que pode ser percebido se observarmos suas propriedades funcionais, como mostramos a seguir.

4.1. Propriedades funcionais

	Ácidos	Bases
Quanto à solubilidade em água	A maior parte é **solúvel**.	A maior parte é **insolúvel** (só os hidróxidos de metais alcalinos e o NH_4OH são solúveis).
Quanto à estrutura	São **moleculares**.	Os hidróxidos de metais alcalinos e alcalinoterrosos são **iônicos**; os demais são **moleculares**.
Quanto à condutividade elétrica	Só conduzem a corrente elétrica em solução aquosa.	Conduzem a corrente elétrica em solução aquosa; os hidróxidos de metais alcalinos, sendo iônicos, também conduzem a corrente elétrica quando fundidos.
Ação em relação aos indicadores	Ácidos e bases podem mudar a cor de certas substâncias, que são, por esse motivo, denominadas **indicadores ácido-base**; se um ácido provoca certa mudança de cor, a base poderá fazer o indicador voltar à cor original, e vice-versa.	
Ação recíproca	Juntando-se um ácido e uma base, um irá neutralizar as propriedades do outro, porque o ácido e a base reagem quimicamente entre si; a reação, por esse motivo, é chamada de **reação de neutralização**. Além da água, essa reação forma um **sal**; por isso, ela é também chamada de **reação de salificação**. Exemplificando: $\underbrace{HC\ell}_{\text{Ácido}} + \underbrace{NaOH}_{\text{Base}} \longrightarrow \underbrace{NaC\ell}_{\text{Sal}} + \underbrace{H_2O}_{\text{Água}}$	

4.2. A medida do caráter ácido e do básico

Para medir a temperatura, usamos um termômetro, ou melhor, uma escala termométrica. Para medir a acidez ou a basicidade de uma solução, usamos uma escala denominada **escala de pH**, que varia de **zero (soluções muito ácidas) até 14 (soluções muito básicas)**; o valor **pH = 7** indica uma **solução neutra** (nem ácida nem básica).

Fazendo uma analogia:

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

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

Na prática, o pH é estimado com **indicadores ácido-base** (substâncias que mudam de cor em valores bem definidos de pH) ou por meio de **aparelhagem elétrica** (que mede a condutividade elétrica da solução).

Embora esse último processo seja mais preciso, o uso dos indicadores é bastante frequente, dada a sua comodidade; os químicos dispõem, inclusive, de grande número de indicadores, **que mudam de cor em diferentes valores de pH** (a mudança de cor é chamada, usualmente, de **viragem** do indicador). Na figura abaixo, temos a escala de cores para três tipos de indicadores muito utilizados na Química.

Outro indicador muito usado em laboratório é o **papel de tornassol**, que fica **vermelho** em contato com os **ácidos** e **azul** em contato com as **bases**.

TPG-AGB

pHmetro (lê-se peagâmetro) digital indicando o pH de suco de tomate.

ADILSON SECCO

Escala de cores para três tipos de indicadores.

EDUARDO SANTALIESTRA/CID

O limão, devido ao seu caráter ácido, deixa o papel de tornassol com coloração avermelhada. Por sua vez, o sabão, devido ao seu caráter básico, deixa o papel de tornassol com coloração azulada.

4.3. A importância do pH em nosso cotidiano

Os produtos que usamos no dia a dia têm valores bastante diferentes de pH, como podemos observar no quadro abaixo:

ADILSON SECCO

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

Sendo assim, é evidente que a medição e o controle do pH tornam-se importantes em muitas atividades humanas.

Na agricultura, devemos lembrar que cada vegetal cresce melhor em solos com determinado valor de pH. Duas espécies que requerem solo ácido são a erva-mate e a mandioca. Elas são nativas do continente americano, onde predominam solos ácidos. Culturas como soja, alfafa, algodão e feijão são menos tolerantes à acidez do solo, ou seja, se adaptam e crescem melhor em solos corrigidos com calcário, cujo pH se situa na faixa de 6,0 a 6,2.

O pH do solo não influencia apenas o crescimento dos vegetais. A hortênsia, por exemplo, produz flores azuis em solos ácidos e flores rosa em solos alcalinos.

FABIO COLOMBINI

Hortênsia azul (solo ácido).

FABIO COLOMBINI

Hortênsia rosa (solo alcalino).

Nas piscinas, usa-se cloro para combater os micro-organismos. Devemos lembrar que o cloro ($C\ell_2$) é um gás, de modo que o cloro granulado usado em piscinas é, na verdade, o hipoclorito de sódio – $NaC\ell O$ – ou o hipoclorito de cálcio – $Ca(C\ell O)_2$ –, que são compostos sólidos.

No tratamento da água da piscina, além de se controlar a quantidade de cloro presente, deve-se também testar o valor do pH da água. Mantendo-se esse valor entre 7,4 e 7,6 (com a adição de produtos adequados e em doses corretas), não só aumentamos a eficácia da cloração, como também protegemos os equipamentos metálicos da piscina contra a corrosão.

PETER TITMUSS / ALAMY-OTHER IMAGES

***Kit* utilizado para medir o pH e a concentração de cloro em piscinas.**

Nosso organismo é também um "laboratório" químico. O estômago, por exemplo, contém **suco gástrico**, que é necessário à digestão dos alimentos. Trata-se de uma solução ácida, pois contém ácido clorídrico ($HC\ell$). Em consequência de doenças ou tensões nervosas, a quantidade de $HC\ell$ no estômago pode aumentar, causando os sintomas conhecidos por **azia**. Uma das maneiras de combater a azia é ingerir medicamentos que contenham bases de "força média", como $Mg(OH)_2$ (que existe no leite de magnésia) ou $A\ell(OH)_3$. Essas bases irão **neutralizar** o excesso de acidez existente no estômago, aliviando os sintomas da azia. Mas, **atenção**: medicamentos só devem ser ingeridos sob orientação médica.

EDUARDO SANTALIESTRA/CID

Medicamentos alcalinos combatem a acidez estomacal.

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

OBSERVAÇÃO

Há certas substâncias que não são ácidos nem bases, mas que produzem **soluções aquosas ou de caráter ácido ou de caráter básico**. Um caso importante é o de muitos sais que sofrem **hidrólise** (reação com água). A hidrólise é a **reação inversa da neutralização**. Por exemplo:

$$NH_4C\ell + H_2O \longrightarrow NH_4OH + HC\ell$$

Nesse exemplo, a solução final é **ácida** (pH < 7), pois estão misturados o NH_4OH (base fraca) e o $HC\ell$ (ácido forte); **predomina, então, o "caráter do mais forte"** (caráter ácido do $HC\ell$).

Questões

Registre as respostas em seu caderno

Compare o quadro que apresenta o comportamento de três indicadores e o gráfico com alguns valores comuns de pH para diferentes sistemas (vistos na página 250) e responda:

a) Qual é a definição de indicadores ácido-base?

b) Qual(is) indicador(es) pode(m) ser usado(s) para diferenciar o vinagre da água pura?

c) A fenolftaleína pode ser usada para diferenciar o suco de limão do vinagre? Por quê?

d) Qual indicador é o mais adequado para diferenciar a água pura da água de cal?

Exercícios básicos

Registre as respostas em seu caderno

37. (Mackenzie-SP) Para combater a azia, podem ser usados medicamentos à base de hidróxido de magnésio — $Mg(OH)_2$. O alívio do sintoma resulta da neutralização do ácido clorídrico do estômago pelo hidróxido de magnésio. A reação, corretamente equacionada e balanceada, que ocorre entre as substâncias citadas é:

a) $Mg(OH)_2 + HC\ell O_2 \longrightarrow MgC\ell O_2 + H_2O$

b) $Mg(OH)_2 + HC\ell \longrightarrow MgC\ell_2 + 3\ H_2O$

c) $Mg(OH)_2 + 2\ HC\ell O_3 \longrightarrow Mg(C\ell O_3)_2 + 2\ H_2O$

d) $Mg(OH)_2 + 2\ HC\ell \longrightarrow MgC\ell_2 + 2\ H_2O$

e) $Mg(OH)_2 + HC\ell \longrightarrow MgC\ell + 2\ H_2O$

38. (Unisinos-RS) Um aluno, trabalhando no laboratório de sua escola, deixou cair uma certa quantidade de solução alcoólica de fenolftaleína sobre um balcão que estava sendo limpo com sapólio. O local onde caiu a fenolftaleína adquiriu, quase que imediatamente, uma coloração violácea. Esse aluno, observando a mancha violácea, concluiu que:

a) o sapólio deve ser um meio ácido.
b) o sapólio deve ser um meio alcalino.
c) o sapólio deve ser um meio neutro.
d) o sapólio tem características de um sal.
e) a fenolftaleína removeu o sapólio do local.

39. (PUC-MG) Urtiga é o nome genérico dado a diversas plantas da família das Urticáceas, cujas folhas são cobertas de pelos finos, os quais liberam ácido fórmico (H_2CO_2) que, em contato com a pele, produz uma irritação.

Dos produtos de uso doméstico abaixo, o que você utilizaria para diminuir essa irritação é:

a) vinagre.
b) sal de cozinha.
c) óleo.
d) coalhada.
e) leite de magnésia.

40. (UFU-MG) O ácido clorídrico é muito usado industrialmente na manufatura de corantes. Com o nome de ácido muriático ele é largamente empregado na limpeza em geral, não podendo ser utilizado, no entanto, em pisos de mármore, os quais são constituídos de carbonato de cálcio. Se por acidente um pouco de ácido muriático cair sobre um piso de mármore, entre os produtos citados abaixo, normalmente encontrados em qualquer residência, o mais indicado para se espalhar sobre o local será:

a) vinagre.
b) suco de limão.
c) sal de cozinha.
d) suco de tomate.
e) amoníaco.

41. (FEI-SP) Num recipiente contendo uma substância *A*, foram adicionadas gotas de fenolftaleína, dando uma coloração rósea. Adicionando-se uma substância *B* em *A*, a solução apresenta-se incolor. Com base nessas informações podemos afirmar que:

a) *A* e *B* são bases.
b) *A* é um ácido e *B* é uma base.
c) *A* é uma base e *B* é um ácido.
d) *A* e *B* são ácidos.
e) *A* e *B* são sais neutros.

42. (UFSM-RS) Sabe-se que a reação de formação do hidróxido de amônio do detergente, que contém amoníaco, é expressa pela equação:

$$NH_3 + H_2O \longrightarrow NH_4^+ + OH^-$$

Fazemos, então, as seguintes afirmativas:

I. O produto dessa reação se encontra altamente dissociado.
II. A solução tem pH básico.
III. De acordo com a teoria de Arrhenius, bases são substâncias que se dissociam em água, produzindo íons OH^-.

Está(ão) correta(s):

a) apenas I.
b) apenas II.
c) apenas III.
d) apenas I e II.
e) apenas II e III.

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

Exercícios complementares

Registre as respostas em seu caderno

43. (Mackenzie-SP) Embora as picadas de vespas e de formigas provoquem dor e lesão, na picada de vespa é injetada uma substância básica, enquanto na picada de formiga é injetada uma substância ácida. Para amenizar o edema provocado por essas picadas e neutralizar o veneno, pode-se colocar, no local picado por cada um dos insetos, uma gaze umedecida, respectivamente, com:

a) salmoura e suco de limão.
b) vinagre e amoníaco.
c) suco de laranja e salmoura.
d) solução de bicarbonato de sódio e vinagre.
e) leite de magnésia e amoníaco.

44. (Acafe-SC) Certos corantes naturais, contidos em flores e folhas, sofrem mudanças de cor quando o pH do meio é alterado. Por essa razão, tais corantes funcionam como bons indicadores de ácido e base. Folhas de repolho-roxo, por exemplo, imersas em água, formam uma solução violeta. Ao se adicionar vinagre, essa solução do corante fica rosa; ao se adicionar carbonato de sódio, fica verde. Qual é a opção que apresenta corretamente as cores desse indicador natural nos meios indicados?

	pH ≃ 2	pH ≃ 7	pH ≃ 12
a)	Rosa	Violeta	Verde
b)	Verde	Rosa	Violeta
c)	Verde	Violeta	Rosa
d)	Violeta	Rosa	Verde
e)	Rosa	Verde	Violeta

45. (Mackenzie-SP) Para o tratamento da gastrite, um médico prescreveu um medicamento que continha um hidróxido de metal *M*, da família do boro. A fórmula do hidróxido em questão é:

(Dados os números atômicos: Na = 11, Fe = 26, N = 7, H = 1, Aℓ = 13, Ca = 20, O = 8.)

a) NaOH.
b) $Fe(OH)_3$.
c) $A\ell(OH)_3$.
d) $Ca(OH)_2$.
e) NH_4OH.

46. (Enem-MEC) Um estudo caracterizou 5 ambientes aquáticos, nomeados de *A* a *E*, em uma região, medindo parâmetros físico-químicos de cada um deles, incluindo o pH nos ambientes. O gráfico I representa os valores de pH dos 5 ambientes. Utilizando o gráfico II, que representa a distribuição estatística de espécies em diferentes faixas de pH, pode-se esperar um maior número de espécies no ambiente:

Gráfico I

Gráfico II

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

a) *A*.
b) *B*.
c) *C*.
d) *D*.
e) *E*.

5 Sais

Quando se fala em **sal**, a primeira ideia que nos ocorre é a do **sal comum** ou **sal de cozinha** (NaCℓ: cloreto de sódio), que está presente em nossa alimentação e na conservação de alimentos (carne-seca, bacalhau e outros).

No entanto, a "família" dos sais é muito numerosa e muitos deles estão presentes em nosso cotidiano: o **bicarbonato de sódio**, $NaHCO_3$, é usado como antiácido e também no preparo de bolos e biscoitos; o **sulfato de sódio**, Na_2SO_4 (sal de Glauber), e o **sulfato de magnésio**, $MgSO_4$ (sal amargo), são usados como purgante; o gesso usado em ortopedia ou em construção é o **sulfato de cálcio hidratado**, $2\ CaSO_4 \cdot H_2O$; e assim por diante.

O sal comum é branco, mas muitos outros sais são coloridos.

ANDREW LAMBERT PHOTOGRAPHY/ SCIENCE PHOTO LIBRARY-LATINSTOCK

A Sulfato de ferro III; B sulfato de ferro II; C cloreto de sódio (sal de cozinha); D carbonato de cobre II; E sulfato de cobre II.

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

O sal comum e muitos outros são solúveis em água. Mas existe um grande grupo de sais que são insolúveis em água.

JAVIER JAIME/CID

JAVIER JAIME/CID

Sais solúveis em água: cloreto de sódio (esquerda) e sulfato de cobre II (direita).

COREL/STOCK PHOTOS

ER PRODUCTIONS LTD/BLEND IMAGES/GETTY IMAGES

Estalactites e estalagmites (esquerda) e o gesso ortopédico (direita) são formados por sais insolúveis. (Na foto da esquerda, vista do interior das Cavernas de Sonora, no Texas, EUA.)

Os sais também são muito usados nas indústrias químicas. O sal comum ($NaC\ell$) é muito usado na fabricação da soda cáustica ($NaOH$), do gás hidrogênio (H_2) e do gás cloro ($C\ell_2$). Outro exemplo importante é o calcário (mineral com alto teor de $CaCO_3$) usado na fabricação da cal (CaO), do vidro, do cimento, como fundente em indústrias metalúrgicas etc.

R-P/KINO

O carbonato de cálcio ($CaCO_3$) existe no mármore, no calcário, nas cascas de ovos etc.

AMADORTORIL/CID

O gesso – sulfato de cálcio hidratado ($2\ CaSO_4 \cdot H_2O$) – é usado em ortopedia, na fabricação de giz escolar etc.

5.1. Conceituação dos sais

Do **ponto de vista prático**, ou seja, baseado apenas em observações experimentais, podemos dizer que:

> **Sais** são compostos formados juntamente com a água na reação de um ácido com uma base de Arrhenius.

De fato, já vimos que a reação entre um ácido e uma base de Arrhenius – chamada de **reação de neutralização** – forma um sal, além da água:

$$\underbrace{HC\ell}_{\text{Ácido}} + \underbrace{NaOH}_{\text{Base}} \longrightarrow \underbrace{NaC\ell}_{\text{Sal}} + \underbrace{H_2O}_{\text{Água}}$$

É interessante notar que, se a reação acima for efetuada em solução aquosa, o $HC\ell$, o $NaOH$ e o $NaC\ell$ estarão, em verdade, na forma iônica, de modo que podemos reescrever a equação acima do seguinte modo:

$$H^+ + \cancel{C\ell^-} + \cancel{Na^+} + OH^- \longrightarrow \cancel{Na^+} + \cancel{C\ell^-} + H_2O$$

"Cancelando" o $C\ell^-$ e o Na^+, que não se alteram durante a reação, teremos:

$$H^+ + OH^- \longrightarrow H_2O$$

que é a expressão da **equação geral da neutralização**.

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

Salientamos que existem outros tipos de reação que também formam sais; eles serão vistos nos capítulos 10 e 11.

Do **ponto de vista teórico**, dizemos que:

> **Sais** são compostos iônicos que possuem, pelo menos, um cátion diferente do H^+ e um ânion diferente do OH^-.

Por exemplo:

$NaC\ell$	ou	$Na^+C\ell^-$
$NaHSO_4$	ou	$Na^+H^+SO_4^{2-}$
$Ca(OH)C\ell$	ou	$Ca^{2+}OH^-C\ell^-$
$NaKSO_4$	ou	$Na^+K^+SO_4^{2-}$
$CaC\ell Br$	ou	$Ca^{2+}C\ell^-Br^-$

5.2. Reação de neutralização total/Sais neutros ou normais

Dizemos que uma reação é de **neutralização total** quando reagem todos os H^+ do ácido e todos os OH^- da base. O sal assim formado é chamado de **sal neutro** ou **normal**.

Base		Ácido	Sal neutro	Água
Na OH	+	H Cℓ	→ NaCℓ	+ H_2O
Na OH Na OH Na OH	+	H O H O—P→O H O	→ Na^+ ^-O Na^+ ^-O—P→O Na^+ ^-O	+ HOH HOH HOH
Abreviadamente: 3 NaOH	+	H_3PO_4	→ Na_3PO_4	+ 3 H_2O
Ca OH Ca OH	+	H NO_3 H NO_3	→ Ca^2 NO_3^- NO_3^-	+ HOH HOH
Abreviadamente: $Ca(OH)_2$	+	2 HNO_3	→ $Ca(NO_3)_2$	+ 2 H_2O

Nessas reações, $NaC\ell$, Na_3PO_4 e $Ca(NO_3)_2$ são exemplos de sais neutros ou normais. Note que, nessas reações, o que realmente ocorre é a união entre o H^+ do ácido e o OH^- da base.

a) Fórmula geral dos sais neutros

Um sal neutro é formado por um cátion *B*, proveniente da base, e um ânion *A*, proveniente do ácido, segundo o esquema:

$$B_x^{+y} \quad A_y^{-x}$$

Observe os exemplos:

Na_1^{1+} $C\ell_1^{1-}$ ou $NaC\ell$ $\qquad$ Ca_1^{2+} $(NO_3)_2^{1-}$ ou $Ca(NO_3)_2$

Na_3^{1+} $(PO_4)_1^{3-}$ ou Na_3PO_4 $\qquad$ Ca_3^{2+} $(PO_4)_2^{3-}$ ou $Ca_3(PO_4)_2$

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

Veja que não é necessário indicar o índice 1. Os demais índices são simplificados, sempre que possível. Por exemplo:

b) Nomenclatura dos sais neutros

O nome de um sal neutro deriva do ácido e da base que lhe dão origem. Assim, para obter o nome de um sal, basta **alterar a terminação do nome do ácido correspondente**, de acordo com o seguinte código:

Ácido		Sal
ídrico	→	**eto**
oso		**ito**
ico		**ato**

Esquematicamente, o nome de um sal neutro é:

..... (Nome do ácido de origem, trocando-se a terminação)	**eto** / **ito** / **ato**	..... (Nome do cátion da base de origem)

Observe os exemplos:

$HC\ell$	+	$NaOH$	→	$NaC\ell$	+	H_2O
Ácido clor**ídrico**		Hidróxido de sódio		Clor**eto** de sódio		
HNO_2	+	KOH	→	KNO_2	+	H_2O
Ácido nitr**oso**		Hidróxido de potássio		Nitr**ito** de potássio		
$2\ H_3PO_4$	+	$3\ Ca(OH)_2$	→	$Ca_3(PO_4)_2$	+	$6\ H_2O$
Ácido ortofosfór**ico**		Hidróxido de cálcio		Ortofosf**ato** de cálcio		

(aqui, ortofosf**ato** é abreviação de ortofosfor**ato**)

Para treinar a formulação e nomenclatura dos sais normais, use as tabelas de cátions e ânions, dadas no final do livro.

c) Solubilidade dos sais neutros

A tabela a seguir dá a solubilidade em água das principais "famílias" de sais neutros; é possível observar os casos de grande solubilidade:

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

Sal	Solubilidade	Exceções
Nitratos Cloratos Acetatos	Solúveis	
Cloretos Brometos Iodetos	Solúveis	Ag^+, Hg_2^{2+}, Pb^{2+}
Sulfatos	Solúveis	Ca^{2+}, Sr^{2+}, Ba^{2+}, Pb^{2+}
Sulfetos	Insolúveis	Li^+, Na^+, K^+, Rb^+, Cs^+, NH_4^+, Ca^{2+}, Sr^{2+}, Ba^{2+}
Outros sais	Insolúveis	Li^+, Na^+, K^+, Rb^+, Cs^+, NH_4^+

5.3. Outros tipos de sais

A família dos sais é muito grande e bastante diversificada. Outros tipos de sais são apresentados a seguir.

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

a) Sais ácidos ou hidrogeno-sais

São sais que apresentam hidrogênios ionizáveis em suas estruturas. Por exemplo:

- $NaHCO_3$ { carbonato monossódico ou
  carbonato (mono) ácido de sódio ou
  (mono) hidrogeno-carbonato de sódio
  (chamado usualmente de **bicarbonato de sódio**, usado na fabricação de fermento)
- Na_2HPO_4 { ortofosfato dissódico ou
  ortofosfato (mono) ácido de sódio ou
  (mono) hidrogeno-ortofosfato de sódio

Esses sais são provenientes da **neutralização parcial** de seus ácidos de origem.

Por exemplo: $2\ NaOH + H_3PO_4 \longrightarrow Na_2HPO_4 + 2\ H_2O$

Ou, de forma mais detalhada:

b) Sais básicos ou hidróxi-sais

São sais que apresentam hidroxilas em suas estruturas. Por exemplo:

$A\ell(OH)_2C\ell$ (cloreto dibásico de alumínio ou di-hidróxi-cloreto de alumínio)

Esses sais são provenientes da **neutralização parcial** de suas bases de origem.

Por exemplo: $A\ell(OH)_3 + HC\ell \longrightarrow A\ell(OH)_2C\ell + H_2O$

Ou, de forma mais detalhada:

OBSERVAÇÃO

As soluções aquosas dos sais **neutros**, **ácidos** ou **básicos** podem não ser, respectivamente, **neutras** (pH = 7), **ácidas** (pH < 7) ou **básicas** (pH > 7). Por exemplo:

- Na_2CO_3 é um sal **neutro**, cuja solução é **básica** (pH > 7).
- $FeC\ell_3$ é um sal **neutro**, cuja solução é **ácida** (pH < 7).

Podemos dizer que o fato de a solução aquosa de um sal ser ácida ou básica depende do ácido e da base que deram origem ao sal em questão. Observa-se que:

- quando o **ácido** é mais forte que a base, a solução será **ácida**;
- quando a **base** é mais forte que o ácido, a solução será **básica**.

Esse fato pode levar a situações aparentemente contraditórias. Por exemplo, o $NaHCO_3$ é um sal classificado como **sal ácido** (devido à presença do H^+), mas que produz uma solução de **caráter básico** (porque resulta da reação entre NaOH – base forte – com o H_2CO_3 – ácido fraco).

5.4. Sais importantes

a) Cloreto de sódio – NaCℓ

É obtido da água do mar (processo de salinas) ou de minas subterrâneas (sal-gema).

Um quilograma de água do mar contém, em média, 35 g de sais, na seguinte proporção aproximada:

Íons presentes na água do mar	Gramas do íon por quilograma de água do mar
Cloreto ($C\ell^-$)	19,34
Sódio (Na^+)	10,75
Sulfato (SO_4^{2-})	2,70
Magnésio (Mg^{2+})	1,29
Cálcio (Ca^{2+})	0,41
Potássio (K^+)	0,39
Bicarbonato (HCO_3^-)	0,14
Brometo (Br^-)	0,07

Fonte: <http://www.seafriends.org.nz/oceano/seawater.htm>. Acesso em: jan. 2010.

DAVE CHIDLEY/REX FEATURES/IMAGEPLUS

Mina de sal. (Canadá, 2008.)

O sal comum é usado diretamente na alimentação ou na conservação de carnes e de pescados. Na alimentação, é importante que o sal contenha pequenas quantidades de compostos do iodo (NaI, KI, $NaIO_3$ etc.); caso contrário, a pessoa poderá sofrer dilatação da glândula tireoide, uma doença conhecida como **bócio** ou **papo**. Uma solução aquosa com 0,92% de NaCℓ é chamada de **soro fisiológico** e é usada em Medicina.

O uso industrial mais importante de NaCℓ é a produção de NaOH, H_2 e $C\ell_2$, pela reação:

$$2\,NaC\ell + 2\,H_2O \xrightarrow{\text{Eletricidade}} 2\,NaOH + H_2\uparrow + C\ell_2\uparrow$$

TPG-AGB

O sal de cozinha (cloreto de sódio) é fundamental para o metabolismo humano, porém não deve ser ingerido em excesso.

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

UM POUCO DE HISTÓRIA

Império do sal

Os chineses foram os primeiros a encarar a produção de sal como um negócio de grandes proporções. Desde o século IX a.C., eles obtinham cristais de sal fervendo água do mar em vasilhas de barro. Essa técnica se espalharia pelo mundo ocidental e, um milênio depois, no Império Romano, ainda seria a mais disseminada. Quando o mar estava longe, o jeito era cavar a terra em busca do sal. Foi o que fizeram os celtas, os inventores da mineração de sal-gema. Segundo os registros arqueológicos, procuravam o sal sob o solo já em 1300 a.C.

O sal logo virou alvo de cobiça dos governantes, que passaram a tributar seu comércio e produção, e a arrecadar grandes somas de dinheiro com isso. Em várias civilizações, a extração de sal era monopólio estatal.

Da mesma forma que deveria estar disponível para o cidadão comum, o sal era imprescindível para os legionários romanos, que conquistavam e mantinham o gigantesco império. Tanto que os soldados chegavam a ser pagos em sal, de onde vêm as palavras "salário", "soldo" (pagamento em sal) e "soldado" (aquele que recebeu o pagamento em sal).

b) Carbonato de sódio – Na_2CO_3

É também conhecido como **soda** ou **barrilha**. Sua principal aplicação é a fabricação do vidro, de acordo com a equação:

$$\underbrace{Na_2CO_3}_{\text{Barrilha}} + \underbrace{CaCO_3}_{\text{Calcário}} + \underbrace{SiO_2}_{\text{Areia}} \xrightarrow{1.500\ °C} \underbrace{\text{vidro}}_{\text{Silicatos de sódio e cálcio}}$$

O Na_2CO_3 é usado também na fabricação de sabões, de corantes, no tratamento de água de piscina etc.

RENATO STOCKLER/FOLHA IMAGEM

Fabricação artesanal de objetos de vidro em uma cooperativa em São Paulo (SP, 2005).

c) Hipoclorito de sódio – $NaC\ell O$

É um alvejante usado no branqueamento de roupas (água de lavadeira ou água sanitária).

É também vendido como "cloro" e usado no tratamento de piscinas. Sendo agente antisséptico, é usado na limpeza de casas, hospitais etc. Em pequenas quantidades pode ser adicionado à água para a lavagem de vegetais.

É fabricado pela reação:

$$C\ell_2 + 2\ NaOH \longrightarrow NaC\ell O + NaC\ell + H_2O$$

EDUARDO SANTALIESTRA/CID

Hipoclorito de sódio sendo adicionado na água para a lavagem de verdura.

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

d) Carbonato de cálcio – $CaCO_3$

É muito comum na natureza, na forma de calcita, calcário, mármore etc. O $CaCO_3$ é também formador das estalactites e estalagmites encontradas em cavernas calcárias, nos recifes de corais e na carapaça de seres marinhos.

Os usos mais comuns do carbonato de cálcio são:

• na produção da cal virgem (CaO) pela reação:

$$CaCO_3 \xrightarrow{\text{Calor}} CaO + CO_2\uparrow$$

• na produção do cimento pela reação:

$$\text{calcário} + \text{argila} + \text{areia} \longrightarrow \text{cimento}$$

(silicato de cálcio e alumínio)

• na agricultura, para reduzir a acidez do solo (**calagem**).

ANDRÉ SEALE/PULSAR

Recifes de corais. (Fundo do mar em Fernando de Noronha, PE, 2008.)

e) Fosfato de cálcio – $Ca_3(PO_4)_2$

O fosfato de cálcio é encontrado na crosta terrestre, constituindo o mineral chamado **fosforita**. É encontrado também nos ossos dos animais.

O fosfato de cálcio é usado na produção do ácido fosfórico, segundo a reação:

$$Ca_3(PO_4)_2 + 3\,H_2SO_4 \longrightarrow 2\,H_3PO_4 + 3\,CaSO_4$$

Na agricultura são usados **fertilizantes** para aumentar a produtividade dos solos. Sabe-se que os elementos nitrogênio (N), fósforo (P) e potássio (K) são nutrientes fundamentais para o desenvolvimento das plantas. Daí o uso de fertilizantes do tipo NPK, nos quais estão misturados compostos desses três elementos químicos.

O nitrogênio participa da mistura na forma de $NH_4C\ell$, NH_4NO_3, $NaNO_3$ (salitre do chile) etc. O potássio participa como KNO_3, $KC\ell$ etc. E o fósforo na forma de fosfatos.

O $Ca_3(PO_4)_2$ é pouco solúvel na água, o que dificulta sua absorção pelas raízes das plantas. Ele é submetido, então, às seguintes transformações:

$$Ca_3(PO_4)_2 + H_2SO_4 \longrightarrow 2\,CaHPO_4 + CaSO_4 \quad \text{e também}$$

$$Ca_3(PO_4)_2 + 2\,H_2SO_4 \longrightarrow Ca(H_2PO_4)_2 + 2\,CaSO_4$$

A mistura de $CaHPO_4$ e $Ca(H_2PO_4)_2$ é denominada **superfosfato** e é mais solúvel na água do solo, o que facilita sua absorção pelas raízes das plantas.

NIGEL CATTLIN/PR-LATINSTOCK

Embalagem contendo fertilizante do tipo NPK.

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

Questões

Registre as respostas em seu caderno

a) Escreva as definições de sal sob os pontos de vista teórico e prático.

b) Um sal neutro sempre produzirá uma solução neutra? Dê um exemplo que justifique sua resposta.

c) Em quais casos é possível prever se a solução de um sal será ácida, básica ou neutra?

d) Cite algumas das aplicações de diferentes sais em processos industriais que foram apresentadas anteriormente.

Atividade prática

Registre as respostas em seu caderno

ATENÇÃO

Não cheire nem experimente substância alguma utilizada nesta atividade.

Estudo do pH de alguns materiais usando indicadores ácido-base

Material

- 1 béquer de 50 mL
- 1 bastão de vidro
- 2 vidros de relógio
- 1 conta-gotas
- tiras de papel de tornassol azul e vermelho
- sabão em pó
- vinagre
- sal
- açúcar
- bicarbonato de sódio
- suco de limão

Procedimento

- Coloque água no béquer até aproximadamente um terço do seu volume.
- Adicione uma pequena quantidade de sabão em pó na água e agite o sistema, utilizando o bastão de vidro.
- Coloque algumas gotas do líquido resultante sobre cada um dos vidros de relógio.
- Coloque um pedaço de papel de tornassol azul em contato com o material que está no primeiro vidro de relógio. Anote suas observações na tabela de dados.
- Coloque um pedaço de papel de tornassol vermelho em contato com o material que está no segundo vidro de relógio. Anote suas observações na tabela de dados.
- Lave os materiais utilizados.
- Repita o procedimento descrito anteriormente, substituindo o sabão pelos demais materiais descritos, um de cada vez.

Perguntas

a) Considere as seguintes soluções: (1) água e sabão; (2) água e vinagre; (3) água e sal; (4) água e açúcar; (5) água e bicarbonato de sódio; (6) água e suco de limão.Transcreva e complete a tabela a seguir no caderno, descrevendo o comportamento dos materiais estudados frente aos papéis de tornassol azul e vermelho.

Soluções	Cor do tornassol azul	Cor do tornassol vermelho
Água e sabão		

b) Sabendo que materiais ácidos causam a mudança de cor do tornassol azul para vermelho e não causam mudança na cor do tornassol vermelho, quais das soluções estudadas podem ser classificadas como ácidas?

c) Sabendo que materiais básicos causam a mudança de cor do tornassol vermelho para azul e não causam mudança na cor do tornassol azul, quais das soluções estudadas podem ser classificadas como básicas?

d) Sabendo que materiais neutros não causam mudança de cor em nenhum dos papéis de tornassol, quais das soluções estudadas podem ser classificadas como neutras?

e) Todas as soluções básicas que foram testadas foram feitas utilizando materiais que são classificados como bases, segundo Arrhenius? Por quê?

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

Exercícios básicos

Registre as respostas em seu caderno

Atenção: Para resolver os exercícios, use, se necessário, a tabela dos principais cátions e a dos principais ânions, dadas no final do livro.

47. (UPF-RS) Bromato de sódio, sulfito de amônio, iodeto de potássio e nitrito de cálcio são representados, respectivamente, pelas fórmulas:

a) $NaBrO_3$, $(NH_4)_2SO_3$, KI, $Ca(NO_2)_2$.
b) $NaBrO_4$, $(NH_4)_2SO_3$, KI, $Ca(NO_2)_2$.
c) $NaBrO_3$, $(NH_4)_2SO_3$, KI, $Ca(NO_3)_2$.
d) $NaBrO_3$, $(NH_4)_2SO_2$, KIO_3, $Ca(NO_2)_2$.
e) $NaBrO_3$, $(NH_4)_2SO_4$, KI, $Ca(NO_2)_2$.

48. (PUC-RS) No mar existem vários sais dissolvidos, tais como **cloreto de sódio**, **cloreto de magnésio**, **sulfato de magnésio** e outros. Também se encontram sais pouco solúveis na água, como o **carbonato de cálcio**, que forma os corais e as conchas.

As fórmulas químicas das substâncias destacadas acima estão reunidas, respectivamente, em:

a) $NaC\ell$, $MgC\ell_2$, MgS e $CaCO_3$.
b) $NaC\ell_2$, $MgC\ell_2$, $MgSO_4$ e Ca_2C.
c) $NaC\ell_2$, $MgC\ell$, Mg_2SO_4 e $Ca(CO_3)_2$.
d) $NaC\ell$, $MgC\ell_2$, $MgSO_4$ e $CaCO_3$.
e) $NaC\ell$, $Mg_2C\ell$, MgS e Ca_2CO_3.

49. (Mackenzie-SP) Utilizada como coagulante do sangue em pequenos cortes (barba ou manicure, por exemplo), a pedra-ume é formada por sulfatos duplos de potássio e alumínio cristalizados com vinte e quatro moléculas de água. A fórmula da pedra-ume é:

(Dados os números atômicos: K = 19; Aℓ = 13; S = 16; O = 8.)

a) $K_2SO_4 \cdot A\ell SO_4 \cdot 24\ H_2O$.
b) $KSO_4 \cdot A\ell SO_4 \cdot 24\ H_2O$.
c) $K_2SO_4 \cdot A\ell(SO_4)_3 \cdot 24\ H_2O$.
d) $KSO_4 \cdot A\ell_2(SO_4)_3 \cdot 24\ H_2O$.
e) $K_2SO_4 \cdot A\ell_2(SO_4)_3 \cdot 24\ H_2O$.

50. (UFPA) Na madeira serrada, aparecem, às vezes, manchas ocasionadas por cloreto férrico e sulfato férrico. A certeza de que essas manchas são devidas à presença de sais de ferro (III), e não a algum outro fator, como, por exemplo, a decomposição provocada por fungos, reside no teste com o ferrocianeto de potássio, em que se forma um precipitado, denominado azul da prússia, o ferrocianeto férrico. Utilizando-se os ânions $C\ell^{1-}$, SO_4^{2-} e $[Fe(CN)_6]^{4-}$, os sais mencionados apresentam, respectivamente, as fórmulas:

a) $FeC\ell_2$; $FeSO_4$; $K_4[Fe(CN)_6]$; $Fe_2[Fe(CN)_6]$.
b) $FeC\ell_2$; $FeSO_4$; $K_3[Fe(CN)_6]$; $Fe_3[Fe(CN)_6]$.
c) $FeC\ell_3$; $Fe_2(SO_4)_3$; $K_4[Fe(CN)_6]$; $Fe_4[Fe(CN)_6]_3$.
d) $FeC\ell_3$; $Fe_2(SO_4)_3$; $K_3[Fe(CN)_6]$; $Fe_4[Fe(CN)_6]_3$.
e) $FeC\ell_3$; $FeSO_4$; $K_4[Fe(CN)_6]$; $Fe[Fe(CN)_6]$.

51. (PUC-RS) Considerando-se as seguintes espécies químicas:

H^{1+} NH_3 $A\ell^{3+}$ SO_3^{2-} OH^{1-}

a fórmula e a função corretas são, respectivamente:

a) $(NH_3)_2SO_3$, sal.
b) HNH_3, ácido.
c) HSO_3, ácido.
d) $A\ell(OH)_3$, base.
e) NH_3OH, base.

52. (UFRGS-RS) Considerando-se que o elemento ferro pode formar diferentes compostos nos quais apresenta valores de número de oxidação +2 ou +3, as fórmulas dos possíveis sulfatos e hidróxidos de ferro são:

a) Fe_2SO_4, Fe_3SO_4, Fe_2OH, Fe_3OH.
b) $FeSO_4$, $Fe_2(SO_4)_3$, $Fe(OH)_2$, $Fe(OH)_3$.
c) $Fe(SO_4)_2$, $Fe(SO_4)_3$, FeO, Fe_2O_3.
d) $FeSO_3$, $Fe_2(SO_3)_3$, FeOH, $Fe(OH)_3$.
e) FeS, Fe_2S_3, Fe_2O_3, Fe_3O_4.

Exercício resolvido

53. (Fuvest-SP) Um elemento metálico *M* forma um cloreto de fórmula $MC\ell_3$. A fórmula de seu sulfato é:

a) M_2SO_4.
b) MSO_4.
c) $M_2(SO_4)_3$.
d) $M(SO_4)_2$.
e) $M(SO_4)_3$.

Resolução

Considerando que o $N_{ox.}$ do ânion cloreto é −1, temos:

$$M^{+3} \quad C\ell_3^{-1}$$

Ou seja: o $N_{ox.}$ de *M* é +3 e, portanto, seu sulfato será:

$$M_2^{+3} \quad (SO_4)_3^{-2}$$

Alternativa c.

54. (Esan-SP) Um metal *M* forma um carbonato de fórmula $M_2(CO_3)_3$. O fosfato do metal *M* tem a fórmula:

a) MPO_4.
b) $M(PO_4)_3$.
c) M_2PO_4.
d) $M_2(PO_4)_3$.
e) $M_3(PO_4)_2$.

55. (Uece) O ácido fosfórico, H_3PO_4, é um ácido usado na preparação de fertilizantes e como acidulante em bebidas refrigerantes. Pode ser neutralizado por uma base. A alternativa que mostra uma reação de neutralização parcial desse ácido por uma base é:

a) $H_3PO_4 + 3\ NaC\ell \longrightarrow 3\ HC\ell + Na_3PO_4$
b) $H_3PO_4 + 2\ A\ell(OH)_3 \longrightarrow A\ell_2(OH)_3PO_4 + 3\ H_2O$
c) $2\ H_3PO_4 + 3\ Ca(OH)_2 \longrightarrow Ca_3(PO_4)_2 + 6\ H_2O$
d) $H_3PO_4 + 2\ NaOH \longrightarrow Na_2HPO_4 + 2\ H_2O$

56. (Mackenzie-SP) As fórmulas corretas do ácido e da base que, por neutralização, produzem $BaSO_4$, além de água, são, respectivamente:

a) H_2S e BaO.
b) H_2S e $Ba(OH)_2$.
c) H_2SO_4 e $Ba(OH)_2$.
d) H_2SO_4 e $BaC\ell_2$.
e) H_2SO_3 e BaH_2.

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

57. (PUC-RS)

Fórmula	Nome	Função química
NH_4OH	I	Base
$NaHCO_3$	Mono-hidrogeno carbonato de sódio	II
III	Ácido hipocloroso	Ácido
KNO_2	IV	Sal

Os números I, II, III e IV são substituídos adequadamente por:

a) hidróxido de amônia, ácido, $HC\ell O_4$ e nitreto de potássio.
b) hidróxido de amônio, ácido, $HC\ell O$ e nitrato de potássio.
c) óxido de amônia, sal, $HC\ell O$ e nitrato de potássio.
d) hidróxido de amônia, sal, $HC\ell O_4$ e nitrito de potássio.
e) hidróxido de amônio, sal, $HC\ell O$ e nitrito de potássio.

Exercícios complementares

Registre as respostas em seu caderno

58. (Mackenzie-SP) Na época da seca, para obter alimento para o gado, um sertanejo usou a seguinte estratégia:

"Em bagaço triturado de cana-de-açúcar, colocado em cima de um plástico, plantou milho, cujos pés, ao cabo de 15 dias, já alcançavam 20 cm de altura, sendo então servidos, como ração (bagaço e pés de milho), ao gado faminto.

Para conseguir esse resultado, o milho foi regado com água salobra (a única disponível), na qual foram dissolvidos nitrato de amônia (NH_4NO_3), nitrato de magnésio e nitrato de potássio".

As fórmulas do nitrato de magnésio e do nitrato de potássio são, respectivamente:

a) $MgNO_3$ e KNO_3.
b) $Mg(NO_3)_2$ e K_3NO_3.
c) Mg_2NO_3 e K_4NO_3.
d) $Mg_3(NO_3)_2$ e K_3NO_3.
e) $Mg(NO_3)_2$ e KNO_3.

59. (Uece) Normalmente, um palito de fósforo contém em sua cabeça as seguintes substâncias: trissulfeto de tetrafósforo; enxofre; clorato de potássio; fosfato de amônio. Suas respectivas fórmulas químicas são:

a) P_4S_3, S, $KC\ell O_4$ e $(NH_4)_3PO_4$.
b) P_4S_3, S, $KC\ell O_3$ e $(NH_4)_3PO_4$.
c) P_5S_3, S, $KC\ell O_3$ e $(NH_4)_3PO_4$.
d) P_4S_3, S, $KC\ell O$ e $(NH_3)_4PO_4$.

60. (PUC-RS) Responder à questão com base nas afirmativas abaixo, sobre o carbonato de lítio, que é utilizado na Medicina como antidepressivo.

I. Apresenta fórmula Li_2HCO_3.
II. Apresenta somente ligações iônicas.
III. Conduz a eletricidade quando fundido ou em solução.
IV. Pode ser obtido pela reação de um ácido e uma base.

A alternativa que contém as afirmativas corretas é:

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

61. (Uepa) A equação química que apresenta um hidróxi-sal como produto se encontra na alternativa:

a) $HC\ell + Ca(OH)_2 \longrightarrow Ca(OH)C\ell + H_2O$
b) $2\ HC\ell + Ca(OH)_2 \longrightarrow CaC\ell_2 + 2\ H_2O$
c) $HC\ell + HBr + Ca(OH)_2 \longrightarrow CaC\ell Br + 2\ H_2O$
d) $H_3PO_4 + Ca(OH)_2 \longrightarrow CaHPO_4 + 2\ H_2O$
e) $2\ H_3PO_4 + 3\ Ca(OH)_2 \longrightarrow Ca_3(PO_4)_2 + 6\ H_2O$

62. (UFV-MG) Um estudante abre, simultaneamente, um frasco contendo solução aquosa de ácido clorídrico ($HC\ell$) concentrado e um frasco de solução aquosa de hidróxido de amônio (NH_4OH) concentrada. Ao aproximá-los, o estudante irá observar a formação de uma "fumaça" de coloração branca, que contém sal:

a) nitrato de amônio.
b) perclorato de amônio.
c) cloreto de amônio.
d) cloreto de sódio.
e) hipoclorito de amônio.

63. (Fuvest-SP) Um químico leu a seguinte instrução num procedimento descrito no seu guia de laboratório:

"Dissolva 5,0 g de cloreto em 100 mL de água, à temperatura ambiente...".

Dentre as substâncias abaixo, qual é a citada no texto?

a) $C\ell_2$
b) $CC\ell_4$
c) $NaC\ell O$
d) $NH_4C\ell$
e) $AgC\ell$

64. (Ceub-DF) Considere as espécies químicas: H^+; Na^+; NH_3; CO_3^{-2}. É correta a fórmula:

a) NH_3CO_3.
b) $NaCO_3$.
c) HCO_3.
d) NH_3HCO_3.
e) $NaHCO_3$.

65. (UFPA) A água do mar pode ser fonte de sais usados na fabricação de fermento em pó, de água sanitária e de soro fisiológico. Os principais constituintes ativos desses materiais são, respectivamente:

a) Na_2CO_3, $HC\ell$ e $NaC\ell$.
b) $NaHCO_3$, $C\ell_2$ e $CaC\ell_2$.
c) $NaHCO_3$, $NaOC\ell$ e $NaC\ell$.
d) Na_2CO_3, $NaC\ell$ e $KC\ell$.
e) $NaOC\ell$, $NaHCO_3$ e $NaC\ell$.

66. (UEL-PR) Considere as soluções aquosas abaixo.

Solução	$CuSO_4$	KNO_3	Na_2SO_4	K_2CrO_4
Cor	Azul	Incolor	Incolor	Amarela

A partir dessa tabela, é possível concluir que os íons responsáveis pelas cores azul e amarela são:

a) Cu^{2+} e SO_4^{2-}.
b) K^+ e CrO_4^{2-}.
c) K^+ e SO_4^{2-}.
d) Na^+ e NO_3^-.
e) Cu^{2+} e CrO_4^{2-}.

67. (Mackenzie-SP) Considerando as substâncias de fórmulas $Fe(OH)_3$ e H_2SO_4, pode-se dizer que $Fe_x(OH)(SO_4)_4$ representa uma substância neutra se *x* for igual a:

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

68. (PUC-MG) Para se descascarem facilmente camarões, uma boa alternativa é fervê-los rapidamente em água contendo suco de limão. Sabendo-se que a casca de camarão possui carbonato de cálcio, é provável que o suco de limão possa ser substituído pelos seguintes produtos, **EXCETO**:

a) vinagre.
b) suco de laranja.
c) ácido ascórbico (vitamina C).
d) bicarbonato de sódio.

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

LEITURA

O TRATAMENTO DA ÁGUA E DO ESGOTO

A água é indispensável à vida humana: além de bebermos, usamos a água para cozer os alimentos e para a higiene pessoal e doméstica; é importante para a agricultura; é utilizada em grandes quantidades e para diversos fins pelas indústrias; e assim por diante.

A água própria para se beber é denominada **água potável**. Não precisa ser **pura**, na conceituação química — isto é, conter somente moléculas H_2O —, mas é necessário que ela esteja **límpida**; não pode conter terra nem outros materiais em suspensão; pode conter somente vestígios de **sais em solução**, que lhe conferem algum sabor (diferente da água destilada); precisa estar **aerada**, ou seja, conter um pouco de ar dissolvido, dando ao paladar uma sensação de "água leve"; não deve conter **micro-organismos** que possam causar doenças. Evidentemente, essa água será também apropriada para outros usos domésticos, como: cozer alimentos, lavar roupas e utensílios domésticos, tomar banho etc.

Afortunada seria a cidade que dispusesse de "fontes de água pura", com todas as características da água potável. Infelizmente, para satisfazer o enorme consumo das grandes cidades, é preciso retirar a água de lagos ou de rios, que, em geral, não é potável — tendo, por isso, de ser convenientemente **tratada**.

O **tratamento da água** para o consumo público segue, em geral, os passos mostrados no esquema dado a seguir:

ADILSON SECCO

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

- a água é bombeada de um lago ou rio (I) até um tanque (II), onde recebe produtos químicos, em geral uma mistura de $A\ell_2(SO_4)_3$ e $Ca(OH)_2$;
- a água passa por uma **câmara de floculação** (III), onde se completa a reação:

$$A\ell_2(SO_4)_3 + 3\ Ca(OH)_2 \longrightarrow 2\ A\ell(OH)_3\downarrow + 3\ CaSO_4$$

- o $A\ell(OH)_3$ produzido forma "flocos" ou "coágulos" gelatinosos e insolúveis em água; esses flocos vão "agarrando" as partículas (terra em suspensão, restos de folhas etc.) que estão sendo arrastadas pela água;

- a água vai então para um **tanque de decantação ou sedimentação** (IV), onde circula lentamente, dando tempo para que o $A\ell(OH)_3$ precipite, arrastando consigo as partículas em suspensão existentes na água;
- a seguir, a água passa por um **filtro de areia** (V), que retém as partículas menores de $A\ell(OH)_3$ e outras impurezas;
- finalmente, a água passa por um **clorador** (VI), onde é introduzido o cloro, que mata os micro-organismos.

SABESP

Vista aérea de uma estação de tratamento de água. (Serra da Cantareira, São Paulo, SP, 2006.)

A água é um bem precioso. Nas grandes cidades, a captação da água, seu tratamento e sua distribuição estão se tornando cada vez mais difíceis. Portanto, **não desperdice água** — abra pouco as torneiras, tome banhos rápidos, não abuse na descarga de aparelhos sanitários, não lave automóveis desnecessariamente etc. Com o aumento da população da Terra, do desperdício de água e do aquecimento global, dizem alguns técnicos que, já neste século, possivelmente haverá falta de água potável — o que poderá até levar a humanidade a uma "guerra pela água".

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

Depois de utilizada, a água pode arrastar consigo muitos materiais nocivos:

- nas **cidades** — o esgoto doméstico está contaminado com bactérias, vírus e outros agentes infecciosos ou tóxicos. No passado, isso foi causa de muitas epidemias (cólera, tifo etc.). Até hoje, em regiões nas quais o esgoto corre a céu aberto, são frequentes os surtos de disenteria, cólera, hepatite etc.;
- no **campo** — além dos dejetos humanos, o esgoto traz resíduos provenientes da criação dos animais, de fertilizantes e dos agrotóxicos;
- nas **indústrias** — dependendo do tipo de indústria, as águas residuais podem carregar consigo muitos produtos químicos nocivos.

Em todos os casos mencionados, o correto é canalizar os esgotos, levando a água contaminada para estações de tratamento. Nelas, a água é purificada antes de seu retorno aos rios, lagos ou oceanos. Evitam-se, desse modo, a destruição da vida aquática (extinção de plantas aquáticas, mortandade de peixes etc.) e o perigo de contaminação das populações que irão se utilizar novamente da água.

CELSO JÚNIOR/AGÊNCIA ESTADO

Peixes mortos no rio São Francisco, em decorrência de grande poluição e estiagem prolongada. (Distrito de Várzea da Palma, MG, 2007.)

Praticamente metade da população brasileira não dispõe de **saneamento básico** que inclua a coleta e o tratamento de todo o esgoto doméstico.

ADILSON SECCO

Fonte: IBGE. Pesquisa Nacional de Saneamento Básico, 2000.

Um tipo de tratamento de esgoto residencial consiste das seguintes etapas:

- **remoção** de terra, areia e objetos diversos (plásticos, panos etc.);
- **tratamento biológico**, no qual se reproduz e se acelera o processo natural de decomposição de material orgânico (fezes, urina etc.) pela ação de micro-organismos. No processo denominado **lodo ativado**, esquematizado abaixo, o esgoto (afluente, I) passa por um tanque de aeração (II), no qual é injetado ar para acelerar a ação dos micro-organismos. A seguir, o esgoto passa por um tanque de sedimentação (III), em que o lodo sedimenta. Parte desse lodo (IV) volta ao tanque de aeração para repor a colônia de micro-organismos. O excesso de lodo (V) é retirado e pode servir como adubo;

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

- **tratamento químico**, no qual o efluente (VI) é tratado com cloro para eliminar micro-organismos, antes de a água voltar aos rios, lagos etc.

ADILSON SECCO

Fonte: *Cadernos Temáticos de Química Nova na Escola*, n. 1, maio 2001, p. 20.

Questões sobre a leitura

Registre as respostas em seu caderno

69. Pesquise qual é a quantidade aproximada de água que cada brasileiro utiliza por dia. Discuta com seus colegas se esse valor reflete o consumo de água para qualquer região do país.

70. Qual(is) a(s) diferença(s) entre a água pura e a água potável?

71. Explique a relação entre esgoto e doenças.

72. Pesquise por que o investimento em saneamento básico pode beneficiar a economia do país.

73. Analise o gráfico que mostra a população atendida por rede de esgoto sanitário e discuta com seus colegas em quais regiões do Brasil devem ser feitos investimentos em saneamento básico e por quê.

74. Explique como é possível transformar o esgoto em adubo.

75. (Enem-MEC) A falta de água doce no planeta será, possivelmente, um dos mais graves problemas deste século. Prevê-se que, nos próximos vinte anos, a quantidade de água doce disponível para cada habitante será drasticamente reduzida.

Por meio de seus diferentes usos e consumos, as atividades humanas interferem no ciclo da água, alterando:

a) a quantidade total, mas não a qualidade da água disponível no planeta.
b) a qualidade da água e sua quantidade disponível para o consumo das populações.
c) a qualidade da água disponível, apenas no subsolo terrestre.
d) apenas a disponibilidade de água superficial existente nos rios e lagos.
e) o regime de chuvas, mas não a quantidade de água disponível no planeta.

76. (Enem-MEC) Visando adotar um sistema de reutilização de água, uma indústria testou cinco sistemas com diferentes fluxos de entrada de água suja e fluxos de saída de água purificada.

	Sistema I	Sistema II	Sistema III	Sistema IV	Sistema V
Fluxo de entrada (água suja)	45 L/h	40 L/h	40 L/h	20 L/h	20 L/h
Fluxo de saída (água purificada)	15 L/h	10 L/h	5 L/h	10 L/h	5 L/h

Supondo que o custo por litro de água purificada seja o mesmo, obtém-se maior eficiência na purificação por meio do sistema:

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

77. Após a leitura, observe o infográfico na abertura do capítulo. Podemos afirmar que a água do rio Amazonas é própria para consumo humano?

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

CAPÍTULO

10 Óxidos inorgânicos

O desenvolvimento material alcançado pela humanidade está intimamante ligado às descobertas envolvendo a utilização dos óxidos. Como matéria-prima, essa família de compostos é utilizada na construção do mundo em que vivemos.

TÓPICOS DO CAPÍTULO

1 CONCEITO DE ÓXIDO INORGÂNICO

2 FÓRMULA GERAL DOS ÓXIDOS

3 ÓXIDOS BÁSICOS

4 ÓXIDOS ÁCIDOS OU ANIDRIDOS

5 ÓXIDOS ANFÓTEROS

6 PERÓXIDOS

7 ÓXIDOS IMPORTANTES

8 AS FUNÇÕES INORGÂNICAS E A CLASSIFICAÇÃO PERIÓDICA

LEITURA: *A CHUVA ÁCIDA*

Uma diversidade de compostos

O oxigênio é um dos elementos mais abundantes na natureza, e seus inúmeros compostos estão presentes em nosso dia a dia. Observe, por exemplo, em Copacabana, no Rio de Janeiro. (RJ, 2007.)

A cal virgem, nas construções civis: **CaO**.

A ferrugem: **Fe_2O_3**.

O dióxido de titânio, nos protetores solares: **TiO_2**.

Na atmosfera, além do próprio gás oxigênio **O_2**, encontramos o gás carbônico **CO_2**, óxido fundamental para a fotossíntese das plantas e também produto da respiração de animais e plantas.

Os solos e rochas: formados por diversos óxidos, por exemplo, óxido de ferro **FeO** ou óxido de magnésio **MgO**.

O dióxido de silício, na areia: **SiO_2**.

O óxido de alumínio, nas janelas e grades: **Al_2O_3**.

Na queima do petróleo, além do **CO_2** emitido, encontramos o trióxido de enxofre **SO_3** e o dióxido de nitrogênio **NO_2**, nocivos ao ambiente e à saúde.

O mais importante óxido: a água **H_2O**.

REFLETINDO

1. Por que é comum dizer que determinado material se "oxidou"?
2. Qual a sua explicação para a abundância dos diversos materiais óxidos que formam o planeta Terra?

1 Conceito de óxido inorgânico

Os óxidos estão sempre presentes em nossa vida. Veja os exemplos abaixo:

JOÃO PRUDENTE/PULSAR

A **água** (H_2O) é, sem dúvida, o óxido mais importante do planeta. A existência de vida na Terra, em todas as formas que conhecemos, está intimamente ligada à água. (Foz do Iguaçu, PR, 2006.)

CHARLES D. WINTERS/PR-LATINSTOCK

O **gás carbônico** (CO_2) participa da fotossíntese, processo que é a base da vida das plantas e dos animais que deles se alimentam. Engarrafado, é utilizado como agente extintor de incêndios.

PEDRO LÓPEZ/CID

Muitos minérios são óxidos, como a **hematita** (Fe_2O_3, da qual se extrai o ferro), a **pirolusita** (MnO_2, da qual se obtém o manganês) etc. Na foto temos um fragmento de **magnetita** (Fe_3O_4). (Comprimento ≃ 15 cm.)

Os óxidos inorgânicos (que chamaremos apenas de óxidos) constituem um grupo muito numeroso de compostos químicos, pois praticamente todos os elementos químicos formam óxidos (até mesmo gases nobres, por exemplo, o XeO_3).

Apenas os compostos oxigenados do flúor (por exemplo, OF_2 e O_2F_2) não são considerados óxidos, mas sim **fluoretos de oxigênio**, pois, como já vimos, **o flúor é mais eletronegativo que o oxigênio**.

Sendo assim, outra definição possível para os óxidos seria:

> **Óxidos** são compostos binários do elemento oxigênio com qualquer outro elemento químico, exceto o flúor.

Por exemplo: H_2O, CO_2, Fe_2O_3, SO_2, P_2O_5 etc.

2 Fórmula geral dos óxidos

Considerando um elemento químico *E*, de número de oxidação $+z$, e lembrando que o oxigênio tem número de oxidação -2, temos:

$$E_2^{+z} \quad O_z^{-2}$$

ou seja:

$$E_2O_z$$

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

Por exemplo:

Sendo possível, devemos simplificar os índices:

3 Óxidos básicos

Óxidos básicos são óxidos que reagem com a água produzindo uma base, ou reagem com um ácido produzindo sal e água.

Exemplos:

$$Na_2O + H_2O \longrightarrow 2\ NaOH$$

$$Na_2O + 2\ HC\ell \longrightarrow 2\ NaC\ell + H_2O$$

Os **óxidos básicos** são formados por **metais** com números de oxidação baixos (+1, +2 ou +3). São compostos, em geral, sólidos, iônicos, que encerram o ânion oxigênio (O^{2-}) e apresentam pontos de fusão e de ebulição elevados. Os óxidos dos metais alcalinos e alcalinoterrosos reagem com a água; os demais óxidos básicos são pouco solúveis em água.

3.1. Nomenclatura dos óxidos básicos

Quando o elemento forma apenas **um óxido**, dizemos:

Óxido de .....
(Nome do elemento)

Na_2O – óxido de sódio
CaO – óxido de cálcio

Quando o elemento forma **dois óxidos**, dizemos:

Óxido ..... { **ico** → $N_{ox.}$ maior ; **oso** → $N_{ox.}$ menor }
(Nome do elemento)

Quando o elemento tem

Fe_2O_3 — óxido férr**ico** ($N_{ox.}$ do ferro = +3)
FeO — óxido ferr**oso** ($N_{ox.}$ do ferro = +2)

CuO — óxido cúpr**ico** ($N_{ox.}$ do cobre = +2)
Cu_2O — óxido cupr**oso** ($N_{ox.}$ do cobre = +1)

(Observe que os nomes dos óxidos básicos acompanham os nomes das bases correspondentes.)

EDUARDO SANTALIESTRA/CID

O óxido de cálcio (CaO) é chamado de **cal virgem**; misturada à água, forma a chamada **cal hidratada** – $Ca(OH)_2$ –, que é usada para pintar paredes, troncos de árvores etc. (**pintura de caiação**).

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

Quando o elemento forma **dois ou mais óxidos**, podemos indicar o **número de oxidação** do elemento por um **algarismo romano**:

Óxido de ....
(Nome do elemento) (Algarismo romano)

Fe_2O_3 — óxido de ferro III
FeO — óxido de ferro II

CuO — óxido de cobre II
Cu_2O — óxido de cobre I

Quando o elemento forma dois ou mais óxidos, podemos ainda indicar o **número de átomos de oxigênio** e o **número de átomos do elemento** com o auxílio dos prefixos **mono**, **di**, **tri** etc. Frequentemente, o prefixo **mono** é omitido.

mono, **di**, **tri**, ... óxido de **mono**, **di**, **tri**, ...
(Nome do elemento)

Fe_2O_3 — trióxido de diferro
FeO — (mono) óxido de (mono) ferro

CuO — (mono) óxido de (mono) cobre
Cu_2O — (mono) óxido de dicobre

Essas duas nomenclaturas – com algarismo romano final e com prefixos "mono", "di", "tri" etc. – são de caráter geral, servindo não só para os óxidos básicos, mas também para as demais classes de óxidos que virão a seguir.

4 Óxidos ácidos ou anidridos

Óxidos ácidos ou **anidridos** são óxidos que reagem com a água, produzindo um ácido, ou reagem com uma base, produzindo sal e água.

Exemplos:

$$SO_3 + H_2O \longrightarrow H_2SO_4$$

$$SO_3 + 2\ NaOH \longrightarrow Na_2SO_4 + H_2O$$

Os **óxidos ácidos** ou são formados por **não metais** (e, nesse caso, são compostos geralmente gasosos) ou por **metais com números de oxidação elevados**, por exemplo, CrO_3, MnO_3, Mn_2O_7 etc.:

$$CrO_3 + H_2O \longrightarrow H_2CrO_4$$

$$CrO_3 + 2\ NaOH \longrightarrow Na_2CrO_4 + H_2O$$

Os óxidos ácidos são compostos moleculares e, em geral, solúveis em água.

Considere agora a **reação característica**:

Óxido ácido + Água ⟶ Ácido

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

É por meio desse tipo de reação que ocorre o fenômeno da **chuva ácida**, um dos responsáveis pelo desaparecimento da cobertura vegetal, pela corrosão de metais e outros materiais, como os que são usados em monumentos e obras de arte, por exemplo:

$$SO_3 \text{ (da poluição)} + H_2O \text{ (do ar)} \longrightarrow H_2SO_4 \text{ (na chuva ácida)}$$

JUCA MARTINS / OLHAR IMAGEM

Árvores danificadas pelos efeitos da chuva ácida; ao fundo a Refinaria Presidente Bernardes. (Cubatão, SP, 1981.)

Vamos imaginar agora a **reação inversa**, isto é, a "subtração" de água do ácido, dando o óxido ácido, por exemplo:

$$H_2CO_3 - H_2O \longrightarrow CO_2 \quad \text{ou} \quad \begin{array}{r} H_2CO_3 \\ H_2\ \ O - \\ \hline CO_2 \end{array}$$

ou $H_2SO_4 - H_2O \longrightarrow SO_3$

ou, ainda: 2 HNO_3 equivalente a $H_2N_2O_6 - H_2O \longrightarrow N_2O_5$

Desse modo, podemos considerar um óxido ácido como um "ácido sem água". Daí o nome **anidrido** dado a esses óxidos (do grego *anhydros*, "sem água").

4.1. Nomenclatura dos óxidos ácidos

Anidrido ..... (Nome do elemento) { **ico** → $N_{ox.}$ maior; **oso** → $N_{ox.}$ menor } Quando o elemento tem

$$\begin{cases} SO_3 - \text{anidrido sulfúr}\textbf{ico} & (N_{ox.} \text{ do enxofre} = +6) \\ SO_2 - \text{anidrido sulfur}\textbf{oso} & (N_{ox.} \text{ do enxofre} = +4) \end{cases}$$

$$\begin{cases} N_2O_5 - \text{anidrido nítr}\textbf{ico} & (N_{ox.} \text{ do nitrogênio} = +5) \\ N_2O_3 - \text{anidrido nitr}\textbf{oso} & (N_{ox.} \text{ do nitrogênio} = +3) \end{cases}$$

Quando o elemento forma apenas **um anidrido**, usa-se a terminação **ico**:

CO_2 — anidrido carbôn**ico**

B_2O_3 — anidrido bór**ico**

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

Observe que os nomes dos anidridos acompanham os nomes dos ácidos correspondentes:

Ácido sulfúrico H_2SO_4

H_2O —

Anidrido sulfúrico → SO_3

No caso dos anidridos, podemos também usar as nomenclaturas gerais, citadas anteriormente:

SO_3 — óxido de enxofre VI ou trióxido de (mono) enxofre

SO_2 — óxido de enxofre IV ou dióxido de (mono) enxofre

OBSERVAÇÕES

- Alguns anidridos podem reagir com quantidades crescentes de água (**hidratação crescente**), produzindo ácidos diferentes. É o caso do anidrido fosfórico (P_2O_5):

$$P_2O_5 + 1\,H_2O \longrightarrow 2\,HPO_3 \quad \text{(ácido \textbf{meta}fosfórico)}$$

$$P_2O_5 + 2\,H_2O \longrightarrow H_4P_2O_7 \quad \text{(ácido \textbf{piro}fosfórico)}$$

$$P_2O_5 + 3\,H_2O \longrightarrow 2\,H_3PO_4 \quad \text{(ácido \textbf{orto}fosfórico)}$$

Hidratação crescente

- Alguns anidridos reagem com água, produzindo dois ácidos diferentes; por esse motivo, são chamados **anidridos duplos** ou **mistos**. É o caso do anidrido nitroso-nítrico (NO_2):

$$2\,NO_2 + H_2O \longrightarrow HNO_2 + HNO_3$$

5 Óxidos anfóteros

Óxidos anfóteros podem se comportar ora como **óxido básico**, ora como **óxido ácido**.

Apresentando um caráter intermediário entre o dos óxidos ácidos e o dos óxidos básicos, os óxidos anfóteros só reagem com outra substância de caráter químico pronunciado: ou ácido forte ou base forte. É, por exemplo, o que acontece com o óxido de zinco (ZnO):

$$\underbrace{ZnO}_{\text{Óxido básico}} + \underbrace{2\,HC\ell}_{\text{Ácido forte}} \longrightarrow \underbrace{ZnC\ell_2}_{\text{Cloreto de zinco}} + H_2O$$

$$\underbrace{2\,NaOH}_{\text{Base forte}} + \underbrace{ZnO}_{\text{Óxido ácido}} \longrightarrow \underbrace{Na_2ZnO_2}_{\text{Zincato de sódio}} + H_2O$$

Outro caso importante é o $A\ell_2O_3$:

$$\underbrace{A\ell_2O_3}_{\text{Óxido básico}} + \underbrace{3\,H_2SO_4}_{\text{Ácido forte}} \longrightarrow \underbrace{A\ell_2(SO_4)_3}_{\text{Sulfato de alumínio}} + 3\,H_2O$$

$$\underbrace{2\,NaOH}_{\text{Base forte}} + \underbrace{A\ell_2O_3}_{\text{Óxido ácido}} \longrightarrow \underbrace{2\,NaA\ell O_2}_{\text{Aluminato de sódio}} + H_2O$$

COREL/STOCK PHOTOS

O óxido de zinco (ZnO), chamado de alvaiade, é um pó branco usado na pintura do rosto dos palhaços de circo. É também um ótimo protetor solar.

Os óxidos anfóteros são, em geral, sólidos, iônicos, insolúveis na água e formados:

- ou por metais: ZnO; $A\ell_2O_3$; SnO e SnO_2; PbO e PbO_2;
- ou por semimetais: As_2O_3 e As_2O_5; Sb_2O_3 e Sb_2O_5.

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

A nomenclatura é idêntica à dos óxidos básicos:

ZnO — óxido de zinco

SnO_2 — óxido estânico ou óxido de estanho IV, ou dióxido de (mono) estanho

SnO — óxido estanoso ou óxido de estanho II, ou (mono) óxido de (mono) estanho

Quando um metal forma vários óxidos, é interessante notar que o caráter do óxido passa, gradativamente, **de básico para anfótero e depois para ácido, à medida que o $N_{ox.}$ do metal vai crescendo**:

+2	+3	+6
CrO	Cr_2O_3	CrO_3
Óxido básico	Óxido anfótero	Óxido ácido

Aumento do $N_{ox.}$ do metal →

Aumento do caráter ácido do óxido

6 Peróxidos

Peróxidos são óxidos que reagem com a água ou com ácidos diluídos, produzindo água oxigenada (H_2O_2).

$$Na_2O_2 + 2\,H_2O \longrightarrow 2\,NaOH + H_2O_2$$

$$Na_2O_2 + H_2SO_4 \longrightarrow Na_2SO_4 + H_2O_2$$

A nomenclatura é feita com a própria palavra **peróxido**. Por exemplo:

Na_2O_2 – peróxido de sódio

Os peróxidos mais comuns são:

- peróxido de hidrogênio: H_2O_2 (quando em solução aquosa se chama **água oxigenada**);
- peróxidos dos metais alcalinos: Na_2O_2, K_2O_2 etc.;
- peróxidos dos metais alcalinoterrosos: BaO_2 etc.

Água oxigenada

A solução aquosa de **peróxido de hidrogênio** (H_2O_2 ou H — O — O — H) recebe o nome de **água oxigenada**. O peróxido de hidrogênio puro é um líquido incolor muito instável, que se decompõe rápida e espontaneamente (o que pode até ocorrer de maneira explosiva) segundo a reação:

$$2\,H_2O_2 \longrightarrow 2\,H_2O + O_2\uparrow$$

Quando lemos em uma embalagem **"água oxigenada a 10 volumes"**, isso significa que temos uma solução aquosa H_2O_2 preparada em tal proporção que **1 litro** de solução produz **10 litros de O_2**, na pressão de 1 atm e na temperatura 0 °C, segundo a reação mostrada acima. A decomposição da água oxigenada é muito mais lenta do que a do peróxido puro, mas é acelerada pela ação do calor e da luz; assim sendo, ela deve ser guardada em frascos escuros e em lugares frescos. Essa decomposição também é acelerada por enzimas existentes em nosso sangue; por esse motivo, quando colocamos água oxigenada sobre um ferimento, observamos uma efervescência – é a liberação do O_2, que então age como bactericida. As bases também aceleram a decomposição do H_2O_2 (e os ácidos, pelo contrário, a retardam).

Na presença de redutores, a água oxigenada age como **oxidante**:

$$2\,HI + H_2O_2 \longrightarrow 2\,H_2O + I_2$$

Também como oxidante, a água oxigenada é utilizada no branqueamento de cabelos, fibras têxteis, papel etc. No entanto, em relação a oxidantes fortes, age como **redutora**:

$$2\,KMnO_4 + 5\,H_2O_2 + 3\,H_2SO_4 \longrightarrow K_2SO_4 + 2\,MnSO_4 + 8\,H_2O + 5\,O_2$$

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

7 Óxidos importantes

7.1. Óxido de cálcio – CaO

O óxido de cálcio (CaO), chamado de **cal viva** ou **cal virgem**, é um sólido branco que só funde em temperaturas elevadíssimas (2.572 °C).

É preparado por decomposição térmica do calcário:

$$CaCO_3 \xrightarrow{\Delta} CaO + CO_2\uparrow$$

Apresenta as propriedades características de um óxido básico:

- reage com a água: $CaO + H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2$ (o hidróxido de cálcio formado, chamado de **cal apagada** ou **extinta**, é pouco solúvel em água; sua suspensão chama-se **água de cal**);
- reage com ácidos:

$$CaO + 2\,HC\ell \longrightarrow CaC\ell_2 + H_2O$$

$$Ca(OH)_2 + CO_2 \longrightarrow CaCO_3\downarrow + H_2O$$

Tanto o CaO como o $Ca(OH)_2$ absorvem CO_2 do ar. Quando sopramos ar na água de cal através de um canudinho, o CO_2 contido no ar que expiramos irá turvar a água de cal, devido à formação do $CaCO_3$, de acordo com a última equação acima.

FOTOS: EDUARDO SANTALIESTRA/CID

Na foto (A), o béquer contém apenas uma suspensão de uma pequena quantidade de $Ca(OH)_2$, que é incolor. Soprando-se ar (foto (B)), o $Ca(OH)_2$ reage com o CO_2, produzindo $CaCO_3$, um precipitado branco (foto (C)).

O CaO e o $Ca(OH)_2$ são as "bases" mais baratas de que dispomos. Por isso são muito usados:

- em construção civil: reboco, cimento, estuque, fabricação de tijolos, cerâmicas;
- na produção do vidro, do Na_2CO_3, do $CaC\ell(C\ell O)$ (cloreto de cal);
- como inseticida, fungicida etc.;
- na agricultura, para corrigir solos ácidos (calagem do solo);
- na purificação de açúcares, óleos vegetais e sucos de frutas;
- na fabricação de tijolos refratários para fornos metalúrgicos;
- no tratamento de águas e esgotos.

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

FABIO COLOMBINI

Aplicação de calcário agrícola para correção de solos ácidos. (Mato Grosso, 2003.)

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

7.2. Dióxido de carbono – CO_2

O CO_2 pode ser preparado pela queima do carvão ou de materiais orgânicos, como a madeira:

$$C + O_2(ar) \longrightarrow CO_2$$

No entanto, o CO_2 é obtido usualmente como subproduto de várias reações industriais, como a decomposição de carbonatos ($CaCO_3 \longrightarrow CaO + CO_2$), a fermentação alcoólica na produção do álcool comum e de bebidas alcoólicas etc.

O CO_2 gasoso é dissolvido, sob pressão, nas águas gaseificadas e nos refrigerantes; ocorre, nesse caso, a reação:

$$CO_2 + H_2O \longrightarrow H_2CO_3$$

Quando a garrafa é aberta, ocorre a reação inversa:

$$H_2CO_3 \longrightarrow H_2O + CO_2\nearrow$$

e o CO_2 gasoso que escapa dá a efervescência característica das águas gaseificadas e dos refrigerantes.

Abaixo de 78 °C negativos, o CO_2 torna-se sólido e é conhecido como **gelo-seco**. Esse nome provém do fato de o gelo-seco não derreter para formar um líquido, mas sim sublimar-se, passando diretamente do estado sólido para o gasoso. O gelo-seco é usado em refrigeração (como nos carrinhos de sorvete) e também para produzir "fumaça" em *shows*, bailes etc.

Sendo um óxido ácido, o CO_2 reage com as bases:

$$NaOH + CO_2 \longrightarrow NaHCO_3$$

PETER BOWATER/ALAMY-OTHER IMAGES

Num copo com água gaseificada, as bolhas representam o gás carbônico que escapa para o ambiente.

TPG-AGB

Pedaços de gelo-seco colocados num recipiente com água. Notam-se a subida de bolhas de CO_2 gasoso e a formação de uma névoa sobre a água, devido à condensação de umidade, provocada pela baixa temperatura do CO_2.

7.3. Dióxido de silício – SiO_2

O dióxido de silício (SiO_2), também chamado de **sílica**, é o óxido mais abundante na crosta terrestre. Ele se apresenta desde a forma de **areia** até a forma de cristais de **quartzo**, também chamado de **cristal de rocha**. Quando puro, um cristal de quartzo é transparente como vidro. Com impurezas, o quartzo toma cores diferentes, dando origem, por exemplo, à **ágata**, com seus anéis coloridos, e também a pedras semipreciosas como **ametista** (roxa), **citrino** (amarelo-dourado) etc.

NATURAL HISTORY/MUSEUM LONDON/ALAMY-OTHER IMAGES

Ágata.
(Comprimento ≃ 20 cm.)

FABIO COLOMBINI

Cristais de quartzo.
(Altura ≃ 15 cm.)

A fórmula SiO_2 é apenas uma maneira simplificada de indicar a composição do quartzo. Na verdade, o quartzo é um sólido com estrutura tridimensional, como indicamos abaixo (compare com a estrutura do diamante, dada à página 201).

ADILSON SECCO

(Representação esquemática sem escala; cores-fantasia.)

Na crosta terrestre, o SiO_2 forma os minérios denominados **silicatos**, nos quais o SiO_2 (que é de caráter ácido) está unido a óxidos básicos e anfóteros. As fórmulas dos silicatos são complexas, resultando daí o costume de representá-las como se fossem uma "soma de óxidos". Por exemplo:

$K_2O \cdot A\ell_2O_3 \cdot 6\ SiO_2$ — feldspato

$3\ MgO \cdot 4\ SiO_2 \cdot H_2O$ — talco

$A\ell_2O_3 \cdot 2\ SiO_2 \cdot 2\ H_2O$ — caulim

Misturas de silicatos (e outros componentes) formam as **rochas** que conhecemos. Assim, por exemplo, o **granito** é formado por quartzo, feldspato e mica ($K_2O \cdot 3\ A\ell_2O_3 \cdot 6\ SiO_2 \cdot 2\ H_2O$).

O SiO_2 é muito usado na prática, em suas várias formas:

- como **cristal de quartzo**, é importante em "relógios de quartzo" e outros equipamentos elétricos;
- como **areia**, é usado no concreto, na fabricação do vidro e de vidrados cerâmicos, na fabricação de moldes para fundição de metais, como abrasivo etc.;
- como **sílica-gel**, é usado para absorver umidade em aparelhos científicos delicados;
- como **terra diatomácea**, é usado em sistemas de filtração.

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

Questões

Registre as respostas em seu caderno

a) Defina o que são óxidos e explique por que constituem um grupo muito numeroso de compostos.

b) Compare óxidos ácidos e óxidos básicos em relação à sua reatividade com a água.

c) Explique por que não é correto chamar o peróxido de hidrogênio de água oxigenada.

d) Um material XO_2 foi dissolvido em água. Ao se testar o pH da solução, o valor obtido foi maior que 7. Pode-se afirmar com certeza que o material é um óxido básico? Por quê?

e) Analisando o processo de obtenção industrial da cal viva, explique por que esse processo pode contribuir para o aumento do efeito estufa no planeta.

f) Cite algumas das aplicações de diferentes óxidos em processos industriais apresentadas anteriormente.

Atividade prática

Registre as respostas em seu caderno

Estudando o processo de oxidação do ferro em presença de outros metais

Material

- 3 tubos de ensaio
- estante para tubos de ensaio
- 3 pregos
- água
- um pedaço de fio de cobre
- uma fita de zinco (ou magnésio)

Procedimento

- Faça anotações sobre o estado inicial dos materiais a serem estudados (cor, brilho etc.).
- Enrole um dos pregos com o pedaço de fio de cobre de modo que forme uma espiral larga. **Tenha cuidado para não se ferir**.
- Enrole o outro prego com a fita de zinco.
- Coloque água até cerca da metade do volume dos três tubos de ensaio.
- Coloque no primeiro tubo de ensaio o prego enrolado com o fio de cobre (tubo I).
- Coloque no segundo tubo de ensaio o prego enrolado com a fita de zinco (tubo II).
- Coloque no terceiro tubo de ensaio somente o prego (tubo III).
- Deixe os três tubos em repouso por cerca de dois dias e, a seguir, anote suas observações.

Perguntas

a) Copie no caderno a tabela a seguir e preencha-a, considerando cada um dos sistemas estudados; em seguida, responda às questões propostas.

Sistema	Descrição do estado inicial	Descrição do estado final
I) Água, prego e fio de cobre		
II) Água, prego e fita de zinco		
III) Água e prego		

b) Foram observadas reações químicas nos sistemas estudados? Por quê?

c) Relembrando o que você já estudou sobre o processo de formação da ferrugem (capítulo 8), quais substâncias reagiram para que esta se formasse?

d) Considerando que a ferrugem é constituída por Fe_2O_3 hidratado, poderíamos classificá-la como um óxido básico, ácido, anfótero ou neutro?

e) Compare as observações feitas para os sistemas I e III. Houve diferenças no processo de oxidação do prego? Qual o papel do cobre na reação observada?

f) Compare as observações feitas para os sistemas II e III. Houve diferenças no processo de oxidação do prego? Sabendo que o óxido de zinco tem a cor branca, qual deve ter sido o papel do zinco na reação observada?

Exercícios básicos

Registre as respostas em seu caderno

1. (FEI-SP) Na noite de 21 de agosto de 1986, uma nuvem tóxica de gases saiu do fundo de um lago vulcânico, o lago de Nios, na África. Técnicos concluíram que a nuvem de gases continha sulfeto de hidrogênio, monóxido de carbono, dióxido de carbono e dióxido de enxofre. O item que contém corretamente as fórmulas dos gases citados acima é:

a) H_2SO_4, CO, CO_2 e SO_3.
b) CaO, H_2SO_3, CO_2 e H_2SO_4.
c) CO, CO_2, SO_3 e H_2SO_4.
d) CO, H_2S, SO_2 e CO_2.
e) H_2S, CO, CO_2 e SO_2.

2. (Mackenzie-SP) Com cerca de 40 km de profundidade, a crosta terrestre contém principalmente óxido de silício e óxido de alumínio. Sabendo que o número de oxidação do silício é +4 e o do alumínio é +3, as fórmulas desses óxidos são:

a) SiO_2 e $A\ell_2O_3$.
b) SiO_2 e $A\ell_2O$.
c) SiO_3 e $A\ell O$.
d) SiO_4 e $A\ell O_3$.
e) Si_2O e $A\ell_2O_3$.

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

3. (UEMG) De acordo com as propriedades dos elementos químicos, podemos classificar como um óxido de natureza alcalina (básica) e um óxido de natureza ácida, respectivamente:

a) CaO e SO_3.
b) Na_2O e MgO.
c) CO e $A\ell_2O_3$.
d) $C\ell_2O$ e N_2O_3.

4. (Acafe-SC) A alternativa que apresenta os anidridos correspondentes aos ácidos H_2SO_3, H_2CO_3, H_2SiO_3, $HC\ell O_4$ é:

a) SO_2, CO_2, SiO_2, $C\ell O_4$.
b) SO_3, CO_2, SiO_2, $C\ell O_4$.
c) SO_3, CO_2, SiO_2, $C\ell_2O_5$.
d) SO_2, CO, SiO_2, $C\ell_2O_3$.
e) SO_2, CO_2, SiO_2, $C\ell_2O_7$.

5. (PUC-PR) Analise as alternativas abaixo e identifique a única incorreta:

a) água oxigenada representa um peróxido.
b) trióxido de enxofre é um anidrido.
c) cal virgem caracteriza um óxido básico.
d) gás carbônico caracteriza um óxido básico.
e) pentóxido de dinitrogênio é chamado de anidrido nítrico.

6. (PUC-PR) Um pedaço de magnésio é colocado na ponta de uma espátula e em seguida é queimado. Forma-se o óxido de magnésio (I). Uma das características desse óxido é que, na água, ele forma a base correspondente (II). Fazendo-se a reação de neutralização total dessa base com o ácido clorídrico forma-se sal e água (III).

Determine a alternativa que corresponde aos produtos das reações (I), (II) e (III) ocorridas no experimento.

a) Mg_2O, $Mg(OH)_2$, $MgC\ell_2$ e H_2O_2.
b) MgO_2, $MgOH$, $MgC\ell$ e H_2O.
c) Mg_2O, $Mg(OH)_2$, $MgC\ell_2$ e H_2O.
d) MgO, $Mg(OH)_2$, $MgC\ell_2$ e H_2O.
e) MgO, $MgOH$, $MgC\ell$ e H_2O.

7. (Cesgranrio-RJ) O consumidor brasileiro já está informado de que os alimentos industrializados que ingere contêm substâncias cuja função básica é a de preservá-los da deterioração. Alguns exemplos dessas substâncias são: conservantes — ácido bórico (P. II) e anidrido sulfuroso (P. V); antioxidante — ácido fosfórico (A. III); antiumectantes — carbonato de cálcio (Au. I) e dióxido de silício (Au. VIII). Qual é a opção que indica a fórmula de cada substância na ordem apresentada no texto?

a) H_2BO_4; SO_3; H_3PO_3; K_2CO_3; Si_2O.
b) H_3BO_3; SO_2; H_3PO_3; K_2CO_3; SiO_2.
c) H_3BO_3; SO_2; H_3PO_4; $CaCO_3$; SiO_2.
d) H_3BO_3; SO_3; H_3PO_4; $CaCO_3$; Si_2O.
e) H_3BO_4; SO_2; H_3PO_3; $CaCO_3$; SiO_2.

8. (PUC-PR) Considere as seguintes afirmações:

1. Os óxidos K_2O, BaO e CuO são básicos.
2. Os ácidos H_2CO_3, H_3PO_3 e H_2S são diácidos.
3. As bases $NaOH$, $Ca(OH)_2$ e $Fe(OH)_3$ são solúveis.
4. CaO é chamado de cal viva e $NaOH$ é chamada de potassa cáustica.
5. SO_2, NO_2 e N_2O_5 são óxidos ácidos.

Dessas afirmações, estão corretas:

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

9. (UEL-PR) Em um medicamento, os elementos cobre, zinco e magnésio estão presentes na forma de substâncias denominadas, respectivamente, óxido de cobre II, óxido de zinco e óxido de magnésio. Com base nos conhecimentos sobre o tema, considere as afirmativas a seguir.

I. Nos três óxidos citados, o oxigênio é o elemento mais eletronegativo.
II. O óxido de magnésio reage com a água formando uma solução aquosa de hidróxido de magnésio.
III. As fórmulas químicas do cloreto de cobre II e do cloreto de magnésio são respectivamente $CuC\ell_2$ e $MgC\ell_2$.
IV. Os estados de oxidação do cobre e do zinco nos óxidos são, respectivamente, $+2$ e $+1$.

Estão corretas apenas as afirmativas:

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

10. (Osec-SP) Na queima do enxofre em pó forma-se um gás (dióxido de enxofre). O papel de tornassol azul embebido em água, na presença desse gás, apresentará a coloração:

a) incolor.
b) amarela.
c) verde.
d) azul.
e) vermelha.

11. Coloque os óxidos MnO_3, Mn_2O_3, MnO_2, Mn_2O_7, MnO na ordem do mais básico para o mais ácido.

12. Escreva as equações das reações do óxido anfótero SnO com o $HC\ell$ e com o $NaOH$.

Exercícios complementares

Registre as respostas em seu caderno

13. (Vunesp) Na Idade Média, era usual o emprego de óxido de chumbo (IV) como pigmento branco em telas. Em nossos dias, com o aumento do teor de H_2S na atmosfera, proveniente da queima de combustíveis fósseis, pinturas dessa época passaram a ter suas áreas brancas transformadas em castanho-escuro, devido à formação de sulfeto de chumbo (II). No trabalho de restauração dessas pinturas são empregadas soluções diluídas de peróxido de hidrogênio, que transformam o sulfeto de chumbo (II) em sulfato de chumbo (II), um sólido branco. As fórmulas do óxido de chumbo (IV), sulfeto de chumbo (II), peróxido de hidrogênio e sulfato de chumbo (II) são, respectivamente:

a) PbO, PbS, H_2O_2, $PbSO_4$.
b) PbO_2, PbS, H_2O_2, $PbSO_4$.
c) Pb_2O_3, PbS_2, H_2O, $Pb(SO_4)_2$.
d) PbO_2, PbS, H_2O_2, $PbSO_3$.
e) PbO, $PbSO_3$, H_2O_2, PbS_2O_3.

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

14. (Mackenzie-SP)

I	Galena	PbS
II	Pirolusita	MnO_2
III	Blenda	ZnS
IV	Cassiterita	SnO_2
V	Calcopirita	$CuS \cdot FeS$

Na tabela estão numerados, de I a V, os principais minérios de alguns metais. O chumbo, o zinco e o estanho são obtidos, respectivamente, pela redução dos minérios:

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

15. (ITA-SP) Considere os seguintes óxidos (I, II, III, IV e V):

I. CaO II. N_2O_5 III. Na_2O IV. P_2O_5 V. SO_3

Determine a opção que apresenta os óxidos que, quando dissolvidos em água pura, tornam o meio ácido.

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

16. (Mackenzie-SP) Ao se colocar gelo-seco, CO_2 (s), em água levemente alcalina, em presença de fenolftaleína, verifica-se que a solução que inicialmente era rósea torna-se incolor. Esse fato se observa porque:

a) ocorre abaixamento da temperatura da água.
b) ocorre vaporização da fenolftaleína.
c) o ácido carbônico formado é incolor.
d) o pH da solução aumenta.
e) o pH da solução diminui.

17. (UFG-GO) O gás carbônico, decorrente da queima de combustíveis fósseis, pode ser injetado em reservatórios de petróleo esgotados, com a finalidade de minimizar a contribuição desse gás para o efeito estufa. Nesses reservatórios, esse gás combina-se com óxidos de ferro (II) e manganês (II) formando, respectivamente, os carbonatos:

a) $FeCO_3$ e $MnCO_3$.
b) $Fe_2(CO_3)_3$ e $MgCO_3$.
c) $FeCO_3$ e $MgCO_3$.
d) $Fe_2(CO_3)_3$ e $Mn(CO_3)_2$.
e) $Fe_2(CO_3)_3$ e Mn_2O_7.

18. (FEI-SP) Um elemento metálico forma um óxido de fórmula MO_2. A fórmula de seu cloreto será, provavelmente:

a) $M C\ell$.
b) $M C\ell_2$.
c) $M C\ell_3$.
d) $M C\ell_4$.
e) $M C\ell_5$.

19. (UFJF-MG) O composto $Fe_2O_3 \cdot nH_2O$ é um dos componentes da ferrugem, resultante da reação química que ocorre em ligas metálicas que contêm ferro, quando expostas ao ar atmosférico úmido. Na formação da ferrugem, pode-se afirmar que:

a) ocorre a oxidação do ferro.
b) no composto $Fe_2O_3 \cdot nH_2O$, o ferro possui número de oxidação igual a zero.
c) ocorre a redução do ferro.
d) o oxigênio sofre oxidação.
e) não é necessária a presença de água para que a ferrugem seja formada.

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

8 As funções inorgânicas e a classificação periódica

No estudo da classificação periódica (capítulo 6), vimos que várias **propriedades físicas** dos elementos (como densidade, ponto de fusão, ponto de ebulição etc.) variam periodicamente com o aumento dos números atômicos. Com as **propriedades químicas** acontece o mesmo, de tal modo que podemos dizer:

> Os elementos situados em uma mesma coluna da Tabela Periódica têm propriedades químicas semelhantes e, em consequência, formam compostos com **fórmulas e nomes semelhantes**.

Isso decorre do fato de todos os elementos da mesma coluna apresentarem o mesmo número de elétrons na última camada eletrônica, como foi explicado no capítulo 6. Assim, por exemplo, todos os elementos da **coluna 1A** (metais alcalinos) têm **1 elétron** na última camada; eles tendem a ceder esse elétron, transformando-se em cátions de carga 1+. Todos os elementos da **coluna 7A** (halogênios) têm **7 elétrons** na última camada; eles tendem a receber um elétron, transformando-se em ânions de carga 1−. Tomando como exemplo o sódio e o cloro, temos:

Repare na semelhança de fórmulas e nomes, quando consideramos outros elementos das colunas 1A e 7A:

Colunas		Fórmulas dos sais	Nomes dos sais
1A	7A		
Na	Cℓ	NaCℓ	Cloreto de sódio
K	I	KI	Iodeto de potássio
Rb	F	RbF	Fluoreto de rubídio
Cs	Br	CsBr	Brometo de césio

Essa semelhança de fórmulas e nomes aparece em todas as funções químicas: **ácidos**, **bases**, **sais** e **óxidos**. Acompanhe os exemplos:

Ácidos
- Na **coluna 7A**, temos, por exemplo:
- HCℓ — ácido clorídrico
- HBr — ácido bromídrico
- (ambos covalentes, de caráter ácido forte)

Bases
- Na **coluna 1A**, temos, por exemplo:
- NaOH — hidróxido de sódio
- KOH — hidróxido de potássio
- (ambos iônicos, de caráter básico forte)

Sais
- Nas **colunas 1A** e **7A**, já vimos, como exemplos:
- NaCℓ — cloreto de sódio
- KI — iodeto de potássio
- (ambos sólidos, iônicos, cristalinos, de fusão e ebulição difíceis)

Óxidos
- Na **coluna 5A**, temos, por exemplo:
- N_2O_5 — anidrido nítrico
- P_2O_5 — anidrido fosfórico
- (ambos covalentes e classificados como óxidos ácidos ou anidridos)

A partir daí, podemos afirmar que quem conhece as fórmulas e os nomes de alguns compostos de um certo elemento químico pode "deduzir" as fórmulas e os nomes dos compostos correspondentes de todos os outros elementos que estão na mesma coluna da Tabela Periódica.

Por exemplo, quem conhece os ácidos do cloro (coluna 7A):

	H	Cℓ	O_4	—	ácido	per	clór	ico
	H	Cℓ	O_3	—	ácido		clór	ico
	H	Cℓ	O_2	—	ácido		clor	oso
	H	Cℓ	O	—	ácido	hipo	clor	oso
	H	Cℓ		—	ácido		clor	ídrico
trocando:	H	Br		—	ácido		brom	ídrico
ou trocando:	H	I		—	ácido		iod	ídrico

terá "deduzido" as fórmulas e os nomes dos ácidos do bromo e do iodo, respectivamente.

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

O esquema a seguir resume as fórmulas dos principais compostos ao longo da Tabela Periódica:

Coluna	1A (B)	2A (B)	3A (B)	4A (B)	5A (B)	6A (B)	7A (B)
$N_{ox.}$ máximo **$N_{ox.}$ mínimo**	+1	+2	+3	+4 −4	+5 −3	+6 −2	+7 −1
Ácidos			(H_3XO_3)	H_4XO_4 H_2XO_3	H_3XO_4 $H_4X_2O_7$ HXO_3 H_3XO_3	H_2XO_4 H_2XO_3 H_2X	HXO_4 HXO_3 HXO_2 HXO HX
Bases	BOH	$B(OH)_2$	$B(OH)_3$	$B(OH)_4$ $B(OH)_2$			
Óxidos	E_2O	EO	E_2O_3	EO_2 EO	E_2O_5 E_2O_3	EO_3 EO_2	E_2O_7 E_2O_5

OBSERVAÇÕES

- As fórmulas são mais regulares nas **colunas A** da Tabela Periódica. Nas **colunas B**, isto é, nos metais de transição, a regularidade é menor.
- Relembramos que: o **número de oxidação máximo** de um elemento coincide com o número da coluna **A** onde ele se encontra; e o **número de oxidação mínimo** é igual ao número dessa coluna subtraído de 8. Isso decorre da variação da estrutura eletrônica ao longo do período da Tabela Periódica e da tendência dos elementos de completarem o octeto eletrônico. Considerando esse fato, podemos entender melhor as fórmulas dos ácidos, bases e óxidos, dadas no quadro anterior.
- Vamos agora imaginar uma tabela resumida que reúna apenas as colunas *A* de 1A a 7A, como vemos abaixo. O caráter ácido é próprio dos não metais. Sendo assim, **os ácidos** aparecem do lado **direito e superior da Tabela Periódica**. O caráter básico é próprio dos metais. Desse modo, **as bases** aparecem do **lado esquerdo e inferior da Tabela Periódica**. Intermediariamente, aparece o caráter anfótero.

ADILSON SECCO

É importante notar a **transição gradual** que vai dos metais (caráter básico) para os não metais (caráter ácido) ao longo dessa tabela.

- Os **óxidos** também acompanham a variação do caráter ácido-básico, ao longo da Tabela Periódica:

1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A
E_2O	EO	E_2O_3	EO_2 EO	E_2O_5 E_2O_3	EO_3 EO_2	E_2O_7 E_2O_5
Óxidos básicos (iônicos)			Óxidos anfóteros (moleculares)	Óxidos ácidos ou anidridos (moleculares)		

ADILSON SECCO

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

- Também os **sais**, que não foram mencionados nos esquemas anteriores, apresentam analogias quando trocamos seus elementos por outros da mesma coluna da Tabela Periódica.
  Por exemplo:

  $Na_4P_2O_7$ — pirofosfato de sódio
  $Na_4As_2O_7$ — piroarseniato de sódio

  Nesse caso, trocamos o P pelo As, ambos da coluna 5A.
  Outro exemplo:

  $CaSO_4$ — sulfato de cálcio
  $BaSeO_4$ — selenato de bário

  Nesse caso, trocamos o Ca pelo Ba, ambos da coluna 2A, e também o S pelo Se, ambos da coluna 6A.

Questões

Registre as respostas em seu caderno

a) Como são obtidos os números de oxidação máximo e mínimo de um elemento?

b) Em quais famílias de elementos representativos se encontram os elementos que formam óxidos ácidos e básicos?

Exercícios básicos

Registre as respostas em seu caderno

Consulte a classificação periódica sempre que achar necessário.

Exercício resolvido

20. Conhecendo as seguintes fórmulas e nomes:

H_2SO_4 — ácido sulfúrico
H_2SO_3 — ácido sulfuroso
H_2S — ácido sulfídrico

deduza as fórmulas e os nomes dos ácidos correspondentes, formados pelos elementos químicos selênio (Se) e telúrio (Te), que aparecem na mesma coluna (6A) em que se encontra o enxofre (S) na Tabela Periódica.

Resolução

Por analogia, serão:

H_2SeO_4 — ácido selênico
H_2SeO_3 — ácido selenoso
H_2Se — ácido selenídrico
H_2TeO_4 — ácido telúrico
H_2TeO_3 — ácido teluroso
H_2Te — ácido telurídrico

21. Escreva no caderno as fórmulas dos hidróxidos dos seguintes elementos:

a) gálio (Ga)
b) rádio (Ra)
c) frâncio (Fr)
d) berílio (Be)
e) rubídio (Rb)

22. (PUC-PR) Nos garimpos, utiliza-se mercúrio para separar o ouro das impurezas. Quando o mercúrio entra em contato com a água dos rios causa uma séria contaminação. O mercúrio é absorvido por micro-organismos, que são ingeridos pelos peixes pequenos. Esses peixes são devorados por peixes maiores que são utilizados na alimentação humana. Que elemento apresenta comportamento semelhante ao do mercúrio?

a) Cádmio.
b) Sódio.
c) Cálcio.
d) Carbono.
e) Ferro.

23. (Unifor-CE) Cálcio metálico reage com cloro formando um composto iônico em que o cátion e o ânion encontram-se na proporção em mol de 1 : 2, respectivamente. Um composto iônico com essa mesma proporção é obtido quando cálcio metálico reage com:

a) flúor.
b) oxigênio.
c) nitrogênio.
d) enxofre.
e) fósforo.

24. (Cesgranrio-RJ) São dadas as seguintes fórmulas: $Ca_3(PO_4)_2$, $CsC\ell$ e Rb_2CrO_4. Por analogia, a opção que contém as fórmulas corretas das substâncias arsenato de magnésio, fluoreto de lítio e molibdato de sódio é:

a) $Mg_3(AsO_4)_2$, LiF_2, Na_2MoO_4.
b) $Mg_3(AsO_4)_2$, Li_2F, Na_2MoO_4.
c) $Mg_3(AsO_4)_2$, LiF, Na_2MoO_4.
d) $Mg_2(AsO_4)_3$, LiF, $NaMoO_4$.
e) $MgAsO_4$, LiF, $NaMoO_4$.

Exercício resolvido

25. (Vunesp) Com base na distribuição eletrônica o elemento de número atômico 19 combina-se mais facilmente, formando um composto iônico, com o elemento de número atômico:

a) 11.
b) 17.
c) 18.
d) 20.
e) 27.

Resolução

Nesta questão, os elementos químicos são mencionados por seus números atômicos.

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

Podemos, então, identificá-los facilmente olhando para a Tabela Periódica. Temos assim:

(dado) 19 — potássio (K) : alcalino (positivo)

a) 11 — sódio (Na)

$KC\ell$

b) 17 — cloro ($C\ell$) : halogênio (negativo)

c) 18 — argônio (Ar)

d) 20 — cálcio (Ca)

e) 27 — cobalto (Co)

Alternativa b.

26. (Vunesp) Qual a fórmula do composto formado entre os elementos $^{40}_{20}Ca$ e $^{35}_{17}C\ell$ e qual a ligação envolvida?

a) $CaC\ell$, iônica.
b) $CaC\ell$, covalente.
c) $CaC\ell_2$, iônica.
d) $CaC\ell_2$, covalente.
e) $Ca_2C\ell$, iônica.

27. (Ceeteps-SP) À temperatura ambiente, a ligação química e o estado físico de um composto binário constituído por elementos pertencentes a famílias extremas (por exemplo, 2A e 6A) da Tabela Periódica são, respectivamente:

a) iônica, sólido.
b) metálica, sólido.
c) covalente, sólido.
d) covalente, líquido.
e) covalente, gasoso.

28. (Cesgranrio-RJ) A opção que apresenta os óxidos em ordem crescente de caráter ácido é:

a) MgO; P_4O_{10}; $A\ell_2O_3$; $C\ell_2O_7$.
b) MgO; $C\ell_2O_7$; P_4O_{10}; Na_2O.
c) Na_2O; $A\ell_2O_3$; SO_3; SiO_2.
d) Na_2O; $A\ell_2O_3$; SiO_2; SO_3.
e) Na_2O; $C\ell_2O_7$; MgO; P_4O_{10}.

29. (Vest-Rio) Um médico atendeu um paciente com dores abdominais, originadas de uma patologia denominada "úlcera péptica duodenal". Para tratamento desse paciente, o médico prescreveu um medicamento que contém um hidróxido metálico, classificado como "uma base fraca". Esse metal pertence, de acordo com a Tabela Periódica, ao seguinte grupo:

a) 1A
b) 3A
c) 6A
d) 7A
e) Zero

Exercícios complementares

Registre as respostas em seu caderno

30. (Fatec-SP) O cloreto de potássio ($KC\ell$) é um sal bastante solúvel em água. Essa solução foi submetida a alguns testes, cujos resultados estão representados abaixo:

Teste	Resultado
pH	Neutro
Interação com solução de $AgNO_3$	Formação de precipitado
Interação com solução de H_2SO_4	Não há formação de precipitado; não há liberação de gás.

A alternativa em que se encontra um outro sal cuja solução aquosa, submetida aos mesmos testes, daria resultados análogos aos observados para a solução de $KC\ell$ é:

a) CaS.
b) MgO.
c) BaI.
d) NaBr.
e) HF.

31. Escreva as fórmulas dos óxidos máximos (**óxido máximo** é o que contém o elemento em seu $N_{ox.}$ máximo) de:

a) vanádio (V);
b) germânio (Ge);
c) manganês (Mn);
d) zircônio (Zr);
e) crômio (Cr).

32. (UFMG) Considere os seguintes elementos hipotéticos, cujos números atômicos estão dados nos índices inferiores:

$_{114}G$, $_{115}J$, $_{116}L$, $_{117}X$ e $_{118}Z$

Entre seus compostos abaixo, qual é o mais provável de um dia ser sintetizado?

a) GO_2 b) $JC\ell_4$ c) FeL_2 d) CaX e) Z_2

33. (Mackenzie-SP) Se átomos do elemento genérico *W* que formam íons bivalentes negativos ligam-se a átomos de outro elemento $^{85}_{37}Y$, a fórmula do composto formado e a função inorgânica a que pertence são, respectivamente:

a) YW_2; óxido.
b) Y_2W; sal.
c) W_2Y_3; sal.
d) W_3Y_2; óxido.
e) Y_2W; ácido.

34. (PUC-Campinas-SP) Considere os seguintes elementos químicos e suas localizações na Tabela Periódica.

A: família 1A
B: família 5A
C: família 6A
D: família 7A

Qual é a fórmula representativa de uma possível substância formada por dois dos elementos citados e cuja molécula apresenta três ligações covalentes?

a) AB_3 b) A_2B c) B_3C d) AD e) BD_3

35. (Cesgranrio-RJ) Dois elementos, *X* e *T*, apresentam somente covalências simples nos compostos oxigenados de fórmulas X_2O e TO_2. A opção correta é:

a) *X* pode formar hidróxidos de fórmulas *X*OH e $X(OH)_2$.
b) *T* pode formar ácidos de fórmulas H*T* e H_2T.
c) *X* pode formar oxiácidos de fórmulas H*X*O e HXO_4.
d) *T* pode formar hidróxidos de fórmulas *T*OH e $T(OH)_3$.
e) *X* e *T* podem ser calcogênios.

36. (UFMG) Ao estudar a Tabela Periódica, um estudante fez várias anotações sobre as propriedades das substâncias simples de um grupo de elementos químicos, todos localizados na mesma coluna:

- têm grande afinidade química por metais;
- reagem diretamente com hidrogênio, formando ácidos;
- apresentam átomos de alta eletronegatividade;
- são agentes oxidantes.

Na Tabela Periódica, esses elementos ocupam a:

a) coluna 17 (VII A).
b) coluna 1 (1A).
c) coluna 15 (V A).
d) coluna 13 (III A).

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

LEITURA

A CHUVA ÁCIDA

O conceito de pH, dado na página 249, diz que a água pura tem pH = 7. Valores de pH acima de 7 indicam soluções básicas, e abaixo de 7, soluções ácidas.

Não existe chuva totalmente pura, pois ela sempre arrasta consigo componentes da atmosfera. O próprio CO_2, que existe normalmente na atmosfera (como resultado da respiração dos seres vivos e da queima de materiais orgânicos), ao se dissolver na água da chuva, já a torna ácida, devido à reação $CO_2 + H_2O \longrightarrow H_2CO_3$. O ácido carbônico formado é, porém, muito fraco, e a chuva assim "contaminada" tem pH por volta de 5,6.

A situação, contudo, se complica em função dos **óxidos de enxofre** (SO_2 e SO_3) e dos **óxidos de nitrogênio** (NO e NO_2) existentes na atmosfera.

O SO_2, existente na atmosfera, pode ser de origem **natural** ou **artificial**. O SO_2 natural é proveniente das erupções vulcânicas e da decomposição de vegetais e animais no solo, nos pântanos e nos oceanos. O SO_2 artificial é proveniente principalmente da queima de carvão mineral (em caldeiras industriais, em usinas termoelétricas etc.) e da queima dos derivados do petróleo (em motores de veículos, de avião etc.). Na atmosfera ocorrem, por exemplo, as reações:

$$2\,SO_2 + O_2 \longrightarrow 2\,SO_3$$
$$SO_3 + H_2O \longrightarrow H_2SO_4$$

Assim, forma-se o H_2SO_4, que é um ácido forte e constitui o maior "vilão" da chuva ácida.

Fatos semelhantes ocorrem, na atmosfera, com os óxidos do nitrogênio — especialmente NO e NO_2. O ar é formado principalmente por N_2 e O_2; durante as tempestades, os raios provocam a reação $N_2 + O_2 \longrightarrow 2\,NO$. Além disso, a decomposição de vegetais e animais, por bactérias do solo, também produz óxidos de nitrogênio. Além desses fenômenos naturais, as combustões nos motores de veículos, de avião etc. constituem fontes artificiais de grandes quantidades de óxidos de nitrogênio. Na atmosfera podem então ocorrer reações como:

$$2\,NO + O_2 \longrightarrow 2\,NO_2$$
$$2\,NO_2 + H_2O \longrightarrow HNO_2 + HNO_3$$
$$2\,HNO_2 + O_2 \longrightarrow 2\,HNO_3$$

Desse modo, forma-se o HNO_3, que é o segundo "vilão" da chuva ácida.

Pois bem, em grandes cidades (devido às indústrias e ao grande número de veículos) e em regiões muito industrializadas (com refinarias de petróleo, indústrias metalúrgicas etc.), o ar vai acumulando grandes quantidades de H_2SO_4 e HNO_3. A chuva traz esses ácidos para o solo, dando origem ao fenômeno chamado de **chuva ácida**. Tecnicamente, chama-se de chuva ácida qualquer chuva com pH < 5,6; em regiões populosas e industriais são comuns chuvas com pH = 4,5 (já foram registradas chuvas com pH = 2, o que corresponde à acidez de um suco de limão ou do vinagre concentrado).

Os efeitos da chuva ácida são múltiplos e sempre bastante nocivos. Analise o esquema abaixo:

OSVALDO SANCHES SEQUETIN

Nos lagos, a chuva ácida provoca a morte dos peixes; nas florestas, a destruição das árvores. O solo se altera quimicamente, envenenando as plantações e reduzindo as colheitas. As águas subterrâneas são contaminadas. Há corrosão e desgaste dos prédios e dos monumentos. Por fim, a saúde do ser humano e dos outros animais é prejudicada, com o aparecimento de enfermidades como tosse, bronquite e enfisema pulmonar. Um incidente triste ocorreu em Londres, em dezembro de 1952, quando a cidade ficou coberta, durante vários dias, por uma nuvem de fumaça (*smoke*) e neblina (*fog*), conhecida pela abreviação *smog*; aproximadamente 4 mil pessoas, principalmente crianças e idosos, morreram por causa dessa forte poluição.

As soluções para a chuva ácida são caras e de aplicação complicada, pois envolvem aspectos técnicos, econômicos, políticos, sociais etc. Do ponto de vista técnico, recomendam-se, como medidas principais:

- a purificação do carvão mineral, antes de seu uso;
- o emprego de caldeiras com sistemas de absorção de SO_2;
- o uso de petróleo de melhor qualidade e a purificação de seus derivados, visando à eliminação de compostos de enxofre;
- nas cidades, o uso mais frequente de transportes coletivos (metrôs, trens suburbanos, ônibus etc.) e o desestímulo ao uso de carros particulares;
- a construção de carros com motores mais eficientes e providos de catalisadores que decomponham os gases tóxicos e nocivos;
- e muitas outras medidas, aplicáveis às indústrias, às residências, aos transportes e ao nosso dia a dia.

ROGÉRIO REIS/PULSAR IMAGENS

Efeitos da chuva ácida sobre uma das esculturas da série *Os Profetas*, de Aleijadinho, feitas em pedra-sabão entre 1800 e 1805. (Congonhas do Campo, MG, 2009.)

Questões sobre a leitura

Registre as respostas em seu caderno

37. Explique por que a chuva não poluída é levemente ácida.

38. Leia o texto e responda às questões.

Cortar enxofre faz *diesel* poluir 60% menos

A simples troca do *diesel* com teor de 500 ppm (partes por milhão) de enxofre por 50 ppm diminui em 60% as emissões de material particulado (poluentes) para a atmosfera. É o que mostra pesquisa realizada em ônibus de São Paulo [...].

Investir na qualidade do *diesel*, além de reduzir a poluição atmosférica, leva à diminuição dos casos de doença e morte relacionadas ao problema. A alta concentração de material particulado no ar causa e agrava doenças respiratórias e cardiovasculares. Quanto menor a partícula, mais ela atinge as partes profundas do aparelho respiratório.

A mudança no *diesel*, entretanto, está longe da realidade atual do país. Uma resolução do Conselho Nacional de Meio Ambiente prevê uma maior restrição das emissões de poluentes por veículos [a partir de] 2009 — para isso, é preciso seguir o exemplo da Europa e diminuir o teor de enxofre para 50 ppm. Hoje, o teor de enxofre é de 500 ppm nas regiões metropolitanas do Brasil e 2.000 ppm no interior e áreas rurais.

[...] os Estados Unidos já possuem *diesel* com 15 ppm e o Japão, com 10 ppm. [...]

O diretor de abastecimento da Petrobras, Paulo Roberto Costa, disse no mês passado que o *diesel* produzido a partir de 2012 terá 50 ppm de enxofre. A empresa afirmou ontem, em nota, que o *diesel* com 500 ppm será distribuído a todo o país (em substituição ao *diesel* de 2.000 ppm do interior e áreas rurais) apenas em 2013. [...]

Fonte: BALAZINA, Afra. *Folha de S.Paulo*, 8 set. 2007.

a) Relacione o uso de combustíveis que possuem enxofre na sua composição com a formação das chuvas ácidas.

b) Discuta com seus colegas quais seriam as alternativas para diminuir o uso do *diesel* e, assim, diminuir a quantidade de enxofre emitida.

39. Cite alguns efeitos da chuva ácida.

40. Os carros de passeio usam catalisadores para diminuir a emissão de poluentes. Pesquise por que não é possível utilizar esse equipamento para diminuir a poluição causada pelo enxofre.

41. Entre os óxidos presentes no infográfico na abertura do capítulo, cite os responsáveis pela formação da:

a) chuva ácida;

b) chuva naturalmente ácida.

CAPÍTULO

11 Reações químicas

São as reações químicas que nos fornecem, diariamente, a maior parte da energia e os novos produtos que satisfazem o conforto do mundo moderno.

TÓPICOS DO CAPÍTULO

1 INTRODUÇÃO

2 BALANCEAMENTO DAS EQUAÇÕES QUÍMICAS

3 CLASSIFICAÇÕES DAS REAÇÕES QUÍMICAS

4 QUANDO OCORRE UMA REAÇÃO QUÍMICA?

5 RESUMO DAS PRINCIPAIS REAÇÕES ENVOLVENDO AS FUNÇÕES INORGÂNICAS

LEITURA: *O VIDRO E O CIMENTO*

Para o alto

Reações químicas vencem a força da gravidade e colocam no espaço uma das mais complexas máquinas já inventadas: o ônibus espacial.

+00:08:30
O tanque externo praticamente vazio é liberado e cai segundo uma trajetória programada, desintegrando-se quase totalmente pelo atrito com o ar. A nave entra em órbita.

+00:08:20
Velocidade: 27.358 km/h
Altitude: 110 km
O suprimento proveniente do tanque externo é cortado.

+00:02:00
Velocidade: 4.825 km/h
Altitude: 45 km
Os foguetes soltam-se e caem de para-quedas para serem recolhidos e usados em novos lançamentos. Os motores principais continuam a acelerar a nave.

ILUSTRAÇÕES: PAULO CESAR

00:00:00
Ignição. Explosivos dentro dos foguetes de combustível sólido incendeiam de cima a baixo a massa de combustível. Mil toneladas dessa mistura queimarão em dois minutos.

-00:00:06 Motores principais ligados.

1 Veículo orbital
109 toneladas no lançamento, além de cerca de 25 toneladas de carga.

2 Foguetes de combustível sólido
590 toneladas cada um (cheio)

Cada foguete queima quase 500 toneladas de massa feita de resina, oxidante e combustível em pó. A cada segundo, 4 toneladas de gases são expelidos a toda pressão pelo bocal de cada foguete, gerando ambos os foguetes cerca de 80% da potência de lançamento.

3 Tanque externo
757 toneladas (cheio)
O tanque externo leva 1,5 milhão de litros de combustível (hidrogênio líquido) e 500 mil litros de oxidante (oxigênio líquido), que queimarão nos motores principais do veículo orbital.

4 Motores principais
Nos três motores, toneladas de hidrogênio e oxigênio bombeadas do tanque externo queimam a 3.300 °C, produzindo uma gigantesca descarga de vapor de água, com potência aproximada de 37 milhões de cavalos-vapor, o equivalente à potência de cerca de 700 mil carros populares.

ELIOT J. SCHECHTER/EPA/CORBIS-LATINSTOCK

REFLETINDO

1 Observe os dados dos motores principais do ônibus espacial. Quais são os resultados produzidos nessa reação química?

2 Observe, agora, os dados do tanque externo. O que poderia acontecer ao ônibus espacial se esse tanque fosse abastecido somente com a metade do oxigênio líquido, ou seja, 250 mil litros, para reagir com os mesmos 1,5 milhão de litros de combustível?

ILUSTRAÇÕES: PAULO CESAR

1 Introdução

Vivemos em um mundo rodeado por reações químicas.

SERIDEC PHOTOIMAGENE/CID

A queima da parafina da vela é uma reação química.

BUBBLES PHOTOLIBRARY/ALAMY-OTHER IMAGES

O ato de comer é o início de uma série de reações que ocorrem em nosso organismo e que nos mantêm vivos.

FOTOS: TIAGO QUEIROZ/AGÊNCIA ESTADO

Sequência de imagens que mostra a implosão de um prédio (São Paulo, SP, 2008). A explosão da dinamite é uma reação química.

Nos capítulos anteriores, mencionamos várias reações químicas envolvendo ácidos, bases, sais e óxidos. Agora vamos ampliar o estudo das reações. Mostraremos como se podem prever e agrupar as reações químicas mais comuns.

Quais são as evidências de que uma reação está ocorrendo?

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

Às vezes é fácil perceber que uma reação está acontecendo devido à produção de luz ou calor, a mudanças de cor, à produção de gases etc. Essa é a **visão macroscópica** da reação, isto é, o que podemos enxergar ou sentir.

RUBBERBALL SELECTS/ALAMY/IMAGEPLUS

De uma fogueira, enxergamos a luz e sentimos o calor.

EDUARDO SANTALIESTRA/CID

Ao se adicionar uma solução aquosa (incolor) de NaOH a uma solução aquosa de $CuSO_4$ (azulada), vemos a formação de um sólido (precipitado) azul de $Cu(OH)_2$.

GUY CROFT/ALAMY-OTHER IMAGES

Quando colocamos um comprimido efervescente na água, notamos a saída de bolhas gasosas.

Outras vezes, porém, é difícil perceber que a reação está ocorrendo, pois:

- algumas reações são **muito lentas** (demoram dias, meses, anos), como acontece, por exemplo, com o apodrecimento de um fruto ou o enferrujamento de uma grade de ferro;
- outras reações quase não mostram **sinais perceptíveis** de seu andamento; por exemplo, juntando duas soluções aquosas diluídas, uma de $HC\ell$ e outra de NH_4OH, ocorre a reação $HC\ell + NH_4OH \longrightarrow NH_4C\ell + H_2O$, sem aparecimento de cor ou de sólidos e com aquecimento quase imperceptível.

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

Além disso, é importante não confundir reações químicas com alguns **fenômenos físicos** comuns, como o derretimento do gelo, a dissolução do açúcar comum em água, o desprendimento do gás carbônico de uma garrafa de refrigerante etc.

> E no **mundo microscópico** (mundo dos átomos e das moléculas), o que acontece durante uma reação química?

No capítulo 3, vimos que a reação química é um fenômeno em que os átomos permanecem praticamente intactos. Na reação química, as moléculas (ou aglomerados iônicos) iniciais são "desmontadas" e seus átomos são reaproveitados para "montar" as moléculas (ou aglomerados iônicos) finais. Veja uma representação esquemática (sem escala e em cores-fantasia):

2 moléculas de hidrogênio (H_2) — 1 molécula de oxigênio (O_2) — 2 moléculas de água (H_2O)

São os **reagentes** que vão "desaparecer" durante a reação. (Aqui há um total de 6 átomos.)

São os **produtos** que "aparecem" após a reação. (Aqui reencontramos os mesmos 6 átomos reagrupados de forma diferente.)

ADILSON SECCO

Podemos representar essa reação de maneira simplificada, escrevendo:

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

No sinal + lê-se "reagem" — Na seta lê-se "produzem"

A leitura completa será, então: "o hidrogênio reage com o oxigênio produzindo água".

À representação acima ($2\,H_2 + O_2 \longrightarrow 2\,H_2O$) damos o nome de **equação química**.

> **Equação química** é a representação simbólica e abreviada de uma reação química (ou fenômeno químico).

Os músicos comunicam-se, por escrito, utilizando a notação musical; os matemáticos têm seus símbolos próprios; no trânsito, existem sinais a que os motoristas devem obedecer etc. Enfim, cada "tribo" se comunica à sua maneira.

As equações químicas representam a escrita usada pelos químicos. É uma linguagem universal, isto é, não muda de um idioma para outro ou de um país para outro. Isso simplifica bastante a maneira de expressar um fenômeno ou reação química.

Nas equações químicas, temos:

$$\underbrace{2\,H_2 + O_2}_{\text{Reagentes (1º membro)}} \longrightarrow \underbrace{2\,H_2O}_{\text{Produtos (2º membro)}}$$

- **fórmulas** (H_2, O_2, H_2O), que indicam quais são as substâncias participantes da reação química. No primeiro membro aparecem os **reagentes**, isto é, as substâncias que entram em reação; no segundo membro aparecem os **produtos**, isto é, as substâncias que são formadas pela reação.
- **coeficientes estequiométricos** ou simplesmente **coeficientes** (2, 1, 2), que indicam a proporção de moléculas (ou aglomerados iônicos) que participam da reação (não é costume escrever o coeficiente **1**, que fica, então, subentendido); o objetivo dos coeficientes é igualar o número total de átomos de cada elemento no primeiro e no segundo membros da equação.

As **fórmulas** dão um **sentido qualitativo**, enquanto os **coeficientes** dão um **sentido quantitativo** às equações químicas.

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

OBSERVAÇÃO

Nas equações químicas, o sinal Δ sobre a seta indica aquecimento; o sinal ↗ indica um gás que é libertado; o sinal ↓ indica um sólido que se precipita. E ainda: (s) indica uma substância no estado sólido; (ℓ), líquido; (g), gasoso; e (aq), aquoso, indica que a substância está dissolvida na água.

1.1. Equações iônicas

Seja a seguinte equação, escrita na forma comum:

$$\underbrace{Zn}_{\text{Metal}} + \underbrace{CuSO_4}_{\text{Sal (iônico)}} \longrightarrow \underbrace{ZnSO_4}_{\text{Sal (iônico)}} + \underbrace{Cu}_{\text{Metal}}$$

Ela pode, também, ser escrita:

$$Zn + Cu^{2+} + SO_4^{2-} \longrightarrow Zn^{2+} + SO_4^{2-} + Cu$$

Cancelando o SO_4^{2-}, que não reagiu (pois não se alterou), temos:

$$Zn + Cu^{2+} \longrightarrow Zn^{2+} + Cu \quad \text{Equação iônica}$$

Essa equação iônica corresponde ao experimento mostrado abaixo.

FOTOS: EDUARDO SANTALIESTRA/CID

Em (A) temos uma placa de zinco sendo mergulhada numa solução de sulfato de cobre. Em (B) podem-se observar depósitos de cobre ao redor da placa de zinco. Durante a reação química, o zinco da placa passa para a solução na forma de íons Zn^{2+}, e uma parte dos íons cobre Cu^{2+} da solução passa para a placa na forma de cobre metálico (Cu).

Portanto, quando uma reação envolve substâncias iônicas ou ionizadas, podemos escrever **apenas** os íons que nos interessam na explicação do fenômeno químico. Assim, por exemplo, quando o $AgNO_3$ (Ag^+ e NO_3^-) reage com $NaC\ell$ (Na^+ e $C\ell^-$), podemos escrever simplesmente:

$$Ag^+ + C\ell^- \longrightarrow AgC\ell_{\downarrow} \quad \text{Equação iônica}$$

Outro exemplo:

$$H^+ + OH^- \longrightarrow H_2O \quad \text{Equação iônica}$$

Essa equação indica que um **ácido** (possuidor de H^+) reagiu com uma **base** (possuidora de OH^-) para formar **água**.

De modo geral, podemos então dizer que:

> **Equação iônica** é a equação química em que aparecem íons, além de átomos e moléculas.

De certo modo, podemos dizer que a equação iônica é mais real do que a equação completa correspondente, pois a equação iônica mostra **apenas** as partes que realmente participam do fenômeno químico.

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

2 Balanceamento das equações químicas

É importante ressaltar que uma equação química só está certa quando representa um fenômeno químico que **realmente ocorre**, por meio de **fórmulas corretas** (aspecto qualitativo) e **coeficientes corretos** (aspecto quantitativo).

Lembrando que numa reação química os átomos permanecem praticamente "intactos", podemos enunciar o seguinte critério geral:

> **Acertar os coeficientes** ou **balancear** uma equação química é igualar o número total de átomos de cada elemento no primeiro e no segundo membros da equação.

Existem vários procedimentos para balancear uma equação química, porém o mais simples é o chamado **método por tentativas**, que segue as etapas abaixo.

> **Método por tentativas**
>
> **1ª etapa:** raciocinar com o elemento (ou espécie) que aparece apenas uma vez no primeiro e no segundo membros da equação.
>
> **2ª etapa:** preferir o elemento (ou espécie) que possua índices maiores.
>
> **3ª etapa:** escolhido o elemento (ou espécie), transpor seus índices de um membro para outro, usando-os como coeficientes.
>
> **4ª etapa:** prosseguir com os outros elementos (ou espécies), usando o mesmo raciocínio, até o final do balanceamento.

1º exemplo – Balancear a equação:

$$A\ell + O_2 \longrightarrow A\ell_2O_3$$

1ª etapa: indiferente para **Aℓ** ou **O**.

2ª etapa: preferimos o **O**, que possui índices maiores (2 e 3).

3ª etapa: $A\ell + 3\,O_2 \longrightarrow 2\,A\ell_2O_3$

4ª etapa: agora só falta acertar o **Aℓ**:

$$4\,A\ell + 3\,O_2 \longrightarrow 2\,A\ell_2O_3$$

$2 \cdot 2 = 4$

Conclusão: $4\,A\ell + 3\,O_2 \longrightarrow 2\,A\ell_2O_3$

Agora podemos dizer que a equação está balanceada, pois:

- do **alumínio**: há 4 átomos no primeiro membro e também 4 átomos (2 · 2) no segundo membro da equação;
- do **oxigênio**: há 6 átomos (3 · 2) no primeiro membro e também 6 átomos (2 · 3) no segundo membro da equação.

OBSERVAÇÃO

No balanceamento, estamos mais interessados na **proporção entre os coeficientes** do que nos **coeficientes em si**. Por isso, podemos multiplicar ou dividir todos os coeficientes por um mesmo número.

A equação $4\,A\ell + 3\,O_2 \longrightarrow 2\,A\ell_2O_3$

equivale a $8\,A\ell + 6\,O_2 \longrightarrow 4\,A\ell_2O_3$ (o dobro da 1ª equação)

ou a $2\,A\ell + \frac{3}{2}\,O_2 \longrightarrow A\ell_2O_3$ (a metade da 1ª equação)

Entretanto, é sempre preferível a primeira representação, em que os coeficientes são **números inteiros e os menores possíveis**.

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

2º exemplo – Balancear a equação:

$$CaO + P_2O_5 \longrightarrow Ca_3(PO_4)_2$$

1ª etapa: devemos raciocinar com o **Ca** ou o **P**, porque o **O** já aparece duas vezes no primeiro membro (no CaO e no P_2O_5).

2ª etapa: preferimos o **Ca**, que possui índices maiores (1 e 3).

3ª etapa:

$$3\ Ca_1O + P_2O_5 \longrightarrow 1\ Ca_3(PO_4)_2$$

4ª etapa: por fim, acertamos o **P**:

$$3\ CaO + 1\ P_2O_5 \longrightarrow 1\ Ca_3(P_1O_4)_2$$

$1 \cdot 2 = 2$

Conclusão:

$$3\ CaO + P_2O_5 \longrightarrow Ca_3(PO_4)_2$$

Observe que, na equação final, o oxigênio ficou automaticamente acertado com $3 + 5 = 4 \cdot 2 = 8$ átomos, antes e depois da reação. Observe também que, embora na equação final não seja necessário escrever o coeficiente 1, é prudente conservá-lo até o final, para lembrar que ele já foi acertado.

3º exemplo – Balancear a equação:

$$A\ell(OH)_3 + H_2SO_4 \longrightarrow A\ell_2(SO_4)_3 + H_2O$$

1ª etapa: devemos raciocinar com o **Aℓ**, o **S** ou com o radical SO_4^{2-} (e não com o **H** e o **O**, que aparecem várias vezes).

2ª etapa: preferimos o SO_4^{2-}, que apresenta índices maiores (1 e 3).

3ª etapa:

$$A\ell(OH)_3 + 3\ H_2(SO_4)_1 \longrightarrow 1\ A\ell_2(SO_4)_3 + H_2O$$

4ª etapa: prosseguimos com o **Aℓ**:

$$2\ A\ell(OH)_3 + 3\ H_2SO_4 \longrightarrow 1\ A\ell_2(SO_4)_3 + H_2O$$

$1 \cdot 2 = 2$

Finalmente, o coeficiente da água pode ser acertado pela contagem dos **H** ou dos **O**:

$$2\ A\ell(OH)_3 + 3\ H_2SO_4 \longrightarrow A\ell_2(SO_4)_3 + 6\ H_2O$$

Questões

Registre as respostas em seu caderno

a) Cite três evidências da ocorrência de uma reação química.

b) Qual é a maior vantagem de representar uma reação por meio de uma equação química?

c) Relacione o procedimento envolvido no balanceamento das equações químicas com a Lei da Conservação da Massa (Lei de Lavoisier) estudada no capítulo 3.

d) Relacione a proporção que se estabelece entre os coeficientes dos reagentes e produtos em uma equação balanceada com a Lei das Proporções Constantes (Lei de Proust) estudada no capítulo 3.

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

Exercícios básicos

Registre as respostas em seu caderno

1. (Mackenzie-SP) Aquecido a 800 °C, o carbonato de cálcio decompõe-se em óxido de cálcio (cal virgem) e gás carbônico. A equação corretamente balanceada, que corresponde ao fenômeno descrito, é:

(Dado: Ca — metal alcalinoterroso.)

a) $CaCO_3 \longrightarrow 3\ CaO + CO_2$
b) $CaC_2 \longrightarrow CaO_2 + CO$
c) $CaCO_3 \longrightarrow CaO + CO_2$
d) $CaCO_3 \longrightarrow CaO + O_2$
e) $CaCO_3 \longrightarrow Ca + C + O_3$

2. (Mackenzie-SP) Para a gravação em vidro, usa-se ácido fluorídrico, que reage com o dióxido de silício da superfície do vidro, formando tetrafluoreto de silício gasoso e água.

A reação corretamente equacionada e balanceada para o processo é:

(Dados: ^1_1H; F (7A ou 17); Si (4A ou 14); O (6A ou 16))

a) $HF + 2\ SiO \longrightarrow 3\ SiF_4 + 2\ H_2O$
b) $HF + Si_2O \longrightarrow 2\ SiF_4 + H_2O$
c) $4\ HF + SiO_2 \longrightarrow SiF_4 + 2\ H_2O$
d) $4\ HF + SiO \longrightarrow SiF_4 + 2\ H_2O$
e) $2\ HF + SiO_2 \longrightarrow SiF_4 + H_2O$

3. (PUC-RS) A magnetita, importante minério de ferro que deu origem às bússolas, forma-se no interior da Terra pela reação expressa na equação a seguir:

$$x\ FeO\ (s) + y\ CO_2\ (g) \longrightarrow z\ Fe_3O_4\ (s) + w\ CO\ (g)$$

Os coeficientes estequiométricos *x*, *y*, *z* e *w* que tornam a equação corretamente balanceada são, respectivamente:

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

4. (Fatec-SP) Uma característica essencial dos fertilizantes é a sua solubilidade em água. Por isso, a indústria de fertilizantes transforma o fosfato de cálcio, cuja solubilidade em água é muito reduzida, num composto muito mais solúvel, que é o superfosfato de cálcio. Representa-se esse processo pela equação:

$$Ca_x(PO_4)_2 + y\ H_2SO_4 \longrightarrow Ca(H_2PO_4)_z + 2\ CaSO_4$$

onde os valores de *x*, *y* e *z* são, respectivamente:

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

5. (UFMG) A equação

$$Ca(OH)_2 + H_3PO_4 \longrightarrow Ca_3(PO_4)_2 + H_2O$$

não está balanceada. Balanceando-a com os menores números possíveis, a soma dos coeficientes estequiométricos será:

a) 4.
b) 7.
c) 10.
d) 11.
e) 12.

6. (Mackenzie-SP)

ADILSON SECCO

Supondo que ○ e ● signifiquem átomos diferentes, então o esquema acima representará uma reação química balanceada se substituirmos as letras *x*, *y* e *w*, respectivamente, pelos valores:

a) 3, 2 e 2.
b) 1, 2 e 3.
c) 1, 2 e 2.
d) 2, 1 e 3.
e) 3, 1 e 2.

Exercícios complementares

Registre as respostas em seu caderno

7. (UFF-RJ) A Companhia Vale do Rio Doce foi agraciada pela agência Moody's com o "*Investment Grade*", o que confere elevada credibilidade à empresa no cenário mundial, possibilitando um aumento na captação de recursos de investimento a um custo bem menor. A menina dos olhos da Vale do Rio Doce é a reserva de minério de ferro existente no sul do Pará que, de tão grande, sozinha seria capaz de abastecer o mundo por mais de quatrocentos anos. Um dos minérios extraídos dessa reserva é o Fe_2O_3 que possui a propriedade de reagir com o HNO_3, dissolvendo-se completamente.

Com base na informação, pode-se dizer que os coeficientes numéricos que equilibram a equação química molecular representativa da reação entre o Fe_2O_3 e o HNO_3 são, respectivamente:

a) 1, 3, 2, 3.
b) 1, 6, 1, 6.
c) 1, 6, 2, 3.
d) 2, 3, 2, 3.
e) 2, 6, 2, 6.

8. (PUC-RS) Considere a equação química abaixo, que representa uma reação de neutralização.

$$X + A\ell(OH)_3 \longrightarrow A\ell_2(SO_4)_3 + Y$$

As fórmulas que representam adequadamente *X* e *Y* e os coeficientes que ajustam a equação são, respectivamente:

	X	*Y*	Coeficientes
a)	H_2SO_4	H_2O	3, 2, 1, 6
b)	H_2S	H_2	3, 2, 1, 6
c)	H_2SO_3	H_2O	2, 3, 3, 5
d)	H_2SO_4	H_2O	3, 2, 2, 6
e)	H_2S	H_2	2, 3, 3, 5

9. (UEM-PR) Considere a reação de combustão completa de hidrogênio gasoso, balanceada em menores números inteiros. Comparando-se os reagentes com o produto da reação, pode-se dizer que eles apresentam igual:

I. número total de moléculas;
II. número total de átomos;
III. massa.

Dessas afirmações:

a) apenas I é correta.
b) apenas II é correta.
c) apenas I e II são corretas.
d) apenas I e III são corretas.
e) apenas II e III são corretas.

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

3 Classificações das reações químicas

As reações químicas podem ser classificadas segundo vários critérios, dependendo do interesse de estudo. Por exemplo:

- quando uma reação **libera calor**, nós a chamamos de **exotérmica** (do grego: *exo*, "para fora"; *thermos*, calor); é o caso da queima do carvão:

$$C + O_2 \longrightarrow CO_2 + \text{calor}$$

- pelo contrário, quando uma reação **consome calor** para se processar, nós a chamamos de **endotérmica** (do grego: *endo*, "para dentro"; *thermos*, calor); é o caso da reação:

$$N_2 + O_2 + \text{calor} \longrightarrow 2\,NO$$

No momento, a classificação que mais nos interessa é a que agrupa as reações em:

- reações de síntese ou de adição;
- reações de análise ou de decomposição;
- reações de deslocamento ou de simples troca;
- reações de dupla-troca.

3.1. Reações de síntese ou de adição

Ocorrem quando duas ou mais substâncias reagem, produzindo uma única substância mais complexa. Por exemplo:

$$C + O_2 \xrightarrow{\Delta} CO_2\uparrow$$

$$S + O_2 \xrightarrow{\Delta} SO_2\uparrow$$

$$CaO + H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2$$

A reação de síntese é denominada:

- **síntese total** – quando partimos apenas de substâncias simples (1º e 2º exemplos anteriores);
- **síntese parcial** – quando, entre os reagentes, já houver no mínimo uma substância composta (3º exemplo anterior).

3.2. Reações de análise ou de decomposição

Ocorrem quando uma substância se divide em duas ou mais substâncias de estruturas mais simples. Por exemplo:

$$2\,HgO \xrightarrow{\Delta} 2\,Hg + O_2\uparrow$$

$$2\,KC\ell O_3 \xrightarrow[MnO_2]{\Delta} 2\,KC\ell + 3\,O_2\uparrow$$

Certas reações de análise ou de decomposição recebem nomes especiais, como:

- **pirólise** – decomposição pelo calor (na indústria é chamada também de **calcinação**);

$$\underbrace{2\,Cu(NO_3)_2}_{\text{Sólido de coloração azul}} \xrightarrow{\Delta} \underbrace{2\,CuO}_{\text{Sólido de coloração escura}} + \underbrace{4\,NO_2\uparrow}_{\text{Gás com coloração avermelhada}} + \underbrace{O_2\uparrow}_{\text{Gás incolor}}$$

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

FOTOS: EDUARDO SANTALIESTRA/CID

(A) Cristais de nitrato de cobre ($Cu(NO_3)_2$), sólidos de coloração azul.
(B) Quando esses cristais são aquecidos (pirólise do nitrato de cobre), forma-se o óxido cúprico (CuO), que é um sólido de coloração escura.
(C) Na pirólise do nitrato de cobre ocorre desprendimento do dióxido de nitrogênio (NO_2), que é um gás com coloração avermelhada, e de oxigênio, que é um gás incolor.

- **fotólise** – decomposição pela luz $\left(H_2O_2 \xrightarrow{\text{Luz}} H_2O + \frac{1}{2}O_2\right)$;
- **eletrólise** – decomposição pela eletricidade $\left(H_2O \xrightarrow{\text{Eletrólise}} H_2 + \frac{1}{2}O_2\right)$.

3.3. Reações de deslocamento ou de simples troca

Ocorrem quando uma substância simples reage com uma substância composta e "desloca" desta última uma nova substância simples:

$$Cu + 2\,AgNO_3 \longrightarrow Cu(NO_3)_2 + 2\,Ag$$

FOTOS: GARCIA-PELAYO/CID

(A) Fita de cobre numa solução de nitrato de prata ($AgNO_3$). (B) À medida que a reação se processa, a fita vai ficando prateada e a solução de nitrato de prata vai ficando azulada. Trata-se de uma reação de deslocamento (ou simples troca). A prata presente na solução vai sendo deslocada pelo cobre presente na fita. Os íons cobre em solução são responsáveis pelo tom azulado.

As reações indicadas abaixo também são exemplos de reação de deslocamento ou de simples troca.

$$Fe + CuSO_4 \longrightarrow FeSO_4 + Cu\downarrow$$

$$Fe + 2\,HC\ell \longrightarrow FeC\ell_2 + H_2\nearrow$$

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

3.4. Reações de dupla-troca

Ocorrem quando dois compostos reagem, permutando entre si dois elementos ou radicais e dando origem a dois novos compostos:

$$NaC\ell + AgNO_3 \longrightarrow AgC\ell_{\downarrow} + NaNO_3$$

$$FeS + 2\,HC\ell \longrightarrow FeC\ell_2 + H_2S^{\nearrow}$$

A própria reação de salificação (ácido + base) é um exemplo de reação de dupla-troca:

$$HC\ell + NaOH \longrightarrow NaC\ell + HOH \text{ (ou } H_2O)$$

Como vimos na página 293, as equações iônicas representam apenas as partes que realmente participam da reação química. Isso torna as equações iônicas também **mais gerais** do que as "equações completas" correspondentes, como podemos concluir do primeiro exemplo acima, quando a reação é realizada em solução aquosa:

$$\underbrace{NaC\ell \text{ (em solução)}} + \underbrace{AgNO_3 \text{ (em solução)}} \longrightarrow \underbrace{AgC\ell_{\downarrow} \text{ (sólido)}} + \underbrace{NaNO_3 \text{ (em solução)}}$$

$$\cancel{Na^+} + C\ell^- + Ag^+ + \cancel{NO_3^-} \longrightarrow AgC\ell \text{ (sólido)} + \cancel{Na^+} + \cancel{NO_3^-}$$

$$C\ell^- \text{ (em solução)} + Ag^+ \text{ (em solução)} \longrightarrow AgC\ell \text{ (sólido e insolúvel na solução)}$$

Isso nos permite **concluir** que juntando:

- qualquer solução que contenha $C\ell^-$ (e não apenas o $NaC\ell$)
- e qualquer solução que contenha Ag^+ (e não apenas o $AgNO_3$)

iremos produzir o sólido (precipitado) branco de $AgC\ell$.

Questões

Registre as respostas em seu caderno

Critique cada uma das afirmações a seguir:

a) Toda reação exotérmica pode ser classificada também como reação de síntese.

b) A dissolução de uma substância em água pode ser classificada como uma reação de decomposição.

c) As reações decorrentes do aquecimento de uma única substância composta podem ser chamadas de reações de deslocamento.

d) As reações que envolvem uma substância simples e outra composta podem ser chamadas de reações de dupla-troca.

Exercícios básicos

Registre as respostas em seu caderno

10. (PUC-RS) A equação a seguir representa a reação responsável pela explosão de um navio carregado de fertilizantes:

$$NH_4NO_3 \longrightarrow N_2 + \frac{1}{2}O_2 + 2\,H_2O$$

Analisando-se a equação, pode-se afirmar que se trata de uma reação de:

a) análise.
b) síntese.
c) simples troca.
d) dupla-troca.
e) substituição.

11. (UFPA) Observe as reações I e II abaixo:

I. $NH_3 + HC\ell \longrightarrow NH_4C\ell$

II. $2\,HgO \xrightarrow{\Delta} 2\,Hg + O_2$

Podemos afirmar que I e II são, respectivamente, reações de:

a) síntese e análise.
b) simples troca e síntese.
c) dupla-troca e análise.
d) análise e síntese.
e) dupla-troca e simples troca.

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

12. (PUC-PR) Fazendo-se a classificação das reações abaixo:

I. $CuSO_4 + 2\ NaOH \longrightarrow Cu(OH)_2 + Na_2SO_4$

II. $Cu(OH)_2 \longrightarrow CuO + H_2O$

III. $Zn + 2\ AgNO_3 \longrightarrow 2\ Ag + Zn(NO_3)_2$

IV. $NH_3 + HC\ell \longrightarrow NH_4C\ell$

a ordem correta é:

a) Decomposição, simples troca, dupla-troca, adição.
b) Dupla-troca, adição, simples troca, análise.
c) Dupla-troca, análise, deslocamento, síntese.
d) Deslocamento, análise, dupla-troca, adição.
e) Dupla-troca, decomposição, síntese, simples troca.

13. (UFPA) Dadas as seguintes reações químicas:

a) $NH_3\ (g) + HC\ell\ (g) \longrightarrow NH_4C\ell\ (\ell)$
b) $2\ H_2O_2\ (aq) \longrightarrow 2\ H_2O\ (\ell) + O_2\ (g)$
c) $NaOH\ (aq) + HC\ell\ (aq) \longrightarrow NaC\ell\ (aq) + H_2O\ (\ell)$
d) $Zn\ (s) + H_2SO_4\ (aq) \longrightarrow ZnSO_4\ (aq) + H_2\ (g)$
e) $CaO\ (s) + H_2O\ (\ell) \longrightarrow Ca(OH)_2\ (aq)$

leia as afirmativas a seguir.

1. Reação de simples troca.
2. Reação de síntese, tendo como produto um sal.
3. Reação de síntese, tendo como produto uma base.
4. Reação de análise.
5. Reação de dupla-troca.

A sequência que associa corretamente as reações químicas com as afirmativas é:

a) d1, a2, e3, b4, c5.
b) a1, e2, b3, d4, c5.
c) d1, a2, e3, c4, b5.
d) c1, b2, e3, a4, d5.
e) d1, e2, a3, c4, b5.

14. (Mackenzie-SP) Dadas as equações:

I. $CuC\ell_2 + H_2SO_4 \longrightarrow \mathbf{CuSO_4} + 2\ HC\ell$

II. $CuSO_4 + 2\ NaOH \longrightarrow \mathbf{Cu(OH)_2}\downarrow + Na_2SO_4$

III. $Cu(OH)_2 \xrightarrow{\Delta} \mathbf{CuO} + H_2O$

a classificação da reação equacionada e o nome do composto assinalado em negrito são:

a) em I, dupla-troca e sulfato de cobre I.
b) em III, síntese e óxido cúprico.
c) em II, dupla-troca e hidróxido cúprico.
d) em III, análise e óxido cuproso.
e) em I, simples troca e sulfato de cobre II.

Exercícios complementares

Registre as respostas em seu caderno

15. (Feevale-RS) O processo de revelação de uma fotografia envolve várias etapas, sendo uma delas a fixação da imagem. Nessa etapa, são utilizados os chamados fixadores, que contêm as substâncias químicas: tiossulfato de amônio, tiossulfato de sódio e sulfito de sódio, além de ácido acético ou ácido cítrico e formaldeído. Determine a alternativa correta que apresenta a classificação do tipo de reação que ocorre entre o cloreto de prata e o tiossulfato de sódio, segundo a equação:

$2\ AgC\ell + Na_2S_2O_3 \longrightarrow Ag_2S_2O_3 + 2\ NaC\ell$

a) Síntese.
b) Decomposição.
c) Deslocamento.
d) Dupla-troca.
e) Combustão.

16. (Unirio-RJ)

I. $Zn + 2\ AgNO_3 \longrightarrow 2\ Ag + Zn(NO_3)_2$

II. $(NH_4)_2Cr_2O_7 \longrightarrow N_2 + Cr_2O_3 + 4\ H_2O$

III. $2\ Mg + O_2 \longrightarrow 2\ MgO$

IV. $C\ell_2 + 2\ NaBr \longrightarrow Br_2 + 2\ NaC\ell$

V. $H_2SO_4 + Na_2CO_3 \longrightarrow Na_2SO_4 + H_2O + CO_2$

Dadas as reações acima, identifique a opção que apresenta a ordem correta de suas classificações:

a) deslocamento; decomposição; síntese; deslocamento; dupla-troca.
b) deslocamento; síntese; decomposição; deslocamento; dupla-troca.
c) dupla-troca; decomposição; síntese; dupla-troca; deslocamento.
d) dupla-troca; síntese; decomposição; dupla-troca; deslocamento.
e) síntese; decomposição; deslocamento; dupla-troca; dupla-troca.

17. Quando uma solução de hidróxido de sódio é adicionada a uma solução de sulfato férrico, forma-se um precipitado castanho de $Fe(OH)_3$. A equação que melhor representa esse processo é aquela que só representa os participantes essenciais da reação. Trata-se da equação:

a) $\frac{1}{2}\ Fe_2(SO_4)_3 + 3\ NaOH \longrightarrow Fe(OH)_3 + \frac{3}{2}\ Na_2SO_4$

b) $Fe^{3+} + 3\ OH^- \longrightarrow Fe(OH)_3$

c) $2\ Fe^{3+} + 3\ SO_4^{2-} + 6\ Na^+ + 6\ OH^- \longrightarrow Fe(OH)_3 + 3\ SO_4^{2-} + 6\ Na^+$

d) $2\ Fe^{3+} + 3\ SO_4^{2-} \longrightarrow Fe_2(SO_4)_3$

e) $3\ SO_4^{2-} + 6\ Na^+ \longrightarrow 3\ Na_2SO_4$

18. (UCS-RS) A transformação representada pelo esquema abaixo evidencia:

(Representação esquemática sem escala; cores-fantasia.)

a) uma mistura homogênea.
b) uma mistura heterogênea.
c) uma reação química.
d) um fenômeno físico.
e) um processo de síntese.

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

4 Quando ocorre uma reação química?

Para duas substâncias reagirem quimicamente, é necessário que:

a) suas moléculas sejam postas em **contato** do modo mais eficaz possível. É por isso que uma reação no estado gasoso é, em geral, mais fácil e rápida que no estado líquido; e neste, em geral, mais fácil e rápida que no estado sólido. Entre sólidos a reação é normalmente muito difícil, pois falta "contato" entre suas moléculas; por isso, é comum "pulverizar" os reagentes sólidos, ou, o que é, em geral, melhor: procurar dissolver os sólidos na água ou em outro solvente apropriado;

b) os reagentes tenham uma certa **afinidade química**, ou seja, uma certa tendência a reagir.

Embora seja fácil constatar que existem reagentes mais reativos e outros menos reativos, o estudo da reatividade e da afinidade química é bastante complexo. Entretanto, para as reações comuns, podemos indicar certos critérios que permitem prever quais serão os produtos formados, a partir de determinados reagentes. É o que vamos explicar a seguir.

4.1. Reações de oxirredução

Recorde os conceitos de oxirredução já vistos no capítulo 8.

Para que uma reação de oxirredução ocorra, um dos reagentes deve apresentar a tendência de **ceder elétrons**, e o outro, de **receber elétrons**. Em relação a essas tendências, é fundamental destacar o comportamento dos **metais** e o dos **não metais**.

a) Comportamento dos metais

Os **metais**, em geral, **tendem a ceder elétrons**; consequentemente, eles se oxidam e agem como redutores. Os químicos, comparando vários metais, conseguiram determinar quais são os metais que têm maior tendência e quais os que têm menor tendência para ceder elétrons. Daí surgiu a **fila da reatividade** ou **fila de tensões eletrolíticas**, que é dada parcialmente a seguir:

Nessa fila, qualquer metal mais reativo irá deslocar o cátion do menos reativo. Em outras palavras, qualquer metal pode deslocar (ceder elétrons) o cátion de outro metal situado mais à direita na fila.

$$Mg + HgSO_4 \xrightarrow{e^-} MgSO_4 + Hg\downarrow$$

$$Fe + CuC\ell_2 \xrightarrow{e^-} FeC\ell_2 + Cu\downarrow$$

$$Ag + A\ell(NO_3)_3 \longrightarrow \text{Impossível, pois o Ag está mais à direita que o A}\ell\text{ na fila.}$$

Um caso particular é o das reações de metais com ácidos (veja a posição do hidrogênio na fila):

$$Zn + 2\,HC\ell \xrightarrow{e^-} ZnC\ell_2 + H_2\nearrow$$

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

Esse tipo de reação pode ser usado para obter hidrogênio, no laboratório, com a aparelhagem representada abaixo:

Produção de H_2 em laboratório

ADILSON SECCO

(Representação esquemática sem escala; cores-fantasia.)

Outros exemplos de reações de metais com ácidos são:

$$Fe + H_2SO_4 \longrightarrow FeSO_4 + H_2^{\nearrow}$$

Au + HCℓ ⟶ Impossível, pois o Au é menos reativo que o H (está mais à direita que o H na fila).

b) Comportamento dos não metais

Os **não metais** têm **tendência para receber elétrons**; consequentemente, os não metais se reduzem e agem como oxidantes. Podemos também arrumar os não metais em uma **fila de reatividade**.

Qualquer não metal dessa fila pode deslocar (receber elétrons) o ânion de outro não metal situado mais à direita na fila.

$$F_2 + 2\,NaBr \longrightarrow 2\,NaF + Br_2$$

$$C\ell_2 + Na_2S \longrightarrow 2\,NaC\ell + S$$

I_2 + NaCℓ ⟶ Impossível, pois o I está mais à direita que o Cℓ na fila.

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

OBSERVAÇÃO

Uma das preocupações da Ciência é juntar fenômenos relacionados entre si, de modo que possamos ter uma ideia mais ampla do que ocorre na natureza. No caso presente, sabemos que o caráter "oxidante" e o caráter "redutor" são opostos, o que leva oxidantes e redutores a reagirem entre si. Assim, podemos imaginar a reunião das filas de reatividade dos metais e dos não metais em uma **única fila**, que teria o seguinte aspecto abreviado:

K Ba Ca Na Mg Aℓ Zn Fe H Cu I Hg Br Ag Cℓ Au

← Caráter redutor crescente Caráter oxidante crescente →

Aliás, essa conclusão também pode ser tirada da classificação periódica, como vemos abaixo:

ADILSON SECCO

Das observações que acabamos de fazer, podemos tirar duas conclusões importantes:

- há uma **variação gradativa** do caráter redutor para o caráter oxidante, ao longo da fila de reatividade, quando passamos dos metais (que são redutores) para os não metais (que são oxidantes);
- o caráter oxidante ou redutor é sempre **relativo**. O Mg, por exemplo, **age como redutor** em relação aos elementos que estão à sua direita na fila de reatividade, mas **age como oxidante** em relação aos que estão à sua esquerda. Por exemplo:

$$\underbrace{Mg}_{\text{Redutor}} + CuC\ell_2 \longrightarrow MgC\ell_2 + Cu$$

$$2\,K + \underbrace{Mg}_{\text{Oxidante}}\,C\ell_2 \longrightarrow 2\,KC\ell + Mg$$

Note que o que acabamos de explicar para o Mg vale também para qualquer outro elemento da fila de reatividade.

Generalizando, podemos, por fim, dizer que as ideias de **variação gradativa** e **caráter relativo** aparecem frequentemente em vários conceitos da Química.

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

4.2. Reações que não são de oxirredução

As mais importantes, nesse caso, são as **reações de dupla-troca**. Elas ocorrem nas três situações descritas a seguir.

a) Quando um dos produtos for menos solúvel que os reagentes

Uma reação de dupla-troca pode acontecer desde que tenhamos reagentes solúveis e ao menos um produto insolúvel, que irá formar um precipitado (indicado na equação com uma seta para baixo).

$$NaC\ell + AgNO_3 \longrightarrow AgC\ell_{\downarrow} + NaNO_3$$

$$Fe_2(SO_4)_3 + 6\ NaOH \longrightarrow 2\ Fe(OH)_{3\downarrow} + 3\ Na_2SO_4$$

SÉRGIO DOTTA JR./CID

Ao se adicionar uma solução aquosa de nitrato de prata ($AgNO_3$) a uma solução aquosa de cloreto de sódio ($NaC\ell$), é possível observar a formação de um precipitado branco, que é o cloreto de prata ($AgC\ell$).

EDUARDO SANTALIESTRA/CID

Ao se adicionar uma solução aquosa de hidróxido de sódio (NaOH) a uma solução aquosa de sulfato férrico ($Fe_2(SO_4)_3$), também ocorre formação de precipitado, que neste caso é o hidróxido de ferro III ($Fe(OH)_3$), de cor castanho-avermelhada.

No estudo das funções inorgânicas vimos que:

- os ácidos são, em geral, solúveis em água;
- as bases (exceto as bases dos metais alcalinos e o NH_4OH) são pouco solúveis em água;
- foi dada uma tabela de solubilidade dos sais neutros (página 257).

Com essas informações, você estará apto a prever um grande número de reações de dupla-troca que ocorrem em soluções aquosas.

b) Quando um dos produtos for mais volátil que os reagentes

Uma reação de dupla-troca pode acontecer se houver pelo menos um produto volátil (indicado na equação com uma seta para cima).

$$FeS + 2\ HC\ell \longrightarrow FeC\ell_2 + H_2S^{\nearrow}$$

$$2\ NaC\ell + H_2SO_4 \xrightarrow{\Delta} Na_2SO_4 + 2\ HC\ell^{\nearrow}$$

$$2\ NaNO_3 + H_2SO_4 \xrightarrow{\Delta} Na_2SO_4 + 2\ HNO_3^{\nearrow}$$

As duas últimas equações indicam processos de preparação, em laboratório, do $HC\ell$ e do HNO_3 respectivamente. Para isso utiliza-se a aparelhagem mostrada na página 302, colocando-se $NaC\ell$ (ou $NaNO_3$) sólido no balão e gotejando H_2SO_4 concentrado.

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

Os exemplos mais importantes de produtos gasosos que tendem a escapar do sistema em reação são os ácidos HF, HCℓ, HBr, HI, H_2S e HCN. Pelo contrário, o H_2SO_4 é muito pouco volátil (ácido fixo), servindo, então, para produzir outros ácidos. Três casos importantes de desprendimento gasoso são devidos às seguintes **decomposições espontâneas**:

$$H_2CO_3 \longrightarrow H_2O + CO_2\nearrow$$
$$H_2SO_3 \longrightarrow H_2O + SO_2\nearrow$$
$$NH_4OH \longrightarrow NH_3\nearrow + H_2O$$

Por esse motivo, em toda reação de dupla-troca em que deveria haver produção de H_2CO_3, H_2SO_3 ou de NH_4OH teremos, na realidade, água e CO_2, água e SO_2 ou água e NH_3, respectivamente:

$$Na_2CO_3 + H_2SO_4 \longrightarrow Na_2SO_4 + \cancel{H_2CO_3} \quad H_2O + CO_2\nearrow$$
$$K_2SO_3 + 2\,HC\ell \longrightarrow 2\,KC\ell + \cancel{H_2SO_3} \quad H_2O + SO_2\nearrow$$
$$NH_4C\ell + NaOH \longrightarrow NaC\ell + \cancel{NH_4OH} \quad NH_3\nearrow + H_2O$$

GARCIA-PELAYO/CID

Efervescência decorrente da mistura de uma solução de ácido sulfúrico (H_2SO_4) com carbonato de cálcio ($CaCO_3$). As bolhas observadas durante a efervescência são decorrentes da liberação de gás carbônico (CO_2) obtido como produto da reação entre as substâncias iniciais.

c) Quando um dos produtos for menos ionizado que os reagentes

Uma reação de dupla-troca pode ocorrer se houver entre os produtos um eletrólito mais fraco que os reagentes ou um composto molecular.

Nesse caso, o exemplo mais comum é a **reação de neutralização**, em que se formam um sal (composto iônico) e a água (composto molecular):

$$\underbrace{HC\ell}_{\text{Ionizável}} + \underbrace{NaOH}_{\text{Iônico}} \longrightarrow \underbrace{NaC\ell}_{\text{Iônico}} + \underbrace{H_2O}_{\text{Molecular}}$$
$$\underbrace{H_2SO_4}_{\text{Ionizável}} + \underbrace{2\,KOH}_{\text{Iônico}} \longrightarrow \underbrace{K_2SO_4}_{\text{Iônico}} + \underbrace{2\,H_2O}_{\text{Molecular}}$$

Outro caso que podemos mencionar é o de um ácido (ou base) mais forte deslocando, de um sal, o ácido (ou base) mais fraco:

$$\underbrace{H_2SO_4}_{\text{Ácido forte}} + 2\,NaNO_2 \longrightarrow Na_2SO_4 + \underbrace{2\,HNO_2}_{\text{Ácido fraco}}$$
$$\underbrace{NaOH}_{\text{Base forte}} + NH_4C\ell \longrightarrow NaC\ell + \underbrace{NH_4OH}_{\text{Base fraca}} \quad (\text{ou } NH_3 + H_2O)$$

Questões Registre as respostas em seu caderno

a) Descreva os fatores necessários para a ocorrência de uma reação química.

b) Critique cada uma das afirmações a seguir:

I. Considerando que o ferro está à esquerda do cobre na fila de reatividade, podemos afirmar que o ferro metálico deslocará o cobre metálico.

II. Considerando que o cloro está mais à direita que o flúor na fila de reatividade, podemos afirmar que o gás flúor (F_2) deslocará o gás cloro ($C\ell_2$).

III. Em uma reação entre um ácido forte e um sal, o ácido fraco é deslocado em um processo que envolve transferência de elétrons.

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

Exercícios básicos

Registre as respostas em seu caderno

19. (UFSM-RS)

Na Aℓ Mn Zn Cr Fe Ni Sn Pb H Cu Hg Ag Au

Aumenta a oxidação

Analisando a série eletromotriz, que fornece a reatividade dos metais, indique qual é a reação que irá ocorrer espontaneamente:

a) $2\ A\ell\ (s) + 3\ CuSO_4\ (aq) \longrightarrow$
b) $3\ Ag\ (s) + FeC\ell_3\ (aq) \longrightarrow$
c) $Cu\ (s) + NaC\ell\ (aq) \longrightarrow$
d) $Ag\ (s) + CuSO_4\ (aq) \longrightarrow$
e) $Pb\ (s) + ZnSO_4\ (aq) \longrightarrow$

20. (Mackenzie-SP)

Cs, K, Ba, Ca, Mg, Aℓ, Zn, Fe, H, Cu, Hg, Ag, Au

Reatividade crescente

Analisando a fila de reatividade dada acima, pode-se afirmar que a reação que **não** ocorrerá é:

a) $AgNO_3 + Cu \longrightarrow$
b) $HC\ell + Mg \longrightarrow$
c) $H_2SO_4 + Fe \longrightarrow$
d) $HNO_3 + Zn \longrightarrow$
e) $ZnSO_4 + Cu \longrightarrow$

21. (UFSM-RS)

Zn Fe Ni Cu Ag Pt Au

Segundo a série de reatividade química, a seta para a direita indica o aumento da facilidade de redução dos íons e a seta para a esquerda indica o aumento da facilidade de oxidação dos metais. Assim, ocorre, espontaneamente, somente a reação:

a) $Cu + Fe^{2+} \longrightarrow$
b) $Fe + Zn^{2+} \longrightarrow$
c) $Ni + Au^{+} \longrightarrow$
d) $Ag + Ni^{2+} \longrightarrow$
e) $Pt + Cu^{2+} \longrightarrow$

Observação: Neste exercício as equações aparecem escritas na forma iônica. Mas a resolução será idêntica às dos exercícios anteriores. Sempre que aparece um íon, ele está representando um composto qualquer desse íon. Assim, por exemplo, na alternativa a), onde aparece $Cu + Fe^{2+} \rightarrow$, poderíamos imaginar a equação "completa" $Cu + FeC\ell_2 \rightarrow$ que, no caso, não é a resposta correta, pois a reação é impossível de acordo com o que aprendemos em relação à fila de reatividade.

Exercício resolvido

22. Dada a equação

$$Fe + H_2SO_4 \longrightarrow FeSO_4 + H_2$$

pergunta-se:

a) Qual é o oxidante?
b) Qual é o redutor?

Resolução

Para identificar uma reação de oxirredução e descobrir o oxidante e o redutor, devemos, de início, determinar os $N_{ox.}$ de todos os elementos participantes da reação. Descobre-se então, facilmente, quais são os elementos que mudaram de $N_{ox.}$. No caso:

Note que o $N_{ox.}$ do enxofre e o do oxigênio **não** variaram. Portanto, as respostas são:

a) O oxidante é o hidrogênio.
b) O redutor é o ferro.

23. (Ulbra-RS) A metalurgia é um processo de obtenção do metal, a partir de seu minério, através de reações de oxirredução. Na metalurgia da pirolusita (MnO_2), o manganês é obtido pela reação:

$$MnO_2\ (s) + A\ell\ (s) \longrightarrow Mn\ (s) + A\ell_2O_3\ (s),$$

em que:

a) o alumínio sofre redução e o manganês oxidação.
b) o $N_{ox.}$ do manganês, no MnO_2, é +2.
c) o alumínio é o agente redutor.
d) os coeficientes estequiométricos corretos são 3, 2, 3, 2, respectivamente.
e) Nenhuma das alternativas anteriores está correta.

24. (UFV-MG) A seguir são apresentadas as equações de quatro reações:

I. $H_2 + C\ell_2 \longrightarrow 2\ HC\ell$
II. $SO_2 + H_2O \longrightarrow H_2SO_3$
III. $2\ SO_2 + O_2 \longrightarrow 2\ SO_3$
IV. $2\ A\ell(OH)_3 \longrightarrow A\ell_2O_3 + 3\ H_2O$

São reações de oxirredução:

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

25. (UEL-PR) O bromo é encontrado em níveis de traço em seres humanos. Seus compostos possuem diversas aplicações. Dentre elas, cita-se o brometo de potássio, que tem sido utilizado no tratamento de epilepsia em humanos e animais. Este elemento químico pode apresentar diferentes estados de oxidação, sendo encontrado na água do mar e na salmoura na forma de brometo. A partir da reação do íon com cloro ($C\ell_2$), obtém-se o bromo molecular conforme equação a seguir.

$$2\ Br^- + C\ell_2 \longrightarrow Br_2 + 2\ C\ell^-$$

Analisando a equação, é correto afirmar que:

a) O $C\ell_2$ é o agente redutor que oxida o íon brometo.
b) O Br^- é oxidado em função de seu potencial oxidante.
c) O $C\ell_2$ é o agente redutor sendo oxidado a íons cloreto.
d) O Br^- é reduzido em função de seu potencial oxidante.
e) O $C\ell_2$ é o agente oxidante sendo reduzido a seus íons.

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

Exercício resolvido

26. (Mackenzie-SP)

$$BaC\ell_2 + Na_2CrO_4 \longrightarrow A + B_{\downarrow}$$

Na equação acima, a fórmula e o nome do precipitado são:

a) $NaC\ell$ e cloreto de sódio.
b) Ba_2CrO_4 e dicromato de bário.
c) $BaCrO_4$ e cromato de bário.
d) $BaC\ell_2$ e cloreto de bário.
e) $CrC\ell_3$ e cloreto de cromo III.

Resolução

Trata-se de uma reação de dupla-troca:

$$BaC\ell_2 + Na_2CrO_4 \longrightarrow 2\ NaC\ell + BaCrO_4$$

Para saber qual dos produtos formados ($NaC\ell$ e $BaCrO_4$) irá precipitar, devemos recorrer à **tabela de solubilidade dos sais**, vista à página 257. Por meio dela, chega-se à conclusão de que o sal insolúvel (precipitado) é o $BaCrO_4$, cujo nome é cromato de bário.

Alternativa c.

27. (Fuvest-SP) Nitrato de bário pode ser preparado, em meio aquoso, através das transformações químicas abaixo:

$$BaC\ell_2 \xrightarrow[\text{Etapa 1}]{Na_2CO_3} BaCO_3 \xrightarrow[\text{Etapa 2}]{HNO_3} Ba(NO_3)_2$$

Nas etapas 1 e 2, ocorrem, respectivamente:

a) precipitação de carbonato de bário e desprendimento de dióxido de carbono.
b) precipitação de carbonato de bário e desprendimento de hidrogênio.
c) desprendimento de cloro e desprendimento de dióxido de carbono.
d) desprendimento de dióxido de carbono e precipitação de nitrato de bário.
e) desprendimento de cloro e neutralização de carbonato de bário.

28. (PUC-Campinas-SP) Cátions de metais pesados como Hg^{2+} e Pb^{2+} são alguns dos agentes da poluição da água de muitos rios. Um dos processos de separá-los pode ser pela precipitação como hidróxido (OH^-) e cromato (CrO_4^{2-}). As fórmulas desses precipitados são:

a) $Hg_2(OH)_2$ e Pb_2CrO_4.
b) Hg_2OH e $PbCrO_4$.
c) $Hg(OH)_3$ e $Pb_2(CrO_4)_3$.
d) $Hg(OH)_2$ e $Pb(CrO_4)_2$.
e) $Hg(OH)_2$ e $PbCrO_4$.

29. (Cesesp-PE) Quais dos pares de íons seguintes formarão precipitados quando se misturam suas soluções diluídas?

1. Na^+, SO_4^{2-}
2. Ag^+, $C\ell^-$
3. K^+, $C\ell^-$
4. Ba^{2+}, SO_4^{2-}
5. Na^+, Br^-

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

30. (PUC-MG) Quando se "limpa" o mármore (carbonato de cálcio) com ácido muriático (ácido clorídrico), observa-se uma "fervura", que é o desprendimento do gás carbônico, um dos produtos da reação juntamente com água e cloreto de cálcio. A equação química que mais bem representa essa reação é:

a) $Ca(OH)_2 + Ca \longrightarrow Ca(CO_2)_2 + HC\ell \longrightarrow CaC\ell_2 + H_2O$

b) $Ca(OH)_2 + 2\ HC\ell \xrightarrow{CO_2} \xrightarrow{CO_2} CaC\ell_2 + H_2O$

c) $CaCO_3 + CO_2 \xrightarrow{H_2O} \xrightarrow{H_2O} CaC\ell_2 + HC\ell$

d) $Ca(OH)_2 + CO_2 \xrightarrow{HC\ell} \xrightarrow{HC\ell} CaC\ell_2 + H_2O$

e) $CaCO_3 + 2\ HC\ell \longrightarrow CaC\ell_2 + H_2O + CO_2\nearrow$

Exercícios complementares

Registre as respostas em seu caderno

31. (PUC-RJ) Sobre a reação:

$$Zn\ (s) + 2\ HC\ell\ (aq) \longrightarrow ZnC\ell_2\ (aq) + H_2\ (g),$$

determine a alternativa correta.

a) O zinco sofre redução.
b) O cátion H^+ (aq) sofre oxidação.
c) O zinco doa elétrons para o cátion H^+ (aq).
d) O zinco recebe elétrons formando o cátion Zn^{2+} (aq).
e) O íon cloreto se reduz formando $ZnC\ell_2$ (aq).

32. (UFR-RJ) Os metais alcalinos são moles e extremamente reativos, reagindo explosivamente com a água. Dentre as equações, a que representa sua reação com a água é:

a) $X\ (s) + H_2O\ (\ell) \longrightarrow XH\ (aq) + H_2\ (g)$
b) $X\ (s) + H_2O\ (\ell) \longrightarrow XOH\ (aq) + H_2O\ (\ell)$
c) $X\ (s) + H_2O\ (\ell) \longrightarrow XOH\ (aq)$
d) $X\ (s) + H_2O\ (\ell) \longrightarrow XOH\ (aq) + O_2\ (g)$
e) $X\ (s) + H_2O\ (\ell) \longrightarrow XOH\ (aq) + H_2\ (g)$

33. (Mackenzie-SP)

$Cu(NO_3)_2 + Ag \longrightarrow$ (Não ocorre reação.)
$2\ AgNO_3 + Cu \longrightarrow Cu(NO_3)_2 + 2\ Ag$
$CuSO_4 + Zn \longrightarrow ZnSO_4 + Cu$
$ZnSO_4 + Cu \longrightarrow$ (Não ocorre reação.)

Os resultados observados nas experiências acima equacionadas nos permitem afirmar que a ordem decrescente de reatividade dos metais envolvidos é:

a) Zn Cu Ag
b) Ag Cu Zn
c) Cu Zn Ag
d) Ag Zn Cu
e) Zn Ag Cu

34. (PUC-RS) Vidros fotocromáticos são utilizados em óculos que escurecem as lentes com a luz solar. Estes vidros contêm nitrato de prata e nitrato de cobre I, que reagem conforme a equação:

$$Ag^+ + Cu^+ \underset{\text{sem luz}}{\overset{\text{com luz}}{\rightleftharpoons}} Ag + Cu^{2+}$$

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

Em relação a essa reação, é correto afirmar que:

a) com luz a prata se oxida.
b) com luz o cobre se reduz.
c) com luz a prata é agente oxidante.
d) sem luz o cobre se oxida.
e) sem luz o cobre é agente redutor.

35. (UFRGS-RS) Determine a alternativa que apresenta uma reação que pode ser caracterizada como processo de oxidação-redução.

a) $Ba^{2+} + SO_4^{2-} \longrightarrow BaSO_4$
b) $H^+ + OH^- \longrightarrow H_2O$
c) $AgNO_3 + KC\ell \longrightarrow AgC\ell + KNO_3$
d) $PC\ell_5 \longrightarrow PC\ell_3 + C\ell_2$
e) $2\ NO_2 \longrightarrow N_2O_4$

36. (Unicamp-SP) Um fermento químico utilizado para fazer bolos é o sal bicarbonato de amônio, também chamado de "carbonato ácido de amônio". Quando aquecido, esse sal se decompõe em dióxido de carbono (gás carbônico), amônia e água. Escreva a equação química desse processo e explique como essa reação favorece o crescimento do bolo.

37. (Mackenzie-SP)

$CO_2 + Ca(OH)_2 \longrightarrow CaCO_3 + H_2O$
$CaCO_3 + H_2O + CO_2 \longrightarrow Ca(HCO_3)_2$

No decorrer de uma experiência, realizada em duas etapas, foram feitas as seguintes observações:

- borbulhando-se gás carbônico na água de cal (solução aquosa de $Ca(OH)_2$), a solução turvou;
- continuou-se a borbulhar gás carbônico na água de cal por mais um certo tempo e notou-se que a solução, antes turva, tornou-se límpida e transparente.

Com base nessas observações e nas equações acima, pode-se afirmar que:

a) formam-se dois precipitados diferentes nas duas etapas.
b) somente na etapa inicial, há a formação de uma substância solúvel em água.
c) em ambas as etapas formam-se substâncias solúveis em água.
d) na primeira etapa, ocorre a precipitação de carbonato de cálcio, enquanto, na segunda etapa, o sal formado é solúvel em água.
e) nas duas etapas, o sal obtido é o mesmo.

38. (UFG-GO) Em extintores de incêndio que produzem espumas químicas, o carbonato ácido de sódio reage com sulfato de alumínio para produzir sulfato de sódio, hidróxido de alumínio e dióxido de carbono. Na equação química, que representa essa reação:

a) a fórmula de um dos produtos é $NaSO_4$.
b) a soma dos coeficientes estequiométricos é 18.
c) as fórmulas dos reagentes são Na_2CO_3 e $A\ell_3(SO_4)_2$.
d) o coeficiente estequiométrico da substância gasosa é 3.
e) o sal produzido é insolúvel em água.

39. (PUC-Campinas-SP) Para evitar a poluição dos rios por cromatos, há indústrias que transformam esses ânions em cátions Cr^{3+} (reação I). Posteriormente, tratados com cal ou hidróxido de sódio (reação II), são separados na forma do hidróxido insolúvel.

As representações dessas transformações

reação I $\quad CrO_4^{2-}\ (aq) \longrightarrow Cr^{3+}\ (aq)$
reação II $\quad Cr^{3+}\ (aq) \longrightarrow Cr(OH)_3\ (s)$

indicam tratar-se, respectivamente, de reações de:

a) oxidação e redução.
b) redução e solvatação.
c) precipitação e oxidação.
d) redução e precipitação.
e) oxidação e dissociação.

40. (Fuvest-SP) A cúpula central da Basílica de Aparecida do Norte receberá novas chapas de cobre que serão envelhecidas artificialmente, pois, expostas ao ar, só adquiririam a cor verde das chapas atuais após 25 anos. Um dos compostos que conferem cor verde às chapas de cobre, no envelhecimento natural, é a malaquita, $CuCO_3 \cdot Cu(OH)_2$. Dentre os constituintes do ar atmosférico, são necessários e suficientes para a formação da malaquita:

a) nitrogênio e oxigênio.
b) nitrogênio, dióxido de carbono e água.
c) dióxido de carbono e oxigênio.
d) dióxido de carbono, oxigênio e água.
e) nitrogênio, oxigênio e água.

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

5 Resumo das principais reações envolvendo as funções inorgânicas

5.1. Reações entre os "opostos"

É interessante notar que muitas reações químicas envolvem substâncias de características "opostas", por exemplo, as de:

- **caráter oxidante** e **caráter redutor**;
- **caráter ácido** e **caráter básico**.

Nas reações entre **oxidantes** e **redutores**, temos, de um lado e de outro:

Oxidantes		Redutores
• não metais • substâncias contendo elementos com $N_{ox.}$ elevado	×	• metais • substâncias contendo elementos com $N_{ox.}$ baixo

Exemplos:

$$\underbrace{2\ Na}_{\text{Metal (redutor)}} + \underbrace{C\ell_2}_{\text{Não metal (oxidante)}} \longrightarrow 2\ NaC\ell$$

$$\underbrace{2\ KMnO_4}_{\text{Mn: } N_{ox.} \text{ elevado (+7) (oxidante)}} + \underbrace{16\ HC\ell}_{\text{C}\ell\text{: } N_{ox.} \text{ baixo (−1) (redutor)}} \longrightarrow 2\ KC\ell + 2\ MnC\ell_2 + 8\ H_2O + 5\ C\ell_2$$

Nas reações entre o caráter ácido e o caráter básico, temos, de um lado e de outro:

Caráter ácido		Caráter básico
• os próprios ácidos • óxidos ácidos • óxidos anfóteros • não metais	×	• as próprias bases • óxidos básicos • óxidos anfóteros • metais

Exemplos:

$$\underbrace{H_2SO_4}_{\text{Ácido}} + \underbrace{2\ NaOH}_{\text{Base}} \longrightarrow \underbrace{Na_2SO_4}_{\text{Sal}} + 2\ H_2O$$

$$\underbrace{H_2SO_4}_{\text{Ácido}} + \underbrace{Na_2O}_{\text{Óxido básico}} \longrightarrow \underbrace{Na_2SO_4}_{\text{Sal}} + H_2O$$

$$\underbrace{H_2SO_4}_{\text{Ácido}} + \underbrace{Zn}_{\text{Metal}} \longrightarrow \underbrace{ZnSO_4}_{\text{Sal}} + H_2\nearrow$$

$$\underbrace{SO_3}_{\text{Óxido ácido}} + \underbrace{Na_2O}_{\text{Óxido básico}} \longrightarrow \underbrace{Na_2SO_4}_{\text{Sal}}$$

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

5.2. Outros tipos de reação

a) Reações com o oxigênio

O oxigênio é um não metal bastante reativo que consegue reagir com quase todos os demais elementos químicos; a reação é, em geral, denominada **queima** ou **combustão** e produz óxidos de vários tipos.

Nos exemplos a seguir, no lugar do oxigênio podemos considerar o ar, que é uma mistura de oxigênio e nitrogênio; como o nitrogênio normalmente não reage, a ação com o ar é bem "mais fraca" que a do oxigênio puro.

A reação com **metais** produz, em geral, **óxidos básicos**, mas às vezes pode produzir **óxidos anfóteros** ou **peróxidos**:

$$2\ Cu + O_2 \longrightarrow 2\ CuO \text{ (óxido básico)}$$

$$4\ A\ell + 3\ O_2 \longrightarrow 2\ A\ell_2O_3 \text{ (óxido anfótero)}$$

$$2\ Na + O_2 \longrightarrow Na_2O_2 \text{ (peróxido)}$$

A reação com **não metais** produz **óxidos ácidos** (ou **óxidos indiferentes**):

$$S + O_2 \longrightarrow SO_2 \text{ (óxido ácido)}$$

$$4\,P + 5\,O_2 \longrightarrow 2\,P_2O_5 \text{ (óxido ácido) ou } P_4O_{10}$$

$$2\,C + O_2 \longrightarrow 2\,CO \text{ (óxido indiferente)}$$

O oxigênio pode "oxidar" muitos compostos:

$$2\,Na_2SO_3 + O_2 \longrightarrow 2\,Na_2SO_4$$

O oxigênio (mesmo o do ar) reage com **sulfetos metálicos** em temperaturas elevadas; frequentemente, é produzido o **óxido do metal**:

$$2\,ZnS \text{ (blenda)} + 3\,O_2 \longrightarrow 2\,ZnO + 2\,SO_2\uparrow$$

$$4\,FeS_2 \text{ (pirita)} + 11\,O_2 \longrightarrow 2\,Fe_2O_3 + 8\,SO_2\uparrow$$

Quando o sulfeto é de metal nobre, libera-se o próprio metal:

$$HgS \text{ (cinábrio)} + O_2 \longrightarrow Hg + SO_2\uparrow$$

Essas reações têm uma grande importância prática nas indústrias metalúrgicas e são denominadas reações de **ustulação dos sulfetos**.

b) Reações com o hidrogênio

O hidrogênio reage com **metais** e com **não metais** de alta reatividade formando hidretos. Reações de hidrogênio com **não metais** formam compostos gasosos, moleculares, estáveis e de caráter ácido:

$$H_2 + C\ell_2 \longrightarrow 2\,HC\ell$$

$$H_2 + S \longrightarrow H_2S$$

Faz exceção a água ($2\,H_2 + O_2 \longrightarrow 2\,H_2O$), que é **líquida** e **não tem caráter ácido**.

Reações com **metais** formam hidretos sólidos, cristalinos, iônicos, muito reativos e de caráter básico:

$$2\,Na + H_2 \longrightarrow 2\,NaH \text{ (hidreto de sódio)}$$

$$Ca + H_2 \longrightarrow CaH_2 \text{ (hidreto de cálcio)}$$

Os hidretos metálicos hidrolisam (reagem com a água) facilmente, sendo por isso afetados até pela umidade do ar:

$$NaH + H_2O \longrightarrow NaOH + H_2\uparrow$$

Nos hidretos metálicos o hidrogênio está na forma de ânion (H^-) e, portanto, seu $N_{ox.}$ é -1.

c) Reações com a água

Os **metais alcalinos** e **alcalinoterrosos** reagem com a água em temperatura ambiente, formando os **hidróxidos** correspondentes:

$$2\,Na + 2\,H_2O \longrightarrow 2\,NaOH + H_2\uparrow$$

$$Ca + 2\,H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2 + H_2\uparrow$$

A maioria dos **metais** só reage com a água por aquecimento, formando os **óxidos** correspondentes:

$$Zn + H_2O \xrightarrow{\Delta} ZnO + H_2\uparrow$$

$$3\,Fe + 4\,H_2O \xrightarrow{\Delta} Fe_3O_4 + 4\,H_2\uparrow$$

Os **metais nobres** (Cu, Hg, Ag, Pt e Au) não reagem com a água.

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

d) Comportamento diante do calor

Dentre os **ácidos**, os **hidrácidos** HF e HCℓ são bastante estáveis quando aquecidos. Os demais se decompõem, em maior ou menor extensão:

$$2\ HI \xrightarrow{\Delta} H_2 + I_2$$

Dentre os **oxiácidos comuns**, o H_2SO_4 é o mais estável; o HNO_3 e o H_3PO_4 são relativamente estáveis. Os demais se decompõem, dando normalmente água e o anidrido correspondente:

$$2\ H_3PO_3 \xrightarrow{\Delta} 3\ H_2O + P_2O_3$$

$$2\ HNO_2 \xrightarrow{\Delta} H_2O + \cancel{N_2O_3} \quad \underbrace{NO_2^{\nearrow} + NO^{\nearrow}}$$

Neste último caso, até o próprio anidrido se decompõe em óxidos mais simples.

Como já vimos, alguns oxiácidos são tão instáveis que se decompõem espontaneamente em temperatura ambiente:

$$H_2CO_3 \longrightarrow H_2O + CO_2^{\nearrow}$$

$$H_2SO_3 \longrightarrow H_2O + SO_2^{\nearrow}$$

Dentre as **bases**, os hidróxidos de metais alcalinos são tão estáveis que podem ser fundidos sem decomposição. Os demais se decompõem pelo calor, dando água e o óxido correspondente:

$$Ca(OH)_2 \xrightarrow{\Delta} CaO + H_2O^{\nearrow}$$

$$2\ Fe(OH)_3 \xrightarrow{\Delta} Fe_2O_3 + H_2O^{\nearrow}$$

O caso particular do hidróxido de amônio já foi mencionado:

$$NH_4OH \longrightarrow NH_3^{\nearrow} + H_2O$$

De modo geral, **os sais são muito mais estáveis em relação ao calor** do que os ácidos e as bases correspondentes. Entretanto, quando o ácido e/ou a base forem instáveis ou muito sensíveis ao calor, esse fato irá se refletir em seus sais:

$$Ca(CO)_3 \xrightarrow{\Delta} CaO + CO_2^{\nearrow}$$

$$Fe_2(CO_3)_3 \xrightarrow{\Delta} Fe_2O_3 + 3\ CO_2^{\nearrow}$$

Os **óxidos**, de modo geral, são muito estáveis em relação ao calor; esta é uma das razões da existência de inúmeros óxidos metálicos na crosta terrestre. Entretanto, alguns sofrem decomposição pelo calor, como os óxidos dos metais nobres:

$$2\ Ag_2O \xrightarrow{\Delta} 4\ Ag + O_2^{\nearrow}$$

Ou, ainda, certos óxidos de não metais:

$$2\ N_2O_5 \xrightarrow{\Delta} 4\ NO_2 + O_2$$

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

Questões

Registre as respostas em seu caderno

Critique cada uma das afirmações a seguir:

a) Todas as reações que têm a participação do átomo de oxigênio são consideradas oxidações.

b) Todo átomo de hidrogênio sempre terá número de oxidação igual a +1 quando formar um hidreto.

c) Somente os óxidos de metais nobres sofrem decomposição pelo calor.

Atividades práticas

Registre as respostas em seu caderno

ATENÇÃO

Não cheire nem experimente substância alguma utilizada nesta atividade.
Este experimento deve ser realizado sob supervisão do professor, pois há contato com objetos quentes, havendo risco de queimaduras.

1ª) Estudando a reação entre fermento e vinagre

Material

- 1 ponta de espátula de fermento em pó químico
- vinagre ou um limão
- 1 conta-gotas
- 1 copo de vidro transparente e seco
- 1 palito de madeira bem longo
- fósforos

Procedimento

- Coloque o fermento em pó no copo de vidro e adicione, sobre o sólido, gota a gota o vinagre (ou o suco de limão).
- Anote as observações.
- Com o auxílio de fósforos, faça a extremidade do palito de madeira pegar fogo e imediatamente introduza, **com cuidado e não deixando encostar em nada**, a chama no copo.
- Anote as observações.

Perguntas

a) O que ocorreu quando o vinagre foi adicionado ao fermento? Esse processo pode ser considerado uma reação química? Por quê?

b) Considerando que o processo que ocorreu quando o vinagre (ou o suco de limão) foi adicionado ao fermento está representado a seguir, classifique a transformação estudada:

$$H_3CCOOH\ (aq) + NaHCO_3\ (s) \longrightarrow H_3CCOONa\ (aq) + H_2O\ (\ell) + CO_2\ (g)$$

c) O que ocorreu com a chama ao ser introduzida no copo? Por quê?

2ª) Estudando a reação entre sulfato de cobre, água e sabão

Material

- 1 ponta de espátula de sulfato de cobre (II)
- 1 espátula de raspas de sabão
- 2 béqueres de 100 mL
- 1 bastão de vidro
- indicador químico
- água

Procedimento

- Dissolva as raspas de sabão em um béquer com água.
- Retire uma amostra pequena da solução e verifique, com o auxílio de um indicador químico, o caráter ácido ou básico da solução de sabão.

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

- Reserve essa solução.
- Coloque o sulfato de cobre (II) em outro béquer e adicione cerca de 50 mL de água.
- Agite bem até a completa dissolução.
- Adicione a solução de sabão à solução de sulfato de cobre (II).
- Anote as observações.

Perguntas

a) A solução de sabão possui caráter ácido ou básico?

b) Qual o aspecto inicial de cada uma das soluções?

c) O que ocorre quando as duas soluções são misturadas? Esse processo pode ser considerado uma reação química? Por quê?

d) Considerando que a seguir está representado o processo que ocorreu quando a solução de sulfato de cobre foi adicionada à solução de sabão, classifique a transformação estudada:

$$CuSO_4\,(aq) + 2\,OH^-\,(aq) \longrightarrow Cu(OH)_2 + SO_4^{2-}\,(aq)$$

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

Exercícios básicos

Registre as respostas em seu caderno

41. (Mackenzie-SP) Na combustão do magnésio, a substância produzida é um:

Dados: Mg (2A); N (5A); O (6A); Cℓ (7A).

a) óxido molecular de fórmula MgO_2.
b) sal iônico de fórmula $MgC\ell_2$.
c) sal iônico de fórmula Mg_3N_2.
d) óxido molecular de fórmula Mg_2O.
e) óxido iônico de fórmula MgO.

42. (UFPI) A reação química na qual um dos reagentes é um óxido básico é:

a) $SO_3 + H_2O \longrightarrow H_2SO_4$
b) $Na_2O + 2\,HC\ell \longrightarrow 2\,NaC\ell + H_2O$
c) $2\,NaOH + SO_3 \longrightarrow Na_2SO_4 + H_2O$
d) $ZnO + 2\,NaOH \longrightarrow Na_2ZnO_2 + H_2O$
e) $2\,CO + O_2 \longrightarrow 2\,CO_2$

43. (UFSM-RS) O cálcio, ao ser dissolvido na água, produz uma turvação do meio reacional permitindo observar a liberação de um gás.

O composto que ocasiona a turvação e o gás formado são, respectivamente:

a) CaO e O_2.
b) $Ca(OH)_2$ e O_2.
c) CaO e H_2O.
d) $Ca(OH)_2$ e H_2.
e) CaO e H_2.

44. (Unisinos-RS) Para obter o sulfato ferroso, um sal usado para combater a anemia, a reação executada é a:

a) $Fe(OH)_2 + H_2S_2O_3 \longrightarrow FeS_2O_3 + 2\,H_2O$
b) $Fe(OH)_2 + H_2S \longrightarrow FeS + 2\,H_2O$
c) $FeCO_3 + H_2SO_4 \longrightarrow FeSO_4 + CO_2 + H_2O$
d) $Fe(OH)_2 + H_2SO_3 \longrightarrow FeSO_3 + 2\,H_2O$
e) $2\,Fe(OH)_3 + 3\,H_2SO_3 \longrightarrow Fe_2(SO_3)_3 + 6\,H_2O$

45. (PUC-RS) O hidrogeno-carbonato de sódio, conhecido comercialmente como bicarbonato de sódio, é usado como antiácido estomacal por ser capaz de reagir com o excesso de ácido clorídrico, presente no suco gástrico, resultando em um sal e um gás responsável pela eructação ("arroto"). O nome do sal e a função química do gás são, respectivamente:

a) cloreto de sódio e óxido.
b) carbonato de sódio e ácido.
c) clorato de sódio e sal.
d) carbeto de sódio e base.
e) clorito de sódio e ácido.

46. (Mackenzie-SP)

I. $CaCO_3 \xrightarrow{\Delta} X + CO_2$
II. $BaC\ell_2 + Y \longrightarrow BaCrO_4\downarrow + 2\,KC\ell$
III. $Zn + 2\,HC\ell \longrightarrow ZnC\ell_2 + W$

Para que as reações acima fiquem corretamente equacionadas, *X*, *Y* e *W* devem ser, respectivamente:

a) CaC_2, H_2CrO_4 e H_2S.
b) CO, K_2CrO_4 e $C\ell_2$.
c) CaO, K_2CrO_4 e H_2.
d) CaO_2, K_2CrO_4 e $C\ell_2$.
e) CaO_2, H_2CrO_4 e H_2.

47. (PUC-SP) Em um erlenmeyer foi feita a combustão do enxofre; ao produto dessa reação, adicionou-se água e obteve-se uma substância *A* que torna vermelho o papel azul de tornassol. Em outro erlenmeyer, fez-se a combustão do magnésio, adicionou-se água e obteve-se uma substância *B* que torna azul o papel vermelho de tornassol.

a) Equacione os processos de obtenção de *A* e *B*.
b) Supondo que ocorreu reação de neutralização total, equacione tal reação quando se adiciona *A* a *B*.

48. (Fuvest-SP) Colocam-se em um recipiente de vidro água destilada, gotas de solução de fenolftaleína e, em seguida, pedaços de sódio metálico. Observa-se, então, violenta reação do metal com a água, resultando chama na superfície exposta do metal e coloração rósea na solução. A chama e a coloração resultam, respectivamente, da queima de:

a) hidrogênio produzido na reação e aumento de pH.
b) oxigênio produzido na reação e aumento de pH.
c) nitrogênio do ar e aumento de pH.
d) hidrogênio produzido na reação e diminuição de pH.
e) nitrogênio do ar e diminuição de pH.

49. (Mackenzie-SP) A equação que representa uma reação em que **não** ocorre óxido-redução é:

a) $SO_3 + Na_2O \longrightarrow Na_2SO_4$
b) $2\ Na + C\ell_2 \longrightarrow 2\ NaC\ell$
c) $H_2SO_4 + Zn \longrightarrow ZnSO_4 + H_2\nearrow$
d) $2\ AgNO_3 + Cu \longrightarrow Cu(NO_3)_2 + 2\ Ag$
e) $2\ H_2O_2 \xrightarrow{Luz} 2\ H_2O + O_2\nearrow$

50. (UFPE) Três recipientes *A*, *B* e *C* contêm os gases O_2, H_2 e CO_2. Introduzindo um palito de fósforo aceso em cada recipiente, observa-se que: no recipiente *A*, a chama imediatamente se apaga; no recipiente *B*, a chama se torna mais brilhante; e, no recipiente *C*, ocorre uma pequena explosão. De acordo com esses dados, podemos concluir que os recipientes *A*, *B* e *C* contêm, respectivamente:

a) H_2, O_2 e CO_2.
b) CO_2, H_2 e O_2.
c) H_2, CO_2 e O_2.
d) CO_2, O_2 e H_2.
e) O_2, H_2 e CO_2.

51. (UnB-DF) A Química está tão presente na vida do homem que é difícil imaginar a vida sem a Química. Os produtos químicos têm inúmeras aplicações, entre as quais ressalta-se a fabricação dos computadores, que constituem a revolução do final do século XX.

Considerando a presença da Química no cotidiano, julgue os itens a seguir.

0. Apesar dos benefícios que os produtos químicos trazem para a indústria, deve-se evitar a ingestão de quaisquer desses produtos.
1. A água do mar é uma substância composta formada por água (H_2O) e cloreto de sódio ($NaC\ell$).
2. Um aquário com muitos peixes deve ter sua água borbulhada com ar para repor oxigênio que os peixes consomem das moléculas de água (H_2O) durante a respiração.
3. O eventual processo de enferrujamento de componentes de um computador, confeccionados com determinado metal, é um exemplo de transformação química.

52. Transcreva as equações abaixo no caderno e, quando possível, complete-as, acertando seus coeficientes.

a) $CO_2 + NaOH \longrightarrow$
b) $SO_3 + HC\ell \longrightarrow$
c) $A\ell_2O_3 + H_2SO_4 \longrightarrow$
d) $CO + KOH \longrightarrow$
e) $MgO + HC\ell \longrightarrow$
f) $Fe_3O_4 + HC\ell \longrightarrow$
g) $Na_2O_2 + NaOH \longrightarrow$
h) $K_2O + H_2SO_4 \longrightarrow$

53. (Enem-MEC) Diretores de uma grande indústria siderúrgica, para evitar o desmatamento e adequar a empresa às normas de proteção ambiental, resolveram mudar o combustível dos fornos da indústria. O carvão vegetal foi então substituído pelo carvão mineral. Entretanto, foram observadas alterações ecológicas graves em um riacho das imediações, tais como a morte dos peixes e dos vegetais ribeirinhos. Tal fato pode ser justificado em decorrência:

a) da diminuição de resíduos orgânicos na água do riacho, reduzindo a demanda de oxigênio na água.
b) do aquecimento da água do riacho devido ao monóxido de carbono liberado na queima do carvão.
c) da formação de ácido clorídrico no riacho a partir de produtos da combustão na água, diminuindo o pH.
d) do acúmulo de elementos no riacho, tais como ferro, derivados do novo combustível utilizado.
e) da formação de ácido sulfúrico no riacho a partir dos óxidos de enxofre liberados na combustão.

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

Exercícios complementares

Registre as respostas em seu caderno

54. (Vunesp) O magnésio pode ser obtido da água do mar. A etapa inicial desse processo envolve o tratamento da água do mar com óxido de cálcio. Nessa etapa, o magnésio é precipitado na forma de:

a) $MgC\ell_2$.
b) $Mg(OH)_2$.
c) MgO.
d) $MgSO_4$.
e) Mg metálico.

55. (Mackenzie-SP) Dispõe-se de 5 tubos de ensaio, contendo respectivamente:

I. H_2O
II. solução aquosa de $NaC\ell$
III. solução aquosa de $NaNO_3$
IV. solução aquosa de Na_2CO_3
V. solução aquosa de Na_2SO_4

Adicionando-se $HC\ell$ (gota a gota) a cada um dos tubos, observa-se que somente em um deles ocorre efervescência. Essa efervescência é consequência da reação do $HC\ell$ com:

a) a água pura.
b) a solução II.
c) a solução III.
d) a solução IV.
e) a solução V.

56. (UFG-GO) Como fonte de energia, termelétricas utilizam carvão mineral, o qual, no Brasil, contém quantidades apreciáveis do mineral pirita, FeS_2.

Qual poluente é gerado na queima desse carvão?

a) CO_2.
b) Fe_2O_3.
c) H_2S.
d) S_2.
e) SO_2.

57. (Fesp-SP) Os compostos H_2SO_4, SO_3, CaO, $NaC\ell$ e $NaOH$ podem ser misturados dois a dois para reagirem. Não reagem:

a) $H_2SO_4 + CaO$.
b) $CaO + NaOH$.
c) $NaOH + H_2SO_4$.
d) $NaC\ell + H_2SO_4$.
e) $NaOH + SO_3$.

58. (UCB-DF) Dentre as equações abaixo, qual não representa um processo de salificação?

a) $HC\ell + NaOH \longrightarrow NaC\ell + H_2O$

b) $MgO + 2\,HC\ell \longrightarrow MgC\ell_2 + H_2O$

c) $NH_3 + HC\ell \longrightarrow NH_4^+C\ell^-$

d) $H_2SO_4 + 2\,H_2O \longrightarrow 2\,H_3O^+ + SO_4^{2-}$

e) $A\ell(OH)_3 + HNO_3 \longrightarrow A\ell(OH)_2NO_3 + H_2O$

59. (Ufes) Considere a sequência de reações:

$S + O_2 \longrightarrow \mathbf{I}$

$\mathbf{I} + H_2O \longrightarrow \mathbf{II}$

$FeO + \mathbf{II} \longrightarrow \mathbf{III} + H_2O$

$Mg + \frac{1}{2}O_2 \longrightarrow \mathbf{IV}$

$\mathbf{IV} + H_2O \longrightarrow \mathbf{V}$

As funções dos compostos **I**, **II**, **III**, **IV** e **V** são, respectivamente:

	I	II	III	IV	V
a)	óxido ácido	ácido	sal	óxido básico	hidróxido
b)	óxido ácido	ácido	óxido básico	sal	hidróxido
c)	ácido	óxido ácido	sal	óxido básico	hidróxido
d)	ácido	óxido ácido	hidróxido	sal	óxido básico
e)	sal	ácido	óxido ácido	hidróxido	óxido básico

60. (Fesp-PE) Antes de um funileiro soldar peças de zinco galvanizadas, ele as limpa com uma solução de ácido muriático (ácido clorídrico). A equação que melhor representa a reação que ocorre, bem como sua classificação, é:

a) $Zn + 2\,HC\ell \longrightarrow ZnC\ell_2 + H_2$; reação de dupla-troca.

b) $ZnO + 2\,HC\ell \longrightarrow ZnC\ell_2 + H_2O$; reação de decomposição.

c) $ZnO + 2\,HC\ell \longrightarrow ZnC\ell_2 + H_2O$; reação de dupla-troca.

d) $Zn + 2\,HC\ell \longrightarrow ZnC\ell_2 + H_2$; reação de decomposição.

e) $ZnO + 2\,HC\ell \longrightarrow ZnC\ell_2 + H_2O$; reação de oxidação.

61. (UFRGS-RS) Considere as reações representadas pelas equações abaixo.

I. $2\,Ca + O_2 \longrightarrow 2\,CaO$

II. $CaO + H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2$

III. $S + O_2 \longrightarrow SO_2$

IV. $SO_2 + H_2O \longrightarrow H_2SO_3$

V. $Ca(OH)_2 + H_2SO_3 \longrightarrow CaSO_3 + 2\,H_2O$

Qual é a alternativa que apresenta uma afirmação **incorreta** em relação às características das reações citadas?

a) Ocorre a formação de óxido ácido e óxido básico.

b) Uma das reações é do tipo dupla-troca.

c) Algumas das reações são do tipo oxidação-redução.

d) Ocorre a formação de produtos que em soluções aquosas diluídas apresentam pH diferente de 7.

e) A maioria das reações é do tipo análise.

62. (UFRN) Ao queimar na atmosfera, o metal (*X*), pertencente à família dos metais alcalinos, forma uma substância (*Y*), que reage com água, formando uma substância (*Z*), que, por sua vez, reage com ácido, formando uma substância (*W*). As substâncias *Y*, *Z* e *W* são classificadas, respectivamente, como:

a) sal, hidróxido e óxido.

b) hidróxido, óxido e sal.

c) óxido, sal e hidróxido.

d) óxido, hidróxido e sal.

63. (UFMT) Acidentalmente, os rótulos de três barricas contendo sais foram perdidos. Uma delas contém nitrato de amônio, outra carbonato de sódio e outra nitrato de sódio. Todos estes sais têm o mesmo aspecto (pós brancos). Têm-se as seguintes informações:

I. Os sais de amônio, em presença de hidróxidos e carbonatos de metais alcalinos, desprendem amônia, NH_3, de cheiro característico.

II. Os carbonatos reagem com ácido, produzindo efervescência, ou seja, desprendimento de gás carbônico.

Baseado no enunciado acima e nas informações, julgue os itens abaixo.

0. Os três sais são solúveis em água.

1. A fórmula molecular do nitrato de amônio é NH_4NO_2.

2. Tomando-se separadamente uma alíquota da solução aquosa de cada sal, aquela que reagir com vinagre será a do carbonato de sódio.

3. Comercialmente o hidróxido de sódio é conhecido como soda caústica.

4. Na_2CO_3 é a fórmula molecular do nitrato de sódio.

64. (Fuvest-SP) Uma mistura de óxido de cobre (II) e carvão em pó foi aquecida usando-se a aparelhagem esquematizada abaixo. Observou-se, após algum tempo, que a água de cal, inicialmente límpida, apresentou sólido branco em suspensão. No interior do tubo, apareceram grânulos metálicos avermelhados. Qual a equação química que representa a transformação ocorrida nesse aquecimento?

ADILSON SECCO

a) $2\,CuO + C \longrightarrow 2\,Cu + CO_2$

b) $CuO + C \longrightarrow Cu + CO$

c) $2\,CuO + C \longrightarrow Cu_2O + CO$

d) $2\,Cu_2O + C \longrightarrow 4\,Cu + CO_2$

e) $Cu_2O + C \longrightarrow 2\,Cu + CO$

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

LEITURA

O VIDRO E O CIMENTO

Vamos destacar dois processos industriais de grande importância prática: a produção do vidro e a produção do cimento.

O vidro

Acredita-se que o vidro já era conhecido desde 2500 a.C., pelos egípcios. Uma lenda conta que, em 1500 a.C., marinheiros fenícios já usavam "pedras" de Na_2CO_3 natural para fazer fogueiras nas praias e, com o fogo, pedaços de vidro eram produzidos (com o calor, o Na_2CO_3 reage com a areia, produzindo vidro).

Atualmente, o vidro comum é produzido pela mistura de **areia** (SiO_2), **soda** ou **barrilha** (Na_2CO_3) e **calcário** ($CaCO_3$), que é aquecida em fornos especiais, a cerca de 1.500 °C. Ocorrem então reações do tipo:

$$x\,Na_2CO_3 + y\,CaCO_3 + z\,SiO_2 \xrightarrow{\Delta} \underbrace{(Na_2O)_x \cdot (CaO)_y \cdot (SiO_2)_z}_{\text{Vidro}} + (x + y)\,CO_2\uparrow$$

Esse é o vidro "incolor"; vidros coloridos são fabricados adicionando-se, à mistura inicial, pequenas quantidades de óxidos metálicos, por exemplo, Fe_2O_3 (que dá cor verde ao vidro), CoO (cor azul) etc. O vidro fabricado com 10 a 15% de óxido de chumbo (Pb_3O_4 — zarcão ou mínio) tem densidade e brilho elevados, é conhecido como **cristal** e usado na fabricação de vasos e taças.

O vidro não tem composição química nem forma cristalina definidas; é considerado um "sólido amorfo", ou, como dizem alguns autores, um "líquido super-resfriado" que atingiu uma viscosidade tão alta que se comporta como um sólido.

STOCK CONNECTION BLUE/ALAMY-OTHER IMAGES

A fibra de vidro (SiO_2 puro), na forma de fios, está revolucionando as comunicações por telefone, televisão, internet etc.

SÉRGIO LIMA/FOLHA IMAGEM

O vidro é um dos mais belos materiais de construção e decoração. Nesta foto vemos um vitral da Catedral de Brasília, DF, 2004.

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

Preservação do meio ambiente

O vidro pode ser totalmente reaproveitado no ciclo produtivo, sem nenhuma perda de material.

Ao ser reintroduzido no processo de produção, o vidro deixa de ser descartado em aterros sanitários e/ou lixões, representando menor quantidade de lixo nesses locais, o que, de certa forma, contribui para a conservação da natureza.

O vidro é 100% reciclável e pode ser reciclado inúmeras vezes, pois é feito de minerais como, areia, barrilha, calcário e feldspato. Ao agregarmos o caco de vidro no ciclo de produção, diminuímos a retirada de matéria-prima da natureza. A produção de vidro a partir do próprio vidro consome menor quantidade de energia e emite menos resíduos particulados e de CO_2, o que contribui para a conservação do meio ambiente. Por exemplo, 1 tonelada de cacos incorporados na produção de vidro faz com que haja uma economia de 1,2 tonelada de matérias-primas; assim como a cada 10% de cacos agregados, 4% de energia são consumidos a menos e a emissão de CO_2 é reduzida em 5%.

Em 2007 foram reciclados 47% do vidro produzido no Brasil.

Fonte dos dados estatísticos: Associação Técnica Brasileira das Indústrias Automáticas de Vidro (Abividro). Disponível em: <http://www.abividro.org.br/index.php/25>. Acesso em: jan. 2010.

O cimento

Os povos antigos usavam gesso ($CaSO_4 \cdot 2\,H_2O$) ou cal (CaO) em suas construções. O cimento, tal como o conhecemos atualmente, foi inventado em 1824, por Joseph Aspdin, na Inglaterra, perto da cidade de Portland — daí o nome **cimento portland**. Ele é fabricado aquecendo, em um forno rotatório a 1.500 °C, uma mistura de calcário ($CaCO_3$), argila (vários silicatos, principalmente o de alumínio) e areia. Do forno saem "pedregulhos" duros denominados ***clinquers***, que, moídos, dão origem ao cimento.

A composição do cimento é a seguinte: 60 a 67% de CaO, 17 a 25% de SiO_2, 3 a 8% de $A\ell_2O_3$, 2 a 3% de MgO e 2 a 3% de FeO. Com água, o cimento endurece devido à cristalização dos silicatos de cálcio e alumínio. Junto com areia e pedras, o cimento endurece, formando o **concreto** (o concreto é "armado" com hastes de aço).

DELFIM MARTINS/PULSAR IMAGENS

Forno rotatório de uma fábrica de cimento. (Mossoró, RN, 1994.)

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

Questões sobre a leitura

Registre as respostas em seu caderno

65. Quais são os principais ingredientes usados na fabricação do vidro comum?

66. Como são obtidos os vidros coloridos?

67. Pesquise o que são materiais fundentes e explique por que são utilizados na produção do vidro.

68. Faça uma lista de tudo o que existe na sua casa que é feito de vidro.

69. Qual é a maior vantagem da utilização do vidro para embalagens?

70. Quais são os principais componentes para a fabricação do cimento portland?

71. Por que o cimento endurece com a adição de água?

72. O cimento é um material largamente utilizado e, na maioria dos casos, não poderia ser substituído. Assim, trata-se de um material de grande utilidade para o ser humano. No entanto, a produção de cimento pode contribuir muito para o aquecimento global. Pesquise o que pode ser feito para diminuir esse impacto no planeta.

73. Explique por que é importante ter conhecimentos sobre reações químicas, relacionando o infográfico na abertura do capítulo a esta leitura.

CAPÍTULO

12 Estudo dos gases

Nos gases, as moléculas estão muito distantes umas das outras; num recipiente, elas se espalham e se misturam rapidamente.

+ TÓPICOS DO CAPÍTULO

1 INTRODUÇÃO
2 CARACTERÍSTICAS DO ESTADO GASOSO
3 GRANDEZAS E MEDIDAS FUNDAMENTAIS DOS GASES
4 AS LEIS FÍSICAS DOS GASES
5 EQUAÇÃO GERAL DOS GASES
6 CONDIÇÕES NORMAIS DE PRESSÃO E TEMPERATURA (CNPT)
7 TEORIA CINÉTICA DOS GASES
8 GÁS PERFEITO E GÁS REAL
9 GÁS OU VAPOR?
10 LEIS VOLUMÉTRICAS DAS REAÇÕES QUÍMICAS (LEIS QUÍMICAS DOS GASES)
11 VOLUME MOLAR
12 EQUAÇÃO DE CLAPEYRON
13 MISTURAS GASOSAS
14 DENSIDADE DOS GASES
15 DIFUSÃO E EFUSÃO DOS GASES

LEITURA: *A CAMADA DE OZÔNIO*

Dando um gás

Quanto maior a altitude, menor a pressão e menor a disponibilidade de ar, portanto, de gás oxigênio. Por isso é tão complicado para brasileiros, acostumados a altitudes médias de 500 metros, jogar futebol, por exemplo, na capital boliviana, La Paz, a 3.600 metros acima do nível do mar.

ILUSTRAÇÕES: FERNANDO GONSALES

No topo dos 8.848 metros do Everest, com um terço da pressão do nível do mar, seres humanos não sobrevivem muito tempo sem gás oxigênio suplementar.

CRAIG LOVELL/EAGLE VISION PHOTOGRAPHY/ALAMY/OTHERIMAGES

Além dos 6 mil metros

O corpo bombeia tanto sangue para compensar a falta de ar que vasos sanguíneos podem estourar, causando edemas cerebrais e pulmonares.

Aqui, a salvação é dispor de um cilindro com gás oxigênio sob pressão.

ILUSTRAÇÕES: FERNANDO GONSALES

Entre 3 mil e 6 mil metros

Tonturas, enjoos e dor de cabeça, sintomas conhecidos como "mal da montanha", que ficam piores depois dos 4 mil metros, podendo causar desmaios.

Quanto menor a pressão, menor é o ponto de ebulição dos líquidos e maior a desidratação do organismo. Acima dos 6 mil metros já há desidratação intensa, como se todos os líquidos fossem sugados para fora do corpo. A cerca de 18 mil metros, a pressão dos vapores de água do nosso corpo se iguala à pressão atmosférica; isso faria ferver todos os líquidos!

Pressão atmosférica

As moléculas de ar têm massa, são atraídas pela gravidade e exercem pressão sobre tudo que se encontra na superfície do planeta.

REFLETINDO

Observando as representações das moléculas dos gases nas lupas, podemos imaginar o efeito da pressão sobre a disposição das moléculas no espaço. Crie hipóteses para explicar as situações abaixo:

a) Se a temperatura de um gás for aumentada, o que acontecerá com suas moléculas no espaço?

b) O que aconteceria com as moléculas de um gás contido em um recipiente fechado se diminuíssemos o volume desse recipiente?

1 Introdução

Os gases têm grande importância em nossa vida diária. O próprio ar que nos rodeia é uma mistura gasosa que contém cerca de 78% de nitrogênio (N_2), 21% de oxigênio (O_2) e 1% de outros gases.

FAUSTO ALBUQUERQUE/ ALAMY-OTHER IMAGES

O gás hélio possibilita o voo dos dirigíveis.

FLÁVIO VARRICCHIO/OPÇÃO BRASIL

Durante a respiração, nosso organismo recebe gás oxigênio do ar e devolve gás carbônico para a atmosfera.

BILL BACHMANN/ALAMY-OTHER IMAGES

Os aviões também voam porque são sustentados pelo ar.

ADILSON SECCO

Os ventos são utilizados para impulsionar o transporte desde a Antiguidade.

FABIO COLOMBINI

Do ar depende praticamente tudo o que ocorre em nossas vidas.

NOAA / REUTERS-LATINSTOCK

Ciclones e furacões podem causar mortes e prejuízos materiais. Nesta foto obtida por satélite, o furacão Katrina, que atingiu os Estados Unidos em 2005.

ACE STOCK LTD / ALAMY-OTHER IMAGES

Em funcionamento, um automóvel também consome gás oxigênio e libera gás carbônico, entre outros gases.

FERNANDO FAVORETTO/CID

O gás oxigênio é usado em hospitais e ambulâncias (nos tanques de oxigênio), em metalúrgicas, em maçaricos de corte e solda de metais.

HAY TRAINNING / CID

O gás carbônico está presente em extintores de incêndio. Nesta foto, os extintores estão sendo utilizados em um treinamento.

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

É importante lembrar que vários elementos químicos formam substâncias simples gasosas, em condições ambientes: H_2, N_2, O_2, F_2, $C\ell_2$ e os gases nobres. Com exceção do hidrogênio, esses elementos estão à direita e na parte superior da Tabela Periódica.

H	…				He
		N	O	F	Ne
				Cℓ	Ar
					Kr
					Xe
					Rn

Muitos compostos químicos importantes também são gasosos: CO_2, CO, NO, NO_2, N_2O, NH_3, SO_2, H_2S, $HC\ell$, CH_4 etc.

Por fim, lembramos que muitas reações químicas ocorrem no estado gasoso: a luz de uma vela, a queima do gás num fogão doméstico etc.

2 Características do estado gasoso

É importante lembrar que:

- os gases têm massa, como mostramos na figura abaixo;

ADILSON SECCO

Dois balões exatamente iguais, contendo iguais volumes de gás carbônico e de ar, mostram que o balão com CO_2 tem mais massa que o balão com ar.

- os gases sempre tendem a ocupar todo o volume do recipiente que os contém (grande expansibilidade);
- os gases são muito menos densos do que os sólidos e os líquidos (isto é, em igualdade de massa, ocupam um volume muito maior);
- os gases sempre se misturam entre si (grande difusibilidade);
- os volumes dos gases variam muito com a pressão (grande compressibilidade) e com a temperatura (grande dilatabilidade).

Quando estudamos um gás, devemos considerar as seguintes grandezas fundamentais: a **massa**, o **volume**, a **pressão** e a **temperatura**. As influências da pressão e da temperatura são tão grandes que realmente só tem sentido mencionarmos o **volume de um gás** fornecendo também sua **pressão e sua temperatura**.

3 Grandezas e medidas fundamentais dos gases

3.1. Massa dos gases

Os gases têm **massa**, que é, como sabemos, uma das propriedades gerais da matéria. Consequentemente, os gases podem ser "pesados", desde que dentro de um recipiente fechado.

Na prática, basta determinar a massa do recipiente cheio de gás e "descontar" a massa do recipiente vazio para se conhecer a massa real do gás.

CAETANO BARREIRA / OLHAR IMAGEM

O gás contido em botijões é vendido por quilograma (kg), o que facilita o controle pelo consumidor. Caso fosse comercializado em litro (L), haveria dificuldade para saber a real quantidade comprada.

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

3.2. Volume dos gases

ADILSON SECCO

De maneira simplificada podemos dizer que o volume de um gás coincide com o próprio volume do recipiente que o contém.

No Sistema Internacional de Unidades (SI), a unidade padrão de volume é o **metro cúbico** (m^3), definido como o **volume de um cubo cuja aresta tem 1 m de comprimento**.

No estudo dos gases, os volumes são também medidos em **litros** (**L**), em **mililitros** (**mL**), em **centímetros cúbicos** (cm^3) etc. É bom relembrar que:

$$1\ m^3 = 1.000\ L = 1.000.000\ mL\ (cm^3)$$
$$1\ L = 1.000\ mL = 1.000\ cm^3$$
$$1\ mL = 1\ cm^3$$

3.3. Pressão dos gases

Historicamente, uma das primeiras medidas de pressão de gases foi a experiência do cientista Evangelista Torricelli para medir a pressão do ar atmosférico. Resumidamente, Torricelli fez o seguinte:

1º) Encheu um tubo de vidro com mercúrio e colocou um pouco de mercúrio num vaso à parte.

(Representações sem escala; cores-fantasia.)

2º) Mantendo a boca do tubo fechada, virou-o de boca para baixo e somente soltou a boca do tubo depois de mergulhá-la no mercúrio do vaso.

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

3º) Notou então que o nível do mercúrio no interior do tubo desceu um pouco e "estacionou" numa altura *h*, que dependia exclusivamente da pressão do ar atmosférico.

Esse aparelho, denominado **barômetro de mercúrio**, serve para medir a **pressão atmosférica**. Se a experiência de Torricelli for feita ao nível do mar, a altura *h* será 76 cmHg (**centímetros de mercúrio**), ou 760 mmHg (**milímetros de mercúrio**), ou 760 torr (**torricelli**), ou, ainda, 1 atm (**atmosfera**).

Evangelista Torricelli

Físico e matemático italiano, nasceu em Faenza, em 1608, e faleceu em Florença, em 1647. Em 1643 fez experiências com as bombas de extrair água de poços e em 1644 construiu seu célebre **tubo de Torricelli** (barômetro de mercúrio), verificando então que a pressão do ar, no alto das montanhas, é menor do que ao nível do mar.

SCIENCE SOURCE / PR-LATINSTOCK

Torricelli em gravura do século XVII sobre sua famosa experiência no laboratório com um tubo de mercúrio, o que permitiu determinar o valor da pressão atmosférica.

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

Generalizando, podemos dizer que a pressão de qualquer gás pode também ser medida em mmHg (milímetros de mercúrio) ou em atm (atmosferas).

É interessante notar que a pressão atmosférica resulta do peso que a camada de ar atmosférico (de cerca de 800 km de espessura) exerce sobre nós e todos os objetos que estão na superfície da Terra. Sendo assim, à medida que subimos, a pressão atmosférica diminui. De fato, ao nível do mar, como em Fortaleza, ela é igual a 760 mmHg; na capital de São Paulo (780 m de altitude) é de cerca de 700 mmHg; na cidade de Campos do Jordão (SP, 1.650 m de altitude) é de 610 mmHg; no Monte Everest (8.850 m de altitude) é de 240 mmHg; a 10 km de altitude é de 205 mmHg; e assim por diante. É por isso que os aviões comerciais a jato, que voam em uma altitude média de 10 km, precisam ter cabine pressurizada para assegurar a respiração aos passageiros.

É interessante notar também que, quando subimos (ou descemos) **rapidamente** num elevador, ou de carro numa montanha, ou num voo de avião a jato, sentimos uma pressão na orelha interna; isso acontece devido à diferença entre a pressão da orelha interna e a do ar atmosférico; é um desconforto que podemos, em geral, corrigir "engolindo a seco" um pouco de ar.

Atualmente, existem vários aparelhos para medir a pressão atmosférica ou a pressão de outros gases.

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

R-P / KINO

Os barômetros medem a pressão do ar atmosférico.

SÉRGIO DOTTA JR. / CID

Os manômetros utilizados nos postos de serviços medem a pressão do ar no interior dos pneus.

Por fim, lembramos que em Física define-se **pressão** como o quociente entre uma força (que pode ser o peso) e a área da superfície onde a força está aplicada. Matematicamente, temos:

$$P = \frac{F}{S}$$

De certo modo, isso equivale a dividir a força em "forças menores", iguais entre si e distribuídas em cada unidade de área.

ADILSON SECCO

Não confunda **força** (nem peso) com **pressão**. Lembre-se dos seguintes exemplos:

- uma faca afiada corta melhor do que uma faca "cega", pois, afiando-se a faca, diminui-se a área de atuação da força, resultando num aumento da pressão sobre o objeto a ser cortado;
- deitar no chão pode causar dores nas costas, pois nosso corpo fica apoiado sobre alguns poucos pontos; sobre um colchão macio, porém, o peso de nosso corpo se distribui por uma área maior, conseguindo-se assim uma pressão menor;
- um faquir não se fere na cama de pregos, pois seu peso se distribui pelas pontas dos pregos, diminuindo a pressão sobre as suas costas.

No **SI**, a unidade de pressão é o **pascal** (**Pa**), definido como a pressão exercida por uma força de **1 N** (**1 newton**) uniformemente distribuída sobre uma superfície plana de **1 m²** de área, sendo essa superfície perpendicular à direção da força. Em outras palavras, **1 Pa** é igual a **1 N/m²** (lembre-se de que 1 N é a força necessária para que 1 kg de massa seja acelerado à razão de 1 m/s²).

A seguir, apresentamos algumas equivalências entre as unidades de pressão.

1 atm = 76 cmHg = 760 mmHg = 760 torr

1 mmHg = 1 torr

1 atm = 101.325 Pa (ou N/m²)

1 mmHg = 133,322 Pa (ou N/m²)

3.4. Temperatura dos gases

A temperatura é uma grandeza que **mede o grau de agitação das partículas** (átomos ou moléculas) que constituem um corpo. Para um gás, a temperatura depende da velocidade (grau de agitação) das moléculas que o constituem.

A temperatura dos gases pode ser medida com o auxílio de diferentes **escalas termométricas.**

No Brasil, a mais usual é a **escala Celsius** (**°C**), que é uma escala centesimal; nos Estados Unidos da América, por exemplo, é usada a **escala Fahrenheit** (**°F**). Em trabalhos científicos, todavia, usa-se a **escala absoluta** ou **Kelvin** (**K**), pois ela traz grandes simplificações nas leis e fórmulas em geral – e é adotada pelo **SI**. A figura abaixo compara a escala Kelvin com a escala Celsius.

ADILSON SECCO

Portanto, para transformar graus Celsius (t) em kelvins (T):

$$T = t + 273$$

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

William Thomson (Lord Kelvin of Largs)

Físico irlandês, nasceu em Belfast, em 1824, e faleceu em Largs, em 1907. Em 1852, criou a **escala absoluta de temperaturas**, hoje chamada de **escala Kelvin**, de grande importância para a Ciência. É considerado um dos pais da Físico-Química.
Kelvin também se interessava por Geologia e chegou a estudar sobre a idade da Terra.

LIBRARY OF CONGRESS / SCIENCE FACTION-GETTY IMAGES

Questões

Registre as respostas em seu caderno

a) Cite quais são as grandezas fundamentais para o estudo de um gás.

b) Quando emborcamos um tubo completamente cheio de mercúrio em um recipiente que também contém mercúrio, vemos que o líquido dentro do tubo desce até determinado nível e depois "estaciona". Por que o mercúrio não sai totalmente do tubo?

c) Como é o funcionamento de um canudo de refrigerante?

d) De que depende o volume de um gás?

e) Considere uma pequena quantidade de álcool (etanol) presente em um recipiente completamente fechado. A massa desse sistema (álcool + recipiente) foi registrada e ele foi mantido fechado e deixado em repouso por alguns dias até que não fosse possível ver mais o líquido. Se medirmos a massa do sistema depois desse intervalo de tempo, o que podemos esperar? Por quê?

Exercícios básicos

Registre as respostas em seu caderno

Exercício resolvido

1. A quantos litros corresponde o volume de 7,5 m^3?

Resolução

Essa conversão é resolvida pela seguinte regra de três:

$$\left.\begin{array}{lcl} 1\ m^3 & \text{———} & 1.000\ L \\ 7{,}5\ m^3 & \text{———} & x \end{array}\right\} \boxed{x = 7.500\ L}$$

Resumindo, para transformar metros cúbicos em litros, ou vice-versa, temos:

$$m^3 \underset{\text{Divide-se por 1.000}}{\overset{\text{Multiplica-se por 1.000}}{\rightleftarrows}} L$$

Analogamente:

$$L \underset{\text{Divide-se por 1.000}}{\overset{\text{Multiplica-se por 1.000}}{\rightleftarrows}} mL\ (\text{ou } cm^3)$$

2. A quantos mililitros (ou cm^3) correspondem 2,5 L?

Exercício resolvido

3. A quantos milímetros de mercúrio corresponde uma pressão de 5 atm?

Resolução

$$\left.\begin{array}{lcl} 1\ atm & \text{———} & 760\ mmHg \\ 5\ atm & \text{———} & x \end{array}\right\}$$

$$\boxed{x = 3.800\ mmHg}$$

Em resumo, para transformar atmosferas em milímetros de mercúrio, ou vice-versa, temos:

$$atm \underset{\text{Divide-se por 760}}{\overset{\text{Multiplica-se por 760}}{\rightleftarrows}} mmHg$$

4. A quantas atmosferas corresponde a pressão de 197,6 cmHg?

5. Dentre os valores apresentados abaixo, qual indica a pressão mais elevada?

a) 1,2 atm
b) 700 mmHg
c) 80 cmHg
d) 0,8 atm
e) 70 cmHg

6. Qual é a pressão equivalente a 4,5 atm?

a) 342 mmHg
b) 3.420 cmHg
c) 3.420 torr
d) 34,2 mHg
e) 342 dmHg

Exercício resolvido

7. Qual é a temperatura Kelvin correspondente a 40 °C?

Resolução

Pela fórmula $T = t + 273$, temos:

$$T = 40 + 273 \Rightarrow \boxed{T = 313\ K}$$

8. Qual é a temperatura em Celsius correspondente a 200 K?

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

4 As leis físicas dos gases

São leis experimentais que mostram **como varia o volume de um gás quando a pressão e a temperatura** desse gás variam. Considerando que essas variações são transformações físicas, concluímos que essas leis são mais pertinentes à Física do que à Química.

Algumas expressões comumente usadas são:

- **estado de um gás** – são as condições de volume (*V*), pressão (*P*) e temperatura (*T*) em que esse gás se encontra;
- **variáveis de estado** – são as grandezas *V*, *P* e *T*;
- **transformações gasosas** – são as variações de *V*, *P* e/ou *T*.

4.1. Lei de Boyle-Mariotte

Se você apanhar uma bomba de encher pneu de bicicleta, puxar o êmbolo totalmente para fora, fechar a saída de ar com um dedo e empurrar o êmbolo, notará que é possível deslocá-lo um pouco para dentro – quanto maior for a força que você conseguir exercer, maior será esse deslocamento.

ADILSON SECCO

Pois bem, os cientistas Boyle e Mariotte fizeram, cada um a seu tempo, uma experiência semelhante que veio resultar na lei que leva seus nomes: eles provocaram a variação da pressão de determinada massa de gás, mas tendo o cuidado de mantê-lo a **temperatura constante**. É o que se chama **transformação isotérmica** (do grego: *iso*, igual; *thermo*, calor). No cilindro ilustrado abaixo, notamos que, aumentando-se a pressão sobre o gás, o volume deste diminui, dando resultados como os que são mostrados na tabela a seguir.

Transformação isotérmica

ADILSON SECCO

1º estado **2º estado**

(Representação esquemática sem escala; cores-fantasia.)

Na tabela abaixo, podemos observar que o produto *PV* é constante.

Pressão (*P*) (em atm)	Volume (*V*) (em mL)	Produto *PV*
2	600	1.200
4	300	1.200
6	200	1.200
8	150	1.200

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

Observamos assim que, dobrando, triplicando etc. a pressão sobre o gás, seu volume se reduz à metade, a um terço etc., permanecendo constante, porém, o produto *PV*. Por isso dizemos, matematicamente, que a pressão e o volume são grandezas inversamente proporcionais. Dessas observações, vem o enunciado da Lei de Boyle-Mariotte:

> Sob temperatura constante, o volume ocupado por determinada massa gasosa é **inversamente proporcional** à sua pressão.

Esse enunciado pode ter as seguintes representações:

Representação matemática

$$P_1V_1 = P_2V_2$$

ou

$$PV = \text{constante}$$

Representação gráfica

ADILSON SECCO

Robert Boyle e Edme Mariotte

Filósofo e naturalista inglês, Robert Boyle nasceu em Lismore Castle, em 1627, e faleceu em Londres, em 1691. Boyle estudou os gases com afinco e é considerado um dos fundadores da Química. Seu livro *O químico cético* mudou a interpretação da Química no seu tempo. Boyle foi também um dos fundadores da Sociedade Real de Ciências da Inglaterra.

Em 1676, o físico francês Edme Mariotte (1620-1684) repetiu a experiência de Boyle e a divulgou na França, dizendo honestamente que a descoberta fora devida ao cientista inglês.

STOCK MONTAGE / HULTON ARCHIVE / GETTY IMAGES

Sir Robert Boyle. **(Gravura colorizada do século XVII.)**

AKG-LATINSTOCK

Edme Mariotte. **(Litografia do século XIX. Acervo da Biblioteca Nacional, Paris.)**

Tudo tem limites, até as leis da Ciência

De fato, na compressão dos gases é muito comum acontecer o seguinte (acompanhe as setas no gráfico): aumentando-se a pressão sobre o gás, seu volume diminui gradativamente até o ponto *A*, onde o gás se liquefaz; de *A* (gás) para *B* (líquido), seu volume se reduz bruscamente; e, em seguida, praticamente não varia mais ($B \rightarrow C$), pois os líquidos são pouco compressíveis. Evidentemente, a partir de *A*, a Lei de Boyle-Mariotte deixa de ser válida.

Essa situação pode ser visualizada nos isqueiros a gás de corpo transparente, nos quais é possível enxergar o gás liquefeito.

R-P / KINO

ADILSON SECCO

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

4.2. Lei de Gay-Lussac

Se você encher um balão de borracha (do tipo usado em festas) e deixá-lo por algumas horas na geladeira, verá que o volume do balão diminui com o resfriamento. Retirando esse balão da geladeira, notará que o volume desse balão volta ao inicial.

ADILSON SECCO

Vamos imaginar, agora, o aquecimento de determinada massa de gás mantido à **pressão constante**. Trata-se de uma **transformação isobárica** (do grego: *isos*, igual; *baros*, pressão). No cilindro representado abaixo, notamos que, aumentando-se a temperatura do gás, seu volume também aumenta, dando resultados como os mostrados na tabela a seguir.

Transformação isobárica

ADILSON SECCO

(Representação esquemática sem escala; cores-fantasia.)

Na tabela abaixo, podemos observar que a relação $\frac{V}{T}$ é constante.

Temperatura (T) (em kelvins)	Volume (V) (em mL)	Quociente $\frac{V}{T}$
100	200	2
200	400	2
300	600	2
400	800	2

Joseph Louis Gay-Lussac

Nasceu em Saint Leonard, França, em 1778, e faleceu em Paris, em 1850. Fez importantes estudos sobre a expansão dos gases.
Realizou também a síntese da água, verificando que sempre **2** volumes de hidrogênio se combinam com **1** volume de oxigênio. A simplicidade dessa relação levou Gay-Lussac à descoberta das leis das reações em volumes gasosos, que estudaremos mais adiante.

SCIENCE PHOTO LIBRARY-LATINSTOCK

Observamos assim que dobrando, triplicando etc. a temperatura absoluta do gás, seu volume também dobra, triplica etc., permanecendo constante, porém, o quociente $\frac{V}{T}$. Por isso dizemos, matematicamente, que a temperatura absoluta e o volume são grandezas diretamente proporcionais. Dessas observações, vem o enunciado da Lei de Gay-Lussac:

> Sob pressão constante, o volume ocupado por determinada massa gasosa é **diretamente proporcional** à sua temperatura absoluta.

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

Desse enunciado resultam as seguintes representações:

Representação matemática

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

ou

$$\frac{V}{T} = \text{constante}$$

Representação gráfica

ADILSON SECCO

4.3. Lei de Charles

Você já deve ter ouvido falar que a pressão dos pneus de um carro aumenta em dias muito quentes, principalmente depois de ter percorrido longa distância. Esse efeito da temperatura sobre a pressão de um sistema fechado é mostrado na situação abaixo.

Com os pneus frios, a pressão medida é de 30 psi (unidade inglesa de pressão).

Com os pneus aquecidos (após percorrer uma longa distância), a pressão medida é de 32 psi.

FOTOS: ARQUIVO PESSOAL DO AUTOR

Você sabe, também, que é muito perigoso aquecer recipientes fechados, mesmo quando aparentemente vazios. Na verdade, um recipiente "vazio" contém ar e/ou resíduos gasosos. Quando aquecido, a pressão do conteúdo aumenta e o recipiente pode explodir. A Lei de Charles nos alerta para situações desse tipo.

Jacques Alexandre César Charles

Cientista francês, nasceu em Beaugency, em 1746, e faleceu em Paris, em 1823. Pesquisou a expansão dos gases para fabricar termômetros de precisão, chegando assim à lei que leva seu nome.

SHEILA TERRY / SCIENCE PHOTO LIBRARY / LATINSTOCK

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

Vamos imaginar, agora, o aquecimento de determinada massa de gás mantido a **volume constante**. Trata-se de uma **transformação isovolumétrica** (ou **isométrica**, ou **isocórica** – do grego: *iso*, igual; *coros*, volume). No cilindro representado ao lado (agora com a tampa "travada"), notamos que, aumentando a temperatura do gás, sua pressão também aumenta, dando resultados como os mostrados na tabela a seguir.

Transformação isométrica

(Representação esquemática sem escala; cores-fantasia.)

Na tabela abaixo, podemos observar que a razão $\frac{P}{T}$ é constante.

Temperatura (T) (em kelvins)	Pressão (P) (em atm)	Quociente $\frac{P}{T}$
100	3	0,03
200	6	0,03
300	9	0,03
400	12	0,03

Observamos assim que dobrando, triplicando etc. a temperatura absoluta do gás sua pressão também dobra, triplica etc., permanecendo constante, porém, o quociente $\frac{P}{T}$. Por isso dizemos, matematicamente, que a temperatura absoluta e a pressão são grandezas diretamente proporcionais. Dessas observações, vem o enunciado da Lei de Charles:

> Sob volume constante, a pressão exercida por determinada massa gasosa é **diretamente proporcional** à sua temperatura absoluta.

Esse enunciado pode ter as seguintes representações:

Representação matemática

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

ou

$$\frac{P}{T} = \text{constante}$$

Representação gráfica

Resumindo as transformações e as leis que acabamos de estudar, temos:

Transformação	Volume	Pressão	Temperatura	Lei	Fórmula
Isotérmica	Varia	Varia	Constante	Boyle-Mariotte	PV = constante
Isobárica	Varia	Constante	Varia	Gay-Lussac	$\frac{V}{T}$ = constante
Isovolumétrica ou isométrica ou isocórica	Constante	Varia	Varia	Charles	$\frac{P}{T}$ = constante

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

5 Equação geral dos gases

Reunindo as fórmulas vistas nas três leis físicas dos gases, chegamos à fórmula matemática:

$$\frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{P_2V_2}{T_2} \quad \text{ou} \quad \frac{PV}{T} = \text{constante}$$

que é a chamada **equação geral dos gases**. Note que ela só é válida para uma **massa constante** de um **mesmo gás**.

6 Condições normais de pressão e temperatura (CNPT)

Por definição, chamamos **condições normais de pressão e temperatura** (CNPT ou CN) a:

Pressão = 1 atm = 760 mmHg = 101.325 Pa
Temperatura = 0 °C = 273 K

É usual indicarmos o gás nas condições normais por V_0, P_0 e T_0.

7 Teoria Cinética dos Gases

Vimos no capítulo 3 que a Ciência evolui fazendo experiências, determinando leis e criando teorias e modelos para explicar os fenômenos observados. Dentro desses critérios, a **Teoria Cinética dos Gases** procura dar uma ideia da estrutura interna dos gases (de como é um gás "por dentro"), criando um **modelo** que possa explicar os fenômenos e as leis experimentais mencionadas anteriormente.

Em linhas gerais, a **Teoria Cinética dos Gases** diz que:

- Todo gás é formado por partículas minúsculas (átomos, moléculas, íons) em movimento livre, desordenado e com alta velocidade. Esse movimento é denominado **agitação térmica**. Por exemplo, a velocidade das moléculas do ar, nas condições ambientes, é de cerca de 1.400 km/h. A maior ou menor temperatura de um gás é a medida do maior ou menor grau de agitação térmica de suas partículas. Sendo assim, dizemos que a **energia cinética** média das partículas é diretamente proporcional à temperatura absoluta do gás; matematicamente: $E_c = kT$.

ADILSON SECCO

Partículas de um gás em recipiente fechado. (Representação esquemática sem escala; cores-fantasia.)

- As partículas de um gás estão muito afastadas umas das outras, isto é, o espaço que elas ocupam é desprezível em face do espaço "vazio" existente no estado gasoso. Por exemplo, o **volume próprio** das moléculas de N_2 e de O_2 existentes no ar, nas condições ambientes, é cerca de 0,1% do volume ocupado pelo ar. Tal fato explica por que os gases têm densidades baixas, podem ser facilmente comprimidos e se misturam com muita facilidade. Além disso, estando muito afastadas, as partículas se atraem muito pouco, o que explica a expansão fácil dos gases e sua grande dilatação com o calor.

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

- As partículas de um gás se chocam de forma perfeitamente elástica entre si e contra as paredes do recipiente que as contém, isto é, sem perder energia cinética. Isso explica por que o movimento das partículas é perpétuo a uma dada temperatura. Além disso, é fácil compreender que a pressão exercida por um gás dentro de um recipiente resulta dos choques de suas partículas contra as paredes desse recipiente. Por exemplo, dentro do pneu de um automóvel, é o choque das moléculas de ar com as paredes do pneu que mantém o pneu cheio; e também se percebe que a mesma pressão é exercida em todas as direções.
- As moléculas não exercem força umas sobre as outras, exceto quando colidem. Entre as colisões, apresentam movimento retilíneo e uniforme. Isso equivale a desprezar as forças gravitacionais e as forças intermoleculares.

8 Gás perfeito e gás real

Gás perfeito, ou **gás ideal**, seria o gás que obedeceria, rigorosamente, às leis e fórmulas estudadas neste capítulo, em quaisquer condições de pressão e temperatura, e que também deveria encaixar-se perfeitamente no modelo descrito pela teoria cinética. Na prática tal gás não existe.

Os gases comuns, que chamaremos de **gases reais**, sempre se afastam do comportamento de um gás perfeito, principalmente a pressões muito altas e/ou temperaturas muito baixas. Nesses casos, o volume dos gases se reduz bastante, e as partículas se avizinham, passando umas a interferir no movimento das outras (interações intermoleculares). Como consequência, o comportamento dos gases passa a se afastar daquele previsto pela teoria cinética.

Desse modo, podemos concluir que um gás real se assemelha mais ao gás perfeito à medida que a pressão diminui e a temperatura aumenta; em outras palavras, **o comportamento de um gás será tanto mais perfeito quanto mais rarefeito ele estiver**.

9 Gás ou vapor?

Existe uma diferença entre os conceitos de **gás** e de **vapor**. Uma substância, no estado gasoso, é considerada **vapor** a uma dada temperatura quando, nessa temperatura, puder ser transformada em líquido **apenas** por efeito de aumento de pressão.

Assim, por exemplo, a água no estado gasoso, até a temperatura de 374 °C, pode ser transformada em líquido por ação de pressões elevadas. Dizemos, então, que a água, até 374 °C, pode ser chamada de **vapor de água**. Acima de 374 °C a água passa a ser considerada **gás**.

A temperatura em que ocorre a transição da situação de vapor para a situação de gás é chamada de **temperatura crítica** da substância. Evidentemente, a temperatura crítica varia de substância para substância. Por exemplo:

- para o NH_3: 132,5 °C;
- para o CO_2: 31,1 °C;
- para o O_2: −118,6 °C;
- para o H_2: −239,9 °C.

Questões Registre as respostas em seu caderno

a) Critique as afirmações a seguir:
- À temperatura constante, o aumento da pressão sobre um gás não causa alteração no seu volume.
- À pressão constante, o aumento de temperatura de um gás causa diminuição no seu volume.
- Mantendo-se um volume constante, o aumento da pressão exercida sobre um gás causará uma diminuição na sua temperatura.
- Segundo a Teoria Cinética dos Gases, quando duas partículas de um gás se chocam, há perda de energia cinética.
- A Teoria Cinética dos Gases considera o volume das partículas dos gases e as forças intermoleculares existentes entre elas.
- Quanto maior a pressão exercida sobre um gás, mais seu comportamento se aproximará de um gás ideal.

b) A pressão do ar dentro dos pneus de um automóvel é maior em dias mais quentes ou em dias mais frios? Por quê?

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

Exercícios básicos

Registre as respostas em seu caderno

Exercício resolvido

9. Vinte litros de gás hidrogênio foram medidos a 27 °C e 700 mmHg de pressão. Qual será o novo volume do gás, a 87 °C e 600 mmHg de pressão?

Resolução

Vamos aplicar a equação geral dos gases:

$$\frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{P_2V_2}{T_2}$$

É importante lembrar que nessa fórmula a pressão e o volume podem ser usados em quaisquer unidades; **a temperatura, contudo, será obrigatoriamente em kelvins**:

$$\frac{700 \cdot 20}{(27 + 273)} = \frac{600 \cdot V_2}{(87 + 273)} \Rightarrow \boxed{V_2 = 28 \text{ L}}$$

10. (UPF-RS) Certa massa de um gás ocupa um volume de 10 L à temperatura de 27 °C e pressão de 150 mmHg. O volume ocupado pela mesma massa do gás, à temperatura de 47 °C e 200 mmHg de pressão, será:

a) 4 L.
b) 6 L.
c) 8 L.
d) 12 L.
e) 16 L.

11. (UEM-PR) Uma certa massa de O_2 ocupa 0,02 m^3 e exerce uma pressão de 100 kPa a 27 °C. Se a pressão for aumentada para 200 kPa e a temperatura para 627 °C, o volume será:

(Dados: considere O_2 um gás ideal.)

a) 15 m^3.
b) 0,03 m^3.
c) 0,03 L.
d) 6,0 m^3.
e) 1,5 mL.

12. (Cesgranrio-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 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.
d) 1,1.
e) 1,2.

13. (PUC-RJ) Um pneu de bicicleta é calibrado a uma pressão de 4 atm em um dia frio, à temperatura de 7 °C. O volume e a quantidade de gás injetada são os mesmos. Qual será a pressão de calibração no pneu quando a temperatura atinge 37 °C?

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

14. (F. M. Pouso Alegre-MG) Ao sair de viagem, o motorista calibrou os pneus de seu veículo colocando no seu interior 2 atm de pressão, num dia quente (27 °C). Ao chegar ao destino, mediu novamente a pressão dos pneus e encontrou 2,2 atm. Considerando-se desprezível a variação do volume, a temperatura do pneu, ao final da viagem, era:

a) 660 °C.
b) 57 °C.
c) 330 °C.
d) 272 °C.
e) 26,7 °C.

Exercício resolvido

15. Reduza às condições normais de pressão e temperatura 38 L de cloro, que foram medidos a 127 °C e à pressão de 720 mmHg.

Resolução

Reduzir um gás às condições normais significa calcular o novo volume que o gás irá ocupar nas condições normais de pressão e temperatura.

$$\frac{PV}{T} = \frac{P_0V_0}{T} \Rightarrow \frac{760 \cdot 38}{(127 + 273)} = \frac{760 \cdot V_0}{273} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow \boxed{V_0 = 24{,}57 \text{ L (CNPT)}}$$

16. (F. M. Pouso Alegre-MG) Um gás ocupa um volume de 200 mL a uma pressão de 380 mmHg a uma temperatura de 27 °C. Seu volume nas condições normais de temperatura e pressão será:

a) 91,0 mL.
b) 200,0 mL.
c) 910,0 mL.
d) 20,0 mL.
e) 2,0 mL.

Exercício resolvido

17. (PUC-PR) Observe o gráfico a seguir. Nele, estão mostradas as transformações sofridas por um gás ideal quando se varia a temperatura, pressão ou volume.

ADILSON SECCO

A partir dessas infomações, pode-se afirmar que o gás evolui:

a) isobaricamente de 3 a 4.
b) isometricamente de 3 a 4.
c) isotermicamente de 2 a 3.
d) isometricamente de 4 a 2.
e) isobaricamente de 1 a 2.

Resolução

Nos gráficos de pressão (*P*) em função do volume (*V*) podemos notar que:

- as **linhas horizontais** correspondem a transformações a pressão constante (**isobáricas**);
- as **linhas verticais** correspondem a transformações a volume constante (**isométricas ou isocóricas**);
- as **curvas** (hipérboles) correspondem a transformações a temperatura constante (**isotérmicas**).

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

Portanto, nessa questão, seguindo-se o trajeto $1 \rightarrow 2 \rightarrow 3 \rightarrow 4$, concluímos que:

- de $1 \rightarrow 2$ temos um trecho isotérmico;
- de $2 \rightarrow 3$ temos um trecho isométrico;
- de $3 \rightarrow 4$ temos um trecho isobárico (que corresponde à resposta certa: **a**).

Alternativa a.

Exercício resolvido

18. (EEM-SP) De um estado inicial de 4 L, 2 atm e 300 K, um gás perfeito é submetido a uma expansão isobárica até duplicar seu volume. Em seguida, é comprimido isotermicamente até seu volume original e, finalmente, a volume constante, é resfriado até sua pressão inicial.

1. Represente as transformações num diagrama *P* em função de *V*.
2. Calcule a temperatura do gás durante a compressão isotérmica e a pressão por ele atingida ao seu final.

Resolução

1.

ADILSON SECCO

2. Do estado 1 para o estado 2 a pressão é constante (2 atm) e, então, temos:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \Rightarrow \frac{4}{300} = \frac{8}{T_2} \Rightarrow \boxed{T_2 = 600 \text{ K}}$$

Essa (600 K) é a temperatura durante a compressão isotérmica, e no seu final o próprio gráfico indica que:

$$\boxed{P_3 = 4 \text{ atm}}$$

19. (UnB-DF) Os pneus de um veículo em movimento "esquentam", melhorando sua aderência ao piso. Supondo que não haja variação no volume do ar contido no pneu, o gráfico que melhor representa a variação de pressão no seu interior, em função da temperatura absoluta, é:

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

20. (UFRGS-RS) Considere a seguinte transformação que ocorre com uma amostra gasosa de massa "*m*" apresentando comportamento de um gás ideal.

ADILSON SECCO

Estado inicial	Estado final
T_1	$T_2 = 2T_1$
P_1	$P_2 = P_1$
V_1	$V_2 = 2V_1$

O gráfico que melhor representa essa transformação é:

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

21. (UFC-CE) O gráfico abaixo ilustra o comportamento referente à variação da pressão, em função do volume, de um gás ideal, à temperatura constante:

ADILSON SECCO

Analise o gráfico e determine a alternativa correta.

a) Quando o gás é comprimido nessas condições, o produto da pressão pelo volume permanece constante.
b) Ao comprimir o gás a um volume correspondente à metade do volume inicial, a pressão diminuirá por igual fator.
c) Ao diminuir a pressão a um valor correspondente a $\frac{1}{3}$ da pressão inicial, o volume diminuirá pelo mesmo fator.
d) O volume da amostra do gás duplicará, quando a pressão final for o dobro da pressão inicial.
e) Quando a pressão aumenta por um fator correspondente ao triplo da inicial, a razão $\frac{P}{V}$ será sempre igual à temperatura.

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

Exercícios complementares

Registre as respostas em seu caderno

22. (UFU-MG) A atmosfera é composta por uma camada de gases que se situam sobre a superfície da Terra. Imediatamente acima do solo ocorre uma região da atmosfera conhecida como troposfera, na qual ocorrem as nuvens, os ventos e a chuva. Ela tem uma altura aproximada de 10 km, a temperatura no seu topo é de cerca de −50 °C e sua pressão é de 0,25 atm (Dado: 0 kelvin = −273 °C). Se um balão resistente a altas pressões, cheio com gás hélio até um volume de 10,0 L a 1,00 atm e 27,0 °C é solto, o volume desse balão, quando chegar ao topo da troposfera, será de:

a) 40,0 L.
b) 74,1 L.
c) 36,3 L.
d) 29,7 L.
e) 52,5 L.

23. (EEM-SP) Uma determinada massa gasosa, confinada em um recipiente de volume igual a 6,0 L, está submetida a uma pressão de 2,5 atm e sob temperatura de 27 °C. Quando a pressão é elevada em 0,5 atm, nota-se uma contração no volume de 1,0 L.

a) Qual a temperatura em que o gás se encontra?
b) Que tipo de transformação ocorreu?

24. (UFC-CE) O gráfico abaixo representa um processo cíclico (ciclo) a que é submetido um gás ideal. Analise-o.

ADILSON SECCO

A opção em que aparece a correspondência das etapas numeradas (1 → 2, 2 → 3 e 3 → 1), com suas respectivas denominações, é:

a) isobárica, adiabática e isotérmica.
b) isovolumétrica, isobárica e isotérmica.
c) isovolumétrica, isotérmica e isobárica.
d) isotérmica, isobárica e isovolumétrica.
e) isovolumétrica, isobárica e adiabática.

25. (UFC-CE) Considere o gráfico a seguir, representativo de um processo cíclico para um gás ideal.

ADILSON SECCO

Das afirmativas abaixo, qual é a opção correta?

a) Na etapa II ocorre uma expansão adiabática.
b) Na etapa I ocorre uma expansão isotérmica.
c) Na etapa III ocorre uma compressão isobárica.
d) Na etapa IV ocorre uma expansão isotérmica.
e) Na etapa I ocorre uma expansão isobárica.

Observação: Adiabática é a transformação em que o gás não cede nem recebe calor do meio ambiente. O gás deverá estar, portanto, em um **recipiente termicamente isolado** (por exemplo, uma garrafa térmica). Em geral, em uma transformação adiabática, o gás se aquece se for comprimido e se resfria se sofrer uma expansão (fato que é aproveitado nas geladeiras).

26. (UFG-GO) O processo contínuo da respiração consiste na expansão e contração de músculos da caixa torácica. Sendo um sistema aberto, quando a pressão intra-alveolar é menor que a atmosférica, ocorre a entrada do ar e os pulmões expandem-se. Após as trocas gasosas, a pressão intra-alveolar aumenta, ficando maior que a atmosférica. Assim, com a contração da caixa torácica, os gases são expirados. Considerando a temperatura interna do corpo humano constante e igual a 37,5 °C, o gráfico que representa os eventos descritos é:

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

27. (Uerj) As mudanças de pressão que o ar atmosférico sofre, ao entrar nos pulmões ou ao sair deles, podem ser consideradas como uma transformação isotérmica. Ao inspirar, uma pessoa sofre uma diminuição em sua pressão intrapulmonar de 0,75%, no máximo.

Considere 0,60 L de ar à pressão atmosférica de 740 mmHg.

A variação máxima de volume, em litros, sofrida por essa quantidade de ar ao ser inspirado é aproximadamente de:

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

28. (Uerj) Para um mergulhador, cada 5 m de profundidade atingida corresponde a um acréscimo de 0,5 atm na pressão exercida sobre ele. Admita que esse mergulhador não consiga respirar quando sua caixa torácica está submetida a uma pressão acima de 1,02 atm.

Para respirar ar atmosférico por um tubo, a profundidade máxima, em centímetros, que pode ser atingida pela caixa torácica desse mergulhador é igual a:

a) 40.
b) 30.
c) 20.
d) 10.

29. (Vunesp) Segundo a Lei de Charles-Gay-Lussac, mantendo-se a pressão constante, o volume ocupado por um gás aumenta proporcionalmente ao aumento da temperatura. Considerando a teoria cinética dos gases e tomando como exemplo o gás hidrogênio (H_2), é correto afirmar que esse comportamento está relacionado ao aumento:

a) do tamanho médio de cada átomo de hidrogênio (H), devido à expansão de suas camadas eletrônicas.
b) do tamanho médio das moléculas de hidrogênio (H_2), pois aumentam as distâncias de ligação.
c) do tamanho médio das moléculas de hidrogênio (H_2), pois aumentam as interações entre elas.
d) do número médio de partículas, devido à quebra das ligações entre os átomos de hidrogênio ($H_2 \rightarrow 2\ H$).
e) das distâncias médias entre as moléculas de hidrogênio (H_2) e das suas velocidades médias.

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

10 Leis volumétricas das reações químicas (leis químicas dos gases)

As **leis físicas** dos gases que vimos nas páginas 326 a 330 (Leis de Boyle-Mariotte, Gay-Lussac e Charles) se referem às **transformações físicas** sofridas pelos gases. Agora vamos considerar as chamadas **leis volumétricas**, que se referem aos **volumes** dos gases que **participam de uma reação química**. De certo modo, as leis volumétricas complementam as leis ponderais das reações — as que tratam das **massas** dos participantes de uma reação química (*vide* páginas 77 a 79).

10.1. Leis volumétricas de Gay-Lussac

No começo do século XIX, Gay-Lussac comprovou experimentalmente várias relações entre os volumes dos gases que reagem quimicamente. Essas relações foram denominadas **leis volumétricas** ou **Lei das Combinações dos Volumes Gasosos**. Atualmente elas podem ser resumidas em um único enunciado:

> Quando medidos nas mesmas condições de pressão e temperatura, os volumes dos reagentes e dos produtos gasosos formam uma **proporção constante, de números inteiros e pequenos.**

1º exemplo

Na reação entre os gases hidrogênio e cloro, foram medidos os seguintes volumes:

Hidrogênio	+	Cloro	⟶	Gás clorídrico	
15 L	+	15 L	⟶	30 L	(*P*, *T* constantes)

Ora, simplificando esses números, temos **1 : 1 : 2**, que é uma **proporção de números inteiros e pequenos**.

2º exemplo

Na reação entre os gases hidrogênio e oxigênio, medimos:

Hidrogênio	+	Oxigênio	⟶	Água	
6 m^3	+	3 m^3	⟶	6 m^3 vapor de água	(*P*, *T* constantes)

Simplificando a proporção 6 : 3 : 6, temos **2 : 1 : 2**, que é, mais uma vez, uma sequência de números inteiros e pequenos. Note que essa lei não pode ser aplicada à agua no estado líquido, pois a lei aplica-se exclusivamente às substâncias no estado gasoso.

É interessante notar que, nesse exemplo, os 9 m^3 iniciais (3 + 6 = 9) produzirão apenas 6 m^3 finais. Dizemos então que houve, durante a reação, uma **contração de volume** de 9 m^3 para 6 m^3, ou de 3 : 2, ou, ainda, de $\frac{1}{3}$ do volume inicial.

10.2. Hipótese ou Lei de Avogadro

Essa lei nos diz que:

> Volumes iguais de gases quaisquer, quando medidos à mesma pressão e temperatura, encerram o mesmo número de moléculas.

Amedeo Avogadro

Nasceu em Turim, Itália, em 1776, e faleceu na mesma cidade, em 1856. Sua hipótese não foi entendida, quando ele a enunciou em 1811. Somente em 1860, o químico italiano Stanislao Cannizzaro (1826-1910) conseguiu mostrar a importância dessa hipótese.

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

Uma visão esquemática dessa lei:

x moléculas de H_2 — *x* moléculas de CO_2 — *x* moléculas de CH_4

ADILSON SECCO

Volumes iguais de gases diferentes, colocados em condições idênticas de pressão e temperatura, encerram sempre o mesmo número de moléculas. Note, neste caso, que *x* = 5. (Representações esquemáticas sem escala; cores-fantasia.)

Pode parecer estranho o fato de caberem, em um mesmo volume, o mesmo número de moléculas, já que existem moléculas maiores e outras menores. No entanto, lembre-se de que, no estado gasoso, a distância entre as moléculas é tão grande que podemos desprezar o tamanho (maior ou menor) das próprias moléculas (*vide* Teoria Cinética, à página 331). Fazendo-se uma comparação grosseira, seria o mesmo que trocarmos 100 pardais por 100 urubus dentro de um espaço como o Maracanãzinho – em termos de ocupação do espaço, não haveria diferença significativa.

Essa lei explica facilmente a **contração de volume** que ocorre, por exemplo, na reação de formação do vapor de água, mencionada no 2º exemplo do item anterior, na qual temos:

$$\underbrace{\textbf{2}\text{ volumes de gás hidrogênio} + \textbf{1}\text{ volume de gás oxigênio}}_{\textbf{3}\text{ volumes iniciais}} \longrightarrow \underbrace{\textbf{2}\text{ volumes de vapor de água}}_{\textbf{2}\text{ volumes finais}}$$

De fato, esquematicamente temos a seguinte situação:

2 volumes de gás hidrogênio com 3 moléculas cada um, ou seja, 6 moléculas ao todo.

1 volume de gás oxigênio com 3 moléculas ao todo.

2 volumes de vapor de água com 3 moléculas cada um, ou seja, 6 moléculas ao todo.

3 volumes iniciais — **2** volumes finais

ADILSON SECCO

(Representações esquemáticas sem escala; cores-fantasia.)

É importante notar, no esquema anterior, que a proporção dos volumes (2 : 1 : 2) acompanha a proporção dos números totais de moléculas (6 : 3 : 6).

Generalizando, podemos dizer que, nas reações entre gases, se os volumes forem medidos nas mesmas condições de pressão e temperatura, notaremos que:

- quando os números totais de moléculas são iguais, antes e depois da reação, o volume gasoso total não varia durante a reação;
- se, porém, o número total de moléculas aumentar ou diminuir durante a reação, o volume gasoso total irá, também, aumentar ou diminuir na mesma proporção; desse modo, são explicadas as contrações de volume mencionadas no item anterior.

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

UM POUCO DE HISTÓRIA

Como já vimos, o início de 1800 (século XIX) foi muito importante para o desenvolvimento da Química, pois nessa época surgiram as leis ponderais de Lavoisier e Proust e a Teoria Atômica de Dalton. Essas leis confirmaram, experimentalmente, a existência dos átomos.

Quase na mesma época (1811), Amedeo Avogadro enunciou a hipótese que passou a ser conhecida como Lei de Avogadro. Essa lei explicou as leis volumétricas de Gay-Lussac, introduzindo a ideia de moléculas de substâncias simples (H_2, N_2, O_2, O_3 etc.), que não era prevista na Teoria Atômica de Dalton.

Desse modo, a Lei de Avogadro melhorou extraordinariamente a interpretação das reações químicas. Podemos dizer que daí surgiu a Teoria Atômico-Molecular clássica.

Infelizmente, a ideia de Avogadro só foi bem entendida e aceita a partir de 1860, pelo empenho de outro químico: Stanislao Cannizzaro.

Questões

Registre as respostas em seu caderno

a) Explique por que é possível colocar, em um mesmo volume, o mesmo número de moléculas de qualquer substância no estado gasoso, ainda que essas moléculas possuam tamanhos muito diferentes.

b) Observe o segundo esquema apresentado à página 337 e diga se o fato de 2 volumes de gás hidrogênio reagirem com 1 volume de gás oxigênio formando 2 volumes de vapor de água contradiz a Lei da Conservação da Massa estudada no capítulo 3. Por quê?

c) Como se explica a contração de volume que ocorreu no exemplo citado na questão anterior?

d) Como é possível prever se haverá variação do volume considerando produtos e reagentes gasosos numa reação química?

Exercícios básicos

Registre as respostas em seu caderno

Exercício resolvido

30. Verifique se obedecem às Leis Volumétricas de Gay-Lussac os seguintes volumes que participam de uma reação química e que foram medidos em condições idênticas de pressão e de temperatura:

1,36 L de N_2 + 4,08 L de H_2 ⟶ 2,72 L de NH_3

Resolução

Dada a proporção 1,36 : 4,08 : 2,72, vamos dividir todos os valores pelo menor deles (1,36) e teremos $\boxed{1:3:2}$.

Como essa proporção é de números inteiros e pequenos, estão comprovadas as leis volumétricas de Gay-Lussac.

31. Verifica-se, experimentalmente, que 32 mL de gás metano queimam ao reagir com 64 mL de oxigênio, produzindo, em consequência, 32 mL de gás carbônico e 64 mL de vapor de água. Esses dados comprovam as Leis Volumétricas de Gay-Lussac?

32. (Faesa-ES) Considerando a reação $2\,NO + O_2 \longrightarrow 2\,NO_2$, efetuada a pressão e temperatura constantes, podemos afirmar que, durante a reação, permanecem constantes:

a) a massa e o volume totais do sistema.
b) a massa total e o número total de moléculas.
c) a massa total e o número total de átomos.
d) o volume total e o número total de moléculas.
e) o volume total e o número total de átomos.

Exercício resolvido

33. Dada a equação química:

$N_2 + 3\,H_2 \longrightarrow 2\,NH_3$, pedem-se:

a) a proporção volumétrica;
b) o volume de NH_3 obtido a partir de 25 L de N_2, supondo ambos nas mesmas condições de pressão e temperatura.

Resolução

a) A proporção volumétrica é $\boxed{1:3:2}$, pois coincide com a proporção dos coeficientes da equação.

b) Da equação dada, tiramos:

1 volume de N_2	———	2 volumes de NH_3
25 L de N_2	———	x

$\boxed{x = 50 \text{ L de } NH_3}$

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

34. Dada a equação:

$$2\ C\ell_2O_5 \longrightarrow 2\ C\ell_2 + 5\ O_2,$$

pedem-se:

a) a proporção volumétrica;
b) o volume do oxigênio obtido a partir de 12 L de $C\ell_2O_5$, ambos a *P* e *T* constantes.

35. 2 litros de oxigênio (O_2) transformados em ozônio (O_3), sob pressão e temperatura constantes, produzirão, aproximadamente:

a) 1,0 L.
b) 1,3 L.
c) 1,5 L.
d) 2,0 L.
e) 3,0 L.

36. (UMC-SP) Se uma amostra contém 100 moléculas de gás hidrogênio, para que haja a reação química:

$2\ H_2 + O_2 \longrightarrow 2\ H_2O$, quantas moléculas de oxigênio são necessárias e quantas moléculas de água são produzidas?

37. (Ufes) Num sistema a uma determinada pressão e temperatura, dois gases, *A* e *B*, inodoros e incolores, reagem entre si na proporção de 1 volume de *A* para 3 volumes de *B*, gerando 2 volumes de um gás irritante, *C*.
Quando 3 volumes do gás *A* e 6 volumes do gás *B* forem submetidos às mesmas condições, o volume final do sistema será:

a) 2 volumes.
b) 3 volumes.
c) 5 volumes.
d) 8 volumes.
e) 9 volumes.

Exercícios complementares

Registre as respostas em seu caderno

38. (Unicamp-SP) O princípio de Avogadro estabelece que: "gases quaisquer, ocupando o mesmo volume, nas mesmas condições de temperatura e pressão, contêm o mesmo número de moléculas". Considere volumes iguais de CO, CO_2, C_2H_4 e H_2, todos à mesma temperatura e pressão. Pergunta-se: onde há maior número de átomos de:

a) oxigênio?
b) carbono?
c) hidrogênio?

Justifique suas respostas.

39. (Fuvest-SP)

I. $2\ NO + O_2 \longrightarrow 2\ NO_2$
II. $CO + O_3 \longrightarrow CO_2 + O_2$
III. $N_2 + O_2 \longrightarrow 2\ NO$
IV. $SO_2 + \frac{1}{2} O_2 \longrightarrow SO_3$

Estão representadas acima quatro reações em fase gasosa. Quais delas causam variação de pressão quando efetuadas em recipientes fechados?

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

40. (Fuvest-SP) Em um artigo publicado em 1808, Gay-Lussac relatou que dois volumes de hidrogênio reagem com um volume de oxigênio, produzindo dois volumes de vapor de água (volumes medidos nas mesmas condições de pressão e temperatura).

Em outro artigo, publicado em 1811, Avogadro afirmou que volumes iguais, de quaisquer gases, sob as mesmas condições de pressão e temperatura, contêm o mesmo número de moléculas.

Dentre as representações a seguir, a que está de acordo com o exposto e com as fórmulas moleculares atuais do hidrogênio e do oxigênio é:

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

41. (PUC-PR) Aplicando a Lei de Gay-Lussac, das combinações em volume, qual a contração em volume experimentada na reação abaixo, mantendo-se constantes as condições de pressão e temperatura para os reagentes e produtos, todos gasosos?

$$N_2 + 3\ H_2 \longrightarrow 2\ NH_3$$

a) 100%
b) 60%
c) 50%
d) 30%
e) 20%

42. (UFS-SE) Em uma experiência, verificou-se que a decomposição de 2 L do composto $AsC\ell_x$, gasoso, produziu As sólido e 3 L de $C\ell_2$ gasoso. Qual o valor de *x*? (Dados: os volumes gasosos foram medidos nas mesmas condições de *P* e *T*.)

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

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

11 Volume molar

De um modo muito amplo, chama-se **volume molar** o volume ocupado por **1 mol** de uma substância qualquer, em determinadas condições de pressão e de temperatura.

É interessante notar, porém, que o volume ocupado por 1 mol de um sólido ou de um líquido varia muito de uma substância para outra. No entanto, o volume ocupado por **1 mol** de **qualquer gás é sempre o mesmo**, em determinadas condições de pressão e temperatura. É fácil entender esse fato, pois:

se 1 mol de gás (a *P* e *T* constantes) → contém sempre o mesmo número de partículas
e se o mesmo número de partículas → corresponde a volumes iguais (a *P* e *T* constantes)

a conclusão será de que:

1 mol de gás ocupa sempre volumes iguais (a *P* e *T* constantes) chamados de **volume molar**.

Daí vem a definição:

> **Volume molar** (V_M) dos gases é o volume ocupado por **1 mol** de qualquer gás, em determinada pressão e temperatura.

O volume molar independe da natureza do gás, mas varia com a pressão e a temperatura.

Verifica-se experimentalmente que, nas **condições normais de pressão e temperatura** (CNPT), o volume molar é **22,4 L/mol**:

$$V_M = 22{,}4 \text{ L/mol (CNPT)}$$

É interessante imaginar que **1 mol** de qualquer gás (1 mol H_2 = 2 g, 1 mol O_2 = 32 g, 1 mol CO_2 = 44 g, etc.) ocupa sempre o **mesmo volume**, a 0 °C e 1 atm de pressão, que corresponde a:

ADILSON SECCO

Outra comparação seria dizer que esse volume corresponde ao de um cubo com aresta aproximadamente igual a 28,19 cm.

ADILSON SECCO

Para calcular o volume molar em qualquer outra condição de pressão e temperatura, bastará aplicar a equação geral dos gases. Por exemplo: qual é o volume molar a 700 mmHg e 27 °C?

$$\frac{PV}{T} = \frac{P_0V_0}{T_0} \Rightarrow \frac{700 \cdot V}{300} = \frac{760 \cdot 22{,}4}{273} \Rightarrow V = 26{,}7 \text{ L/mol}$$

O usual, no entanto, é falarmos no **volume molar nas condições normais** – tanto que alguns autores chamam de volume molar apenas o volume de 22,4 L, que só se aplica a 0 °C e 760 mmHg.

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

Com o conhecimento do volume molar dos gases, podemos perceber como é enorme a diferença de volume de uma mesma quantidade de uma substância, conforme ela esteja no estado sólido, no líquido ou no gasoso. Por exemplo, nas CNPT, 1 mol (isto é, 18 g) de água ocupa praticamente: 18 mL no estado sólido; 18 mL no estado líquido; e 22.400 mL no estado gasoso. Note que este último é um volume cerca de 1.245 vezes maior que os dois primeiros.

É por isso que nunca devemos aquecer sólidos ou líquidos em recipientes fechados; a passagem brusca da substância para o estado gasoso pode significar uma explosão violenta.

12 Equação de Clapeyron

Foi visto na página 331 que, para uma **massa constante** de um **mesmo gás**, vale sempre a relação:

$$\frac{PV}{T} = nR = \text{constante}$$

Isso significa que, por mais que variem o volume (V), a pressão (P) e a temperatura absoluta (T), a fração $\frac{PV}{T}$ **permanece constante**. Matematicamente, essa ideia pode também ser traduzida assim:

$$\frac{PV}{T} = \frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{P_2V_2}{T_2} = \frac{P_3V_3}{T_3} = ... = \frac{P_0V_0}{T_0} = nR = \text{constante}$$

Vamos então calcular o valor dessa constante, supondo que tivéssemos 1 mol de gás nas condições normais de pressão (P_0 = 1 atm) e temperatura (T_0 = 273 K). Já sabemos que **1 mol de qualquer gás**, nessas condições, ocupa o **volume molar** (**V_0 = 22,4 litros/mol**). Consequentemente, teremos:

$$\frac{P_0V_0}{T_0} = \frac{1 \text{ atm} \cdot 22{,}4 \text{ L/mol}}{273 \text{ K}} \Rightarrow R = 0{,}082 \ \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

Esse valor (0,082) é **constante para 1 mol de qualquer gás, em quaisquer pressão e temperatura** (relembre que, se P e T variarem, V irá também variar, mas $\frac{PV}{T}$ permanecerá constante). Por esse motivo, o valor 0,082 recebeu o nome de **constante universal dos gases perfeitos**, sendo representado habitualmente pela letra ***R***.

Generalizando, diremos que:

se para 1 mol de gás temos $\frac{PV}{T} = R$, então:

- para 2 mols de gás teremos $\frac{PV}{T} = 2R$;
- para 3 mols de gás teremos $\frac{PV}{T} = 3R$;
- para n mols de gás teremos $\frac{PV}{T} = nR$.

Dessa última expressão concluímos que:

$$PV = nRT$$

Benoit Pierre Émile Clapeyron

Cientista francês, nasceu em Paris, em 1799, e faleceu na mesma cidade, em 1864. Projetou e dirigiu a construção de várias ferrovias. Contribuiu muito para o desenvolvimento da Termodinâmica, tendo complementado os trabalhos de Carnot sobre os fatores envolvidos na produção da energia mecânica pelo calor.

Essa equação é conhecida como **equação de Clapeyron** ou **equação geral dos gases** ou, ainda, **equação de estado dos gases** e, evidentemente, só se aplica aos **gases perfeitos**.

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

Tendo em vista que: $n = \frac{m}{M}$

podemos também escrevê-la assim: $PV = \frac{m}{M} RT$

Nessas expressões, temos:

P = pressão do gás;

V = volume do gás;

n = quantidade do gás, em mols;

m = massa do gás, em gramas;

M = massa molar do gás;

R = constante universal dos gases perfeitos;

T = temperatura do gás, medida na **escala absoluta** ou **Kelvin**.

É muito importante, no entanto, observarmos o seguinte: quando calculamos R, encontramos o valor 0,082 **usando a pressão em atmosferas e o volume em litros**. Se adotarmos outras unidades para P e V, é evidente que R assumirá valores diferentes; de fato, vamos repetir o cálculo da página anterior, **sempre considerando 1 mol de gás**:

$$\frac{P_0V_0}{T_0} = \frac{1 \text{ atm} \cdot 22{,}4 \text{ L}}{273 \text{ K}} \Rightarrow R = 0{,}082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

$$\frac{P_0V_0}{T_0} = \frac{760 \text{ mmHg} \cdot 22{,}4 \text{ L}}{273 \text{ K}} \Rightarrow R = 62{,}3 \frac{\text{mmHg} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

$$\frac{P_0V_0}{T_0} = \frac{760 \text{ mmHg} \cdot 22.400 \text{ mL}}{273 \text{ K}} \Rightarrow R = 62.300 \frac{\text{mmHg} \cdot \text{mL}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

No Sistema Internacional de Unidades (SI), isto é, com a pressão em **pascals** (Pa) e o volume em **metros cúbicos** (m^3), teremos:

$$\frac{P_0V_0}{T_0} = \frac{101.325 \text{ Pa} \cdot 0{,}0224 \text{ m}^3}{273 \text{ K}} \Rightarrow R = 8{,}314 \frac{\text{Pa} \cdot \text{m}^3}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

Note que ***R* é constante mesmo quando se troca o gás, mas seu valor numérico muda, sem dúvida, de acordo com cada unidade**.

É evidente que iremos usar este ou aquele valor numérico de R, dependendo das unidades utilizadas no problema que iremos resolver; se a pressão for dada em **atmosferas** e o volume em **litros**, usamos $R = 0{,}082$; se a pressão for dada em **milímetros de mercúrio** e o volume em **litros**, usamos $R = 62{,}3$; e assim por diante.

A equação de Clapeyron é a equação mais completa que existe para os gases perfeitos. Ela, sozinha, substitui todas as fórmulas vistas até agora; além disso, essa equação representa o melhor caminho para se transformar **massa** em **volume gasoso**, ou vice-versa.

Por exemplo: qual é o volume ocupado por 48 g de metano (CH_4) a 27 °C e 1,64 atm? (Massas atômicas: H = 1; C = 12.)

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

Resolução:

$$PV = \frac{m}{M}RT \Rightarrow 1{,}64 \cdot V = \frac{48}{16} \cdot 0{,}082 \cdot 300 \Rightarrow \boxed{V = 45\ \text{L}}$$

Note que utilizamos $R = 0{,}082$, uma vez que a pressão foi dada em **atmosferas**; em consequência, o volume final resultou em **litros**. Enfim, o principal cuidado na utilização da equação de Clapeyron é ter **todas as grandezas em unidades concordantes com as unidades de *R***.

Questões

Registre as respostas em seu caderno

Critique as afirmações a seguir:

a) O volume molar de qualquer gás será de 22,4 L/mol, independentemente das condições de pressão e temperatura em que o gás se encontra.

b) A fração $\frac{PV}{T}$ é constante mesmo quando a massa do gás estudado varia.

c) A constante universal dos gases perfeitos tem um valor que independe das unidades de medida adotadas para volume, temperatura e pressão dos gases.

Exercícios básicos

Registre as respostas em seu caderno

Observação: Utilize as massas atômicas que forem necessárias, bem como os valores do volume molar e da constante *R*.

Exercício resolvido

43. Qual é o volume ocupado por 19 g de flúor (F_2) a 27 °C e 1,64 atm?

1ª resolução

A massa atômica do elemento flúor é 19 u. Portanto, a massa molar do F_2 é: $2 \cdot 19\ \text{g} = 38\ \text{g}$. Aplicando a equação de Clapeyron, temos:

$$PV = \frac{m}{M}RT \Rightarrow 1{,}64 \cdot V = \frac{19}{38} \cdot 0{,}082 \cdot (273 + 27)$$

Assim sendo, calculamos: $\boxed{V = 7{,}5\ \text{litros}}$

2ª resolução

Cálculo do volume do flúor nas CNPT:

$$\left.\begin{array}{rcl} 1\ \text{mol de } F_2 = 38\ \text{g} & \text{———} & 22{,}4\ \text{L (CNPT)} \\ 19\ \text{g} & \text{———} & V_0 \end{array}\right\}$$

$$V_0 = 11{,}2\ \text{L de } F_2\ \text{(CNPT)}$$

Transformação do volume para as condições pedidas no problema:

$$\frac{P_0V_0}{T_0} = \frac{PV}{T} \Rightarrow \frac{1 \cdot 11{,}2}{273} = \frac{1{,}64 \cdot V}{(273 + 27)} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow \boxed{V = 7{,}5\ \text{litros}}$$

Conclusão: em quase todos os problemas deste tipo, há dois caminhos de resolução — aplica-se diretamente a equação de Clapeyron ou usa-se o volume molar e a relação $\frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{P_2V_2}{T_2}$. O segundo caminho tem vantagem quando o volume do gás é dado (ou pedido) nas mesmas condições de pressão e temperatura em que se encontra o volume molar.

44. (FEI-SP) Nas condições normais de pressão e temperatura (CNPT), o volume ocupado por 10 g de monóxido de carbono (CO) é de:

(Dados: C = 12 u, O = 16 u e volume molar = 22,4 L.)

a) 6,0 L.
b) 8,0 L.
c) 9,0 L.
d) 10 L.
e) 12 L.

45. (Mackenzie-SP) Nas CNPT, um mol de dióxido de nitrogênio (NO_2) ocupa 22,4 litros (massas molares, em g/mol: N = 14; O = 16). O volume ocupado por 322 g de NO_2, nas mesmas condições, é igual a:

a) 156,8 litros.
b) 268,8 litros.
c) 14,37 litros.
d) 0,069 litro.
e) 163,9 litros.

46. (UCSal-BA) Que volume ocupam 100 mols de oxigênio nas condições ambiente de temperatura e pressão? (Volume molar de gás nas condições ambiente de temperatura e pressão = 25 L/mol.)

a) 0,25 L
b) 2,5 L
c) $2{,}5 \cdot 10^2$ L
d) $2{,}5 \cdot 10^3$ L
e) $2{,}5 \cdot 10^4$ L

47. (UPF-RS) O volume de um balão, utilizado em propaganda, contendo 48,0 g de gás hélio, num dia de sol com temperatura de 27 °C, sendo a pressão do balão de 2,50 atm, é, em litros (Dados: $R = 0{,}082\ \text{atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$; massa molar do He = $4{,}0\ \text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$):

a) 10.
b) 112.
c) 122.
d) 118.
e) 12.

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

Exercício resolvido

48. Qual é a temperatura de um gás, sabendo-se que 2,5 mols desse gás ocupam o volume de 50 L à pressão de 1.246 mmHg na referida temperatura?

Resolução

Usando $R = 62,3$, já que a pressão está em **mmHg** e o volume em **litros**, temos:

$$PV = nRT \Rightarrow T = \frac{PV}{nR} = \frac{1.246 \cdot 50}{2,5 \cdot 62,3} \Rightarrow T = 400 \text{ K}$$

$$T = t + 273 \Rightarrow t(°C) = 400 - 273 \Rightarrow$$

$$\Rightarrow \boxed{t = 127 \text{ °C}}$$

49. (FMIt-MG) 8,2 litros de um gás estão submetidos a uma pressão de 5 atm, e do mesmo utilizou-se 0,8 mol.

Considerando $R = 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$, calcular sua temperatura.

a) 256 °C
b) 625 °C
c) 352 °C
d) 425 °C
e) 532 °C

50. (UCSal-BA) À temperatura de 25 °C, um cilindro de aço com volume disponível de 24,5 L contém 5,0 mols de dióxido de carbono. Que pressão interna esse cilindro está suportando? (Dados: volume molar de gás a 1,0 atm e 25 °C igual a 24,5 L/mol.)

a) 1,0 atm
b) 5,0 atm
c) 10 atm
d) 15 atm
e) 20 atm

51. (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. $\left(\text{Constante universal dos gases: } R = 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}.\right)$ 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:

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

52. (UFPE) No comércio se encontra o oxigênio, comprimido à pressão de 130 atm, em cilindros de aço de 40 L. Quantos quilogramas de oxigênio existem no cilindro? (Peso atômico do oxigênio = 16; temperatura ambiente = 25 °C.)

a) 5,2
b) 2,1
c) 19,7
d) 6,8
e) 3,4

Exercício resolvido

53. (UFRN) Uma amostra de uma substância pesando 0,08 g desloca 30 cm^3 de ar, medidos a 27 °C e pressão de 720 mmHg.

Determine a massa molecular da substância.

$\left(\text{Dado: } R = 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}.\right)$

Resolução

Em certos aparelhos de laboratório, mede-se o volume de um gás pelo "deslocamento" de ar que ele produz. Nesta questão, os "30 cm^3 de ar" deslocados correspondem ao próprio volume do gás em estudo. Pela equação de Clapeyron, temos:

$$PV = \frac{m}{M}RT \Rightarrow \left(\frac{720}{760}\right) \cdot \left(\frac{30}{1.000}\right) =$$

$$= \frac{0,08}{M} \cdot 0,082 \cdot (273 + 27)$$

Assim, $M = 69,24$ g/mol; portanto, a massa molecular é igual a $\boxed{69,24 \text{ u}}$.

Veja que dividimos 720 por 760 para converter a pressão para **atm** e dividimos 30 por 1.000 para converter o volume para **litros**, em respeito às unidades de R.

54. (Cesgranrio-RJ) Um estudante coletou 0,16 g de um determinado gás, a 300 K, em um recipiente de 150 mL, e verificou que a pressão do gás era de 0,164 atm. (Nota: considere o gás ideal.) A partir desses dados, pode-se afirmar que a massa molecular desse gás é:

a) 2.
b) 8.
c) 16.
d) 32.
e) 160.

Exercício resolvido

55. Qual é o número de moléculas existentes em 5,6 L de um gás qualquer, medido nas condições normais de pressão e temperatura?

Resolução

Podemos estabelecer a seguinte regra de três:

1 mol ocupa 22,4 L (CNPT)	———	$6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas
5,6 L (CNPT)	———	x

$$\boxed{x \simeq 1,5 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}$$

56. Calcule o volume (em mL) ocupado por $3,01 \cdot 10^{21}$ moléculas de gás amônia (NH_3) nas CNPT.

57. (UFRGS-RS) Dois recipientes idênticos, mantidos na mesma temperatura, contêm o mesmo número de moléculas gasosas. Um dos recipientes contém hidrogênio, enquanto o outro contém hélio. Qual das afirmações abaixo está correta?

a) A massa de gás em ambos os recipientes é idêntica.
b) A pressão é a mesma nos dois recipientes.
c) Ambos os recipientes contêm o mesmo número de átomos.
d) A massa gasosa no recipiente que contém hidrogênio é o dobro da massa gasosa no recipiente que contém hélio.
e) A pressão no recipiente que contém hélio é o dobro da pressão no recipiente que contém hidrogênio.

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

Exercício resolvido

58. (UMC-SP) Calcule em que temperatura (em °C) $3{,}69 \cdot 10^{20}$ moléculas de metano (1 mol = 16,0 g) exercem a pressão de 570 mmHg, quando ocupam o volume de 20,0 mL.

$\left(\text{Dados: } R = 62{,}4\ \dfrac{\text{mmHg} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}};\ \text{e } N_A = 6.02 \cdot 10^{23}.\right)$

Resolução

Cálculo do volume ocupado, nas CNPT, pelo número de moléculas dado no problema:

$6{,}02 \cdot 10^{23}$ moléculas _____ 1 mol ocupa 22.400 mL (CNPT)

$3{,}69 \cdot 10^{20}$ moléculas _____ V_0

$$\boxed{V_0 = 13{,}73 \text{ mL (CNPT)}}$$

Cálculo da temperatura pedida:

$$\frac{P_0V_0}{T_0} = \frac{PV}{T} \Rightarrow \frac{760 \cdot 13{,}73}{273} = \frac{570 \cdot 20}{T} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow T \simeq 298 \text{ K}$$

Portanto: $t = 298 - 273 \Rightarrow \boxed{t = 25\ °\text{C}}$

59. (UFRGS-RS) Há legislações que determinam que seja estabelecido um "nível de emergência" quando a concentração de monóxido de carbono atinja o valor de $4{,}6 \cdot 10^4$ μg de CO por metro cúbico de ar. Ao se estabelecer o "nível de emergência", o número de moléculas presente em cada metro cúbico de ar é, aproximadamente:

a) 10^4. b) 10^{12}. c) 10^{17}. d) 10^{21}. e) 10^{23}.

Exercício resolvido

60. Dois recipientes contêm, respectivamente, 0,5 mol de metano e 1,5 mol de monóxido de carbono. Sabe-se que esses gases estão submetidos à mesma temperatura e pressão. Se o volume do metano é 9 L, qual é o volume do monóxido de carbono?

Resolução

São muito comuns os problemas que comparam dois recipientes ou dois gases ou dois estados, enfim, duas situações diferentes. Esses problemas do "tipo comparativo" podem, em geral, ser resolvidos escrevendo-se a **equação de Clapeyron duas vezes**, uma para cada situação e, a seguir, dividindo-se uma equação pela outra, para efetuar o cancelamento dos valores iguais. No caso presente, temos:

- para o metano: $PV_1 = n_1RT$
- para o monóxido de carbono: $PV_2 = n_2RT$

(não colocamos índices em P, R e T, pois são iguais para os dois gases)

Dividindo membro a membro, temos:

$$\frac{\cancel{P}V_1}{\cancel{P}V_2} = \frac{n_1\cancel{RT}}{n_2\cancel{RT}} \quad \text{ou} \quad \frac{V_1}{V_2} = \frac{n_1}{n_2}$$

Substituindo: $\dfrac{9}{V_2} = \dfrac{0{,}5}{1{,}5} \Rightarrow \boxed{V_2 = 27 \text{ L}}$

61. (FEI-SP) A uma dada temperatura e pressão, um balão contém 42 g de nitrogênio. Depois de completamente esvaziado, introduz-se no mesmo balão, à mesma temperatura, uma certa quantidade de etileno (C_2H_4), de maneira a obter a mesma pressão anterior. (Dados: N = 14; C = 12; H = 1.) Qual a quantidade de etileno introduzida?

a) 22,4 g b) 28 g c) 42 g d) 56 g e) 84 g

62. (FGV-SP) Dois gases ideais ocupam os balões *A* e *B*. Conhecendo-se as relações:

$$V_A = 2V_B$$
$$p_A = 2p_B$$
$$5T_A = T_B$$

e sabendo que o número de mols de *B* é igual a 20, concluímos que o número de mols de *A* é:

a) 400. b) 40. c) 0,0025. d) 1. e) 0,025.

63. (Faap-SP) Com o objetivo de determinar a massa molecular de um gás *A*, um pesquisador introduziu em um recipiente de volume *V*, que se encontrava inicialmente vazio, 15,0 g do referido gás e observou o surgimento de uma pressão *P*, sob a temperatura *T*. A seguir, utilizando outro recipiente de volume igual ao do primeiro, verificou que era necessário introduzir a massa de 1,0 g de H_2 para que, na mesma temperatura, fosse gerada a mesma pressão observada no primeiro recipiente. Calcule a massa molecular do gás em estudo. (Dado: H = 1.)

64. (PUC-SP) Para a realização de um experimento, será necessário encher de gás um balão de 16,4 L que a 127 °C suporta a pressão máxima de 2,0 atm. Nessas condições, a quantidade mais adequada para encher o balão é:

a) 10 g de hidrogênio (H_2).
b) 24 g de metano (CH_4).
c) 45 g de etano (C_2H_6).
d) 64 g de dióxido de enxofre (SO_2).
e) 78 g de acetileno (C_2H_2).

Exercício resolvido

65. Dois recipientes de mesmo volume estão abertos e possuem, respectivamente, 2,5 mols de O_2 e 4 mols de CO_2. Se a temperatura do O_2 é de 47 °C, qual é a temperatura do CO_2?

Resolução

Quando se fala em recipiente aberto, significa que a pressão exercida sobre o gás é a pressão externa. Conclui-se, portanto, que a pressão é a mesma nos dois recipientes. Temos, então:

- para o O_2: $PV = n_1RT_1$
- para o CO_2: $PV = n_2RT_2$

(não colocamos índices em P, V e R, por serem iguais para os dois gases)

Dividindo membro a membro, temos:

$$\frac{\cancel{PV}}{\cancel{PV}} = \frac{n_1\cancel{R}T_1}{n_2\cancel{R}T_2} \quad \text{ou} \quad n_1T_1 = n_2T_2$$

Substituindo: $2{,}5 \cdot 320 = 4T_2 \Rightarrow T_2 = 200$ K

$$t_2 = 200 - 273 \Rightarrow \boxed{t_2 = -73\ °\text{C}}$$

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

66. A pressão barométrica num local é de 0,8 atm. São recolhidos, em um tubo fechado, 4 g de um gás. Verifica-se que a pressão interna é de 3,2 atm. Se abrirmos o tubo na mesma temperatura, qual a massa de gás que se perderá?

67. (UnB-DF) A temperatura a que devemos aquecer uma caldeira aberta, com capacidade de 50 litros, para que saia metade da massa de ar nela contida a 27 °C é:

a) 54 °C.
b) 227 °C.
c) 327 °C.
d) 600 °C.
e) 627 °C.

Exercícios complementares

Registre as respostas em seu caderno

68. (UFRGS-RS) Um extintor de incêndio contém 4,4 kg de CO_2. O volume máximo de gás que é 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) 2.460.

69. (Unifor-CE) A 25 °C e 1 atm, verifica-se que 0,2 mol de gás carbônico ocupa 4,90 L. Nessas condições, qual o volume molar do gás?

a) 4,90 L
b) 9,80 L
c) 11,2 L
d) 22,4 L
e) 24,5 L

70. (Ceeteps-SP) 22 g de um certo gás ocupam, nas mesmas condições de temperatura e pressão, volume igual ao ocupado por 14 g de N_2.

Considere as seguintes substâncias gasosas e suas respectivas massas molares (*M*):

Substância	CO	N_2	NO	CO_2	C_2H_6	C_3H_8
M (g/mol)	28	28	30	44	30	44

O gás em questão pode ser:

a) CO_2 ou C_3H_8.
b) C_2H_6 ou C_3H_8.
c) CO ou CO_2.
d) NO ou C_2H_6.
e) apenas CO.

71. (Mackenzie-SP) 355 g de um certo gás X_n ocupam 112,0 L medidos nas CNPT. Se o peso atômico de *X* é 35,5 u, então o gás tem fórmula molecular:

a) X_{10}.
b) X_8.
c) X_4.
d) X_3.
e) X_2.

72. (PUC-PR) O número de átomos de oxigênio existentes em 1 mol de ozônio (O_3) à temperatura de 298 K e 1,2 atm de pressão é:

a) $3,2 \cdot 10^{25}$.
b) $2,24 \cdot 10^{19}$.
c) $1,8 \cdot 10^{24}$.
d) $3,2 \cdot 10^{26}$.
e) $1,2 \cdot 10^{23}$.

73. (EEM-SP) Um balão contém 1,6 g de metano (CH_4) em determinadas pressão e temperatura. Qual será a massa de hidrazina (N_2H_4) a ser posta no mesmo balão, para, na mesma temperatura, se ter a mesma pressão? (Dados: H = 1; C = 12; N = 14.)

74. (UFU-MG) Em condições idênticas de pressão e temperatura, isolam-se as seguintes amostras gasosas:

I. 10 L de xenônio;
II. 20 L de cloro;
III. 30 L de butano (C_4H_{10});
IV. 40 L de dióxido de carbono;
V. 50 L de neônio.

A amostra com maior massa, expressa em gramas, é a:

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

75. (Cesgranrio-RJ) Os dois balões a seguir representados contêm a mesma substância pura na fase gasosa e estão sob a mesma pressão.

ADILSON SECCO

$V_I = 1$ L
$t_I = 27$ °C

$V_{II} = 4$ L
$t_{II} = ?$ K

Qual a temperatura em kelvin no balão II, se ele contém o triplo da massa de gás contida no balão I?

a) 36
b) 127
c) 300
d) 309
e) 400

76. (UFV-MG) Qual é a opção que pode representar a variação da pressão (*P*) como função do número de mol (*n*) de um gás ideal mantendo o volume e a temperatura constantes?

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

77. (Uerj) No gráfico a seguir estão representadas duas isotermas (Lei de Boyle-Mariotte) de 1 mol de gás ideal. Uma na temperatura de **0 °C** e a outra na temperatura *T* (em kelvins).

ADILSON SECCO

a) Qual o valor da pressão *P* indicada no gráfico, em atmosferas? Justifique sua resposta.
b) Determine o valor da temperatura *T* (em kelvins).

78. (PUC-SP) Três recipientes de volumes fixos contêm, cada um, uma substância pura no estado gasoso. Os gases estão armazenados nas mesmas condições de temperatura e pressão e os recipientes estão representados no esquema a seguir.

O_2	?	CH_4
$V_1 = 5$ L	$V_2 = 10$ L	$V_3 = 15$ L
$m_1 = 16$ g	$m_2 = 28$ g	$m_3 = ?$

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

Pode-se afirmar que o gás contido no recipiente 2 e a massa de gás no recipiente 3 são, respectivamente:

a) CO_2 e 16 g.
b) N_2 e 8 g.
c) CO e 24 g.
d) C_4H_8 e 24 g.
e) N_2 e 16 g.

79. (UPE) Um tanque, contendo gás butano a 227 °C com capacidade de 4,10 m^3, sofre um vazamento ocasionado por defeito em uma das válvulas de segurança. Procedimentos posteriores confirmaram uma variação de pressão na ordem de 1,5 atm. Admitindo-se que a temperatura do tanque não variou, pode-se afirmar que a massa perdida de butano, em kg, foi:

(C = 12 u; H = 1 u; R = 0,082 L . atm/mol · K.)

a) 8,7.
b) 2,9.
c) 15,0.
d) 0,33.
e) 330,3.

80. (Unifor-CE) No manômetro de um extintor de incêndio de automóvel lê-se pressão igual a 1,4 MPa a 27 °C. Este extintor foi acionado, perdendo parte de sua carga gasosa. A nova pressão registrada foi de 0,9 MPa, lida na mesma condição de temperatura inicial. A porcentagem da massa do gás inicialmente presente no extintor que restou no mesmo foi:

a) 35%. b) 41%. c) 52%. d) 57%. e) 64%.

81. (UFPA) A temperatura a que deve ser aquecido um gás contido em um recipiente aberto, inicialmente a 25 °C, de tal modo que nele permaneça $\frac{1}{5}$ das moléculas nele inicialmente contidas é:

a) 1.217 °C.
b) 944 °C.
c) 454 °C.
d) 727 °C.
e) 125 °C.

13 Misturas gasosas

13.1. Conceitos gerais

Misturas gasosas são muito frequentes em nosso dia a dia. O ar atmosférico, formado principalmente por N_2 e O_2, é sem dúvida a mistura gasosa mais comum. O gás de botijão, usado em cozinhas, é uma mistura formada principalmente pelos gases butano (C_4H_{10}) e propano (C_3H_8). Nos cilindros dos mergulhadores, muitas vezes, o oxigênio é misturado com o gás hélio. E assim por diante.

Podemos imaginar a formação de uma mistura gasosa da seguinte maneira:

(Representação esquemática sem escala; cores-fantasia.)

ADILSON SECCO

Temos inicialmente vários gases, em recipientes separados (1, 2, 3, ..., i). Evidentemente, cada gás terá seu próprio volume (V_1, V_2, V_3, ..., V_i), sua própria pressão (P_1, P_2, P_3, ..., P_i) e sua própria temperatura (T_1, T_2, T_3, ..., T_i). Em seguida, todos os gases são misturados em um único recipiente, de volume V, mantido à temperatura T. O que acontece? Esse assunto será tratado adiante, mas podemos antecipar que, **se os gases são perfeitos e não reagem entre si, a mistura se comportará como se fosse um gás único, obedecendo às mesmas leis e fórmulas já vistas para os gases isolados**.

a) Relação entre os gases iniciais e a mistura final

Ao serem misturados, as quantidades dos gases iniciais, em mols, se somam. Matematicamente, podemos, então, escrever:

$$n_1 + n_2 + ... + n_i = \Sigma n$$

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

E a equação de Clapeyron, para a mistura gasosa final, passa a ser escrita da seguinte maneira:

$$PV = (\Sigma n)RT$$

Além disso, teremos:

- para o primeiro gás: $P_1V_1 = n_1RT_1$ ou $n_1 = \frac{P_1V_1}{RT_1}$;
- para o segundo gás: $P_2V_2 = n_2RT_2$ ou $n_2 = \frac{P_2V_2}{RT_2}$;
- analogamente, para os demais gases e para a mistura final: $PV = (\Sigma n)RT$ ou $(\Sigma n) = \frac{PV}{RT}$.

Substituindo esses valores de n_1, n_2, ..., (Σn) na expressão $n_1 + n_2 + ... + n_i = (\Sigma n)$ e cancelando o valor de R, que é comum, teremos:

$$\frac{P_1V_1}{T_1} + \frac{P_2V_2}{T_2} + ... + \frac{P_iV_i}{T_i} = \frac{PV}{T}$$

b) Situação dentro da mistura final

Vamos supor que apenas o primeiro gás ocupasse todo o recipiente final, de volume V e temperatura T; evidentemente, o gás **1** assumiria uma pressão p_1, que é a chamada **pressão parcial** do gás **1**. Disso resulta a seguinte definição:

> Em uma mistura gasosa, **pressão parcial** de um gás é a pressão que esse gás exerceria se estivesse sozinho, ocupando o volume total da mistura e na mesma temperatura em que a mistura se encontra.

Não confunda a pressão parcial do gás **1** dentro da mistura (que vamos indicar por p_1 minúsculo) com a pressão que esse gás possuía antes de entrar para a mistura (P_1 maiúsculo). Evidentemente, tudo o que acabamos de dizer para o gás **1** vale para os demais gases da mistura.

A **Lei de Dalton** para misturas gasosas diz que:

> A pressão total de uma mistura gasosa é a soma das pressões parciais de todos os gases componentes da mistura.

Matematicamente:

$$P = p_1 + p_2 + p_3 + ... + p_i \quad \text{ou} \quad P = \Sigma p$$

As pressões parciais em nosso organismo

Um exemplo da importância das pressões parciais ocorre em nossa respiração. O sangue arterial leva O_2 dos pulmões para as células de nosso organismo. Em sentido inverso, o sangue venoso retorna com o CO_2 liberado pelo metabolismo das células. Esse trânsito de gases é facilitado pelas diferenças das pressões parciais do O_2 e do CO_2 no sangue e nos tecidos.

Essa oxigenação do sangue pode se tornar crítica no caso de mergulhadores ou de alpinistas; por isso eles fazem uso de cilindros com misturas gasosas enriquecidas com gás oxigênio.

ANDRÉ SEALE/PULSAR IMAGENS

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

Um conceito análogo ao da pressão parcial é o do *volume parcial*. Por definição:

> Em uma mistura gasosa, **volume parcial de um gás** é o volume que ele irá ocupar estando sozinho e sendo submetido à pressão total e à temperatura da mistura.

Do ponto de vista prático, o conceito de volume parcial corresponde à seguinte ideia: se os gases não se misturassem (como ocorre com os líquidos imiscíveis), cada um ficaria separado dos demais, ocupando certa parte do volume total da mistura; essas partes seriam os volumes parciais de cada gás.

A lei que trata dos volumes parciais é a **Lei de Amagat**:

> O volume total de uma mistura gasosa é a soma dos volumes parciais de todos os gases componentes da mistura.

Matematicamente:

$$V = v_1 + v_2 + v_3 + ... + v_i \quad \text{ou} \quad V = \Sigma v$$

Observe que tudo o que foi dito para **volume parcial** é idêntico ao já dito para **pressão parcial**, bastando trocar as palavras "pressão" por "volume" e vice-versa.

c) Relacionando valores parciais com o valor total

Relacionando a **pressão parcial** do gás **1** com a **pressão total** da mistura, temos:

- para o gás **1**: $p_1V = n_1RT$
- para a mistura: $PV = (\Sigma n)RT$

$$\left.\begin{array}{l} p_1V = n_1RT \\ PV = (\Sigma n)RT \end{array}\right\} \frac{p_1}{P} = \frac{n_1}{\Sigma n}$$

Raciocínio idêntico com o **volume parcial** do gás **1** nos dá:

- para o gás **1**: $Pv_1 = n_1RT$
- para a mistura: $PV = (\Sigma n)RT$

$$\left.\begin{array}{l} Pv_1 = n_1RT \\ PV = (\Sigma n)RT \end{array}\right\} \frac{v_1}{V} = \frac{n_1}{\Sigma n}$$

A fração $\frac{n_1}{\Sigma n}$ é chamada de **fração em mols** (antigamente **fração molar**) do gás **1** e representada por x_1. Evidentemente, o que foi dito para o gás **1** vale também para todos os demais gases da mistura. Daí a definição:

> **Fração em mols** (*x*) de um gás é o quociente entre sua quantidade de mols e a quantidade total de mols da mistura.

Também é fácil deduzir que **a soma das frações molares de todos os gases da mistura é igual a 1**:

$$x_1 + x_2 + x_3 + ... + x_i = \frac{n_1}{\Sigma n} + \frac{n_2}{\Sigma n} + \frac{n_3}{\Sigma n} + ... + \frac{n_i}{\Sigma n} = \frac{\Sigma n}{\Sigma n} = 1$$

Finalizando, vamos reunir todas as relações anteriores escrevendo:

$$x_1 = \frac{n_1}{\Sigma n} = \frac{p_1}{P} = \frac{v_1}{V} = \frac{\text{\% em volume}}{100\%}$$

A última fração, chamada **porcentagem em volume** (ou **porcentagem volumétrica**) do gás **1** na mistura, resulta da multiplicação do numerador e do denominador da fração $\frac{v_1}{V}$ (chamada de **fração volumétrica**) por 100.

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

Medidas da poluição

Atualmente há vários gases nocivos que poluem a atmosfera, principalmente nas grandes cidades. Alguns desses gases existem no ar, em quantidades extremamente pequenas. Por isso, é comum que suas concentrações sejam dadas em **ppm** ou em **ppb**:

1 ppm = 1 parte por milhão ($1 : 10^6$)

1 ppb = 1 parte por bilhão ($1 : 10^9$)

Quando se expressam concentrações desse modo, deve-se, ainda, indicar as unidades utilizadas – gramas, litros, mols etc. Assim, por exemplo, quando se diz que há 5 ppm de CO, em mols, no ar, significa que há 5 mols (ou moléculas) de CO em cada 1 milhão de mols (ou moléculas) dos gases que compõem o ar.

CLAYTON DE SOUZA / AGÊNCIA ESTADO

Técnico da Cetesb (Companhia Ambiental do Estado de São Paulo) realizando teste de emissão de poluentes em caminhões. (São Paulo, SP, 2006.)

13.2. Umidade do ar

O ar sempre contém vapor de água, e isso se denomina **umidade do ar**.

Quando o dia é muito seco, sentimos a pele ressecada, um ardor na garganta e pequenos "choques" causados pela eletricidade estática que se acumula em móveis de aço, maçanetas de portas etc.

Quando o dia é muito úmido, no verão, temos a sensação de estar dentro de uma sauna; e, no inverno, a umidade "entra pelos ossos".

Algumas plantas são sensíveis à umidade do ar; certas espécies, como a samambaia, não suportam o ar muito seco.

Para cada temperatura, o ar pode dissolver uma quantidade máxima de vapor de água; dizemos então que o ar ficou **saturado** de vapor de água. A partir desse ponto, forma-se neblina no ar (ou nuvens na alta atmosfera, ou orvalho nas plantas); no ponto de saturação, dizemos também que se estabeleceu a **pressão máxima de vapor de água**, para a temperatura considerada. Alguns desses valores são dados na tabela abaixo:

A. SCHOENROCK/AGE/AGB

Higrômetros são aparelhos que medem a umidade do ar (ou de um gás qualquer). Nos higrômetros caseiros, como o da foto, há um termômetro e duas figuras: uma que sai da casinha em dias chuvosos e outra que sai em dias ensolarados. Funciona pela ação de fios de cabelo que se dilatam ou contraem com a umidade do ar.

Temperatura (°C)	Pressão máxima de vapor de água (mmHg)
10	9,2
20	17,5
30	31,8
40	55,3

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

Para medir a umidade do ar, temos as seguintes definições:

- **umidade absoluta** é a quantidade de vapor de água presente em determinado volume de ar, a uma dada temperatura (geralmente em gramas de água por metro cúbico de ar);
- **umidade relativa** 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 uma dada temperatura; a umidade relativa também é medida pelo quociente entre a pressão parcial do vapor de água presente no ar e a pressão máxima do vapor de água, na mesma temperatura.

A umidade relativa é a medida mais importante e a mais utilizada em meteorologia.

Assim, por exemplo, se você estiver em um local a 30 °C e sob pressão de vapor de água de 22,3 mmHg, poderá calcular a umidade do ar utilizando a tabela anterior. Verificando que a pressão máxima de vapor de água a 30 °C é 31,8 mmHg, você irá concluir que a **umidade relativa do ar** correspondente é de 22,3 : 31,8 = 0,70, ou seja, 70%.

A umidade do ar e o nosso conforto

Umidades relativas do ar entre 50% e 70% são consideradas "confortáveis" pela maioria das pessoas. "Tempo seco", com umidades relativas da ordem de 20% ou ainda menos, traz inúmeros problemas, como:

- dificuldade em respirar, sangramento do nariz, tosse, bronquite, rinite, sinusite etc., principalmente em crianças e idosos;
- desconforto com os "olhos secos", trazendo coceira, vermelhidão nos olhos e até conjuntivite.

Tais problemas vêm acontecendo com pessoas em várias regiões do Brasil, devido à falta de chuvas.

A situação inversa, isto é, a umidade elevada (da ordem de 90%, dificulta qualquer esforço físico (especialmente a prática de esportes), pois compromete a transpiração, prejudicando o controle natural da temperatura do corpo.

Diante desses problemas, as autoridades estabeleceram certas faixas para a umidade relativa do ar, dentro das quais devem ser tomadas certas providências em relação à população, por exemplo, suspensão de aulas e trabalhos ao ar livre, como os garis, carteiros etc.

Essas faixas estão relacionadas aos seguintes estados:

- estado de atenção – entre 20% e 30% de umidade;
- estado de alerta – entre 12% e 20% de umidade;
- estado de emergência – abaixo de 12% de umidade.

Os principais cuidados que devemos tomar nessas situações são:

- evitar exposição ao sol e exercícios físicos, principalmente entre 10 e 16 horas;
- beber muita água;
- usar soro fisiológico nos olhos e nas narinas;
- umidificar ambientes fechados com toalhas molhadas, bacias de água, vaporizadores de água etc.

IARA VENANZI/KINO

A inalação com soro fisiológico é indicada para combater os efeitos da baixa umidade do ar.

FERNANDO FAVORETTO/CID

Umidificador de ar doméstico.

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

Questões

Registre as respostas em seu caderno

a) Releia o quadro "As pressões parciais em nosso organismo", apresentado à página 348, e responda: Por que, quando escalamos uma montanha de grande altitude, podemos sentir falta de ar e dificuldade para respirar?

b) Explique como seria possível calcular as pressões parciais dos gases contidos em uma mistura conhecendo a sua composição e a pressão total.

Exercícios básicos

Registre as respostas em seu caderno

Exercício resolvido

82. Dois recipientes, *A* e *B*, contêm, respectivamente, O_2 e N_2 a 25 °C e são ligados por uma válvula. O recipiente *A* contém 1,5 L de O_2 a 0,5 atm; o recipiente *B* contém 0,5 L de N_2 a 1,0 atm. Abrindo-se a válvula, os dois gases se misturam. Supondo que a temperatura do conjunto não tenha se alterado, pergunta-se, em relação à mistura final:

a) Qual é a pressão total?
b) Quais são as frações molares dos dois gases?
c) Quais são suas pressões parciais?

Resolução

É sempre aconselhável fazer um esquema representando a situação do problema. Nesse caso, antes da abertura do registro, tínhamos a seguinte situação demonstrada na figura abaixo.

ADILSON SECCO

Após a abertura do registro, os dois gases se misturam e passam a ocupar o volume total de 1,5 L + 0,5 L = 2,0 L, na temperatura de 25 °C, que não se alterou conforme foi dito no enunciado do problema.

Com o auxílio das fórmulas já vistas, temos:

a) **Cálculo da pressão total da mistura final**

$$\frac{P_A V_A}{T_A} + \frac{P_B V_B}{T_B} = \frac{PV}{T} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow \frac{0{,}5 \cdot 1{,}5}{\cancel{298}} + \frac{1{,}0 \cdot 0{,}5}{\cancel{298}} = \frac{P \cdot 2{,}0}{\cancel{298}} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow \boxed{P = 0{,}625 \text{ atm}}$$

b) **Cálculo das frações molares dos gases**

Calcularemos, inicialmente, a quantidade de mols de cada gás:

- para o O_2: $P_A V_A = n_A R T_A \Rightarrow$
  $\Rightarrow 0{,}5 \cdot 1{,}5 = n_A \cdot 0{,}082 \cdot 298 \Rightarrow$
  $\Rightarrow n_A \simeq 0{,}0307$ mol
- para o N_2: $P_B V_B = n_B R T_B \Rightarrow$
  $\Rightarrow 1{,}0 \cdot 0{,}5 = n_B \cdot 0{,}082 \cdot 298 \Rightarrow$
  $\Rightarrow n_B \simeq 0{,}0205$ mol

A seguir, podemos obter a quantidade total de mols na mistura:

$$\Sigma n = n_A + n_B = 0{,}0307 + 0{,}0205 \Rightarrow$$
$$\Rightarrow \Sigma n = 0{,}0512 \text{ mol}$$

E, finalmente, calculamos as frações molares:

- para o O_2: $x_A = \frac{n_A}{\Sigma n} = \frac{0{,}0307}{0{,}0512} \Rightarrow$
  $\Rightarrow \boxed{x_A = 0{,}5996}$
- para o N_2: $x_B = \frac{n_B}{\Sigma n} = \frac{0{,}0205}{0{,}0512} \Rightarrow$
  $\Rightarrow \boxed{x_B = 0{,}4004}$

Evidentemente: $x_A + x_B = 1$

***Observação*:**

No cálculo acima, **não podemos** usar a relação: $x_A = \frac{n_A}{\Sigma n} = \frac{p_A}{P} = \frac{v_A}{v} = \frac{\%\text{ em volume } A}{100\%}$ porque não conhecemos nem as pressões parciais (p_A e p_B) nem os volumes parciais (v_A e v_B) dos gases. É importante perceber que os dados do problema (P_A e P_B) e (V_A e V_B) são as pressões e os volumes dos gases **antes da mistura**, e não suas pressões ou volumes **parciais** (que só existem **após a mistura**).

c) **Cálculo das pressões parciais**

- para o O_2: $p_A = x_A \cdot P \Rightarrow$
  $\Rightarrow p_A = 0{,}5996 \cdot 0{,}625 \Rightarrow$
  $\Rightarrow \boxed{p_A \simeq 0{,}375 \text{ atm}}$
- para o N_2: $p_B = x_B \cdot P \Rightarrow$
  $\Rightarrow p_B = 0{,}4004 \cdot 0{,}625 \Rightarrow$
  $\Rightarrow \boxed{p_B \simeq 0{,}250 \text{ atm}}$

83. (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.

ADILSON SECCO

Abrindo a torneira e mantendo a temperatura constante, a pressão final do sistema será de:

a) 1,25 atm.
b) 0,80 atm.
c) 7,20 atm.
d) 2,14 atm.

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

84. (UFRGS-RS) Se o sistema representado ao lado for mantido a uma temperatura constante e se os três balões possuírem o mesmo volume, após se abrirem as válvulas *A* e *B*, a pressão total nos três balões será:

ADILSON SECCO

a) 3 atm.
b) 4 atm.
c) 6 atm.
d) 9 atm.
e) 12 atm.

Exercício resolvido

85. Em um recipiente de 50 L a 127 °C, temos 3,3 g de anidrido carbônico (CO_2), 4,8 g de anidrido sulfuroso (SO_2) e 3,4 g de gás sulfídrico (H_2S). (Massas atômicas: H = 1; C = 12; O = 16; S = 32.) Pedem-se:

a) a pressão total da mistura gasosa;
b) sua composição porcentual em massa;
c) sua composição porcentual em volume.

Resolução

a) **Cálculo da pressão total da mistura**

$$PV = (\Sigma n)RT \Rightarrow PV = (n_1 + n_2 + n_3)RT \Rightarrow$$

$$\Rightarrow P \cdot 50 = \left(\frac{3,3}{44} + \frac{4,8}{64} + \frac{3,4}{34}\right) \cdot 0,082 \cdot 400 \Rightarrow \boxed{P = 0,164 \text{ atm}}$$

b) **Cálculo da composição porcentual da mistura em massa**

A massa total da mistura é 3,3 + 4,8 + 3,4 = 11,5 g. Recaímos, então, num problema simples de cálculo de porcentagens:

- para o CO_2: $\left\{\begin{array}{lcc} 11,5 \text{ g de mistura} & \text{———} & 100\% \\ 3,3 \text{ g de } CO_2 & \text{———} & x \end{array}\right\}$ $x \simeq \boxed{28,7\% \text{ de } CO_2}$
- para o SO_2: $\left\{\begin{array}{lcc} 11,5 \text{ g de mistura} & \text{———} & 100\% \\ 4,8 \text{ g de } SO_2 & \text{———} & y \end{array}\right\}$ $y \simeq \boxed{41,7\% \text{ de } SO_2}$
- para o H_2S: $\left\{\begin{array}{lcc} 11,5 \text{ g de mistura} & \text{———} & 100\% \\ 3,4 \text{ g de } H_2S & \text{———} & z \end{array}\right\}$ $z \simeq \boxed{29,6\% \text{ de } H_2S}$

A soma das porcentagens é evidentemente igual a 100.

c) **Cálculo da composição porcentual da mistura em volume**

Vimos, na página 351, que:

$$x_1 = \frac{n_1}{\Sigma n} = \frac{\%\text{ em volume}}{100\%} \Rightarrow \%\text{ em volume} = \frac{n_1}{\Sigma n} \cdot 100\%$$

Considerando, então, os valores de n_1, n_2, n_3 e Σn, que já foram calculados no item (a) deste problema, temos:

- para o CO_2: $\left\{\%\text{ em volume} = \frac{0,075}{0,25} \cdot 100\% = \boxed{30\% \text{ de } CO_2}\right.$
- para o SO_2: $\left\{\%\text{ em volume} = \frac{0,075}{0,25} \cdot 100\% = \boxed{30\% \text{ de } SO_2}\right.$
- para o H_2S: $\left\{\%\text{ em volume} = \frac{0,1}{0,25} \cdot 100\% = \boxed{40\% \text{ de } H_2S}\right.$

***Observação*:**
É muito importante você comparar esses resultados com os resultados do item (b) e notar que, na mesma mistura gasosa, **as porcentagens em massa são diferentes das porcentagens em volume**.

86. (Vunesp) Qual é a pressão, em atmosferas, exercida por uma mistura de 1,0 g de H_2 e 8,0 g de He contida em um balão de aço de 5,0 L a 27 °C? $\left(\text{Massas atômicas: H = 1; He = 4. Constante dos gases: } R = 0,0821 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}.\right)$

87. (EEM-SP) Um recipiente de capacidade igual a 5,8 L e mantido a 27 °C contém 12,8 g de oxigênio, 8 g de hélio e 14 g de nitrogênio. (Massas atômicas: H = 1; N = 14; O = 16.) $R = 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$. Calcule:

a) a pressão total (P_t) do sistema;
b) a pressão parcial (p_i) do gás que tem a maior fração molar na mistura.

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

88. (Mackenzie-SP) No interior de um cilindro de êmbolo móvel e de massa desprezível, encontram-se aprisionados 2,0 g de hélio e 0,25 mol de hidrogênio gasosos. Se a temperatura é de 127 °C e a capacidade do cilindro de 10 L, a pressão que deverá ser aplicada ao êmbolo para que este permaneça em equilíbrio estático será:

a) 2,46 atm.
b) 1,64 atm.
c) igual à pressão atmosférica normal.
d) 1.520,00 mmHg.
e) 1.246,40 mmHg.

Exercício resolvido

89. O ar é formado, aproximadamente, por 78% de nitrogênio (N_2), 21% de oxigênio (O_2) e 1% de argônio (Ar) em volume. Pede-se calcular:

a) as frações molares dos componentes do ar;
b) suas pressões parciais, ao nível do mar, onde a pressão atmosférica (pressão total) é 760 mmHg.

Resolução

a) **Cálculo das frações em mols**

Lembrando que $x_1 = \frac{v_1}{V} = \frac{\text{\% em volume}}{100\%}$,

temos:

- Para o nitrogênio:

$$x_1 = \frac{78}{100} \Rightarrow x_1 = \boxed{0{,}78}$$

- Para o oxigênio:

$$x_2 = \frac{21}{100} \Rightarrow x_2 = \boxed{0{,}21}$$

- Para o argônio:

$$x_3 = \frac{1}{100} \Rightarrow x_3 = \boxed{0{,}01}$$

Note que: $\Sigma x = 0{,}78 + 0{,}21 + 0{,}01 = 1$

b) **Cálculo das pressões parciais**

Lembrando que $\frac{p_1}{P} = \frac{v_1}{V} = \frac{\text{\% em volume}}{100\%}$,

temos:

- Para o nitrogênio:

$$\frac{p_1}{760} = \frac{78}{100} \Rightarrow \boxed{p_1 = 592{,}8 \text{ mmHg}}$$

- Para o oxigênio:

$$\frac{p_2}{760} = \frac{21}{100} \Rightarrow \boxed{p_2 = 159{,}6 \text{ mmHg}}$$

- Para o argônio:

$$\frac{p_3}{760} = \frac{1}{100} \Rightarrow \boxed{p_3 = 7{,}6 \text{ mmHg}}$$

Note que:
$P = \Sigma p = 592{,}8 + 159{,}6 + 7{,}6 = 760$ mmHg

90. (UMC-SP) A composição em volume do ar atmosférico é de 78% de nitrogênio, 21% de oxigênio e 1% de argônio. A massa em gramas de argônio (Ar = 40) em 224 litros de ar (CNPT) será:

a) 0,082.
b) 40.
c) 2,24.
d) 1.
e) 4.

91. (Enem-MEC) A adaptação dos integrantes da seleção brasileira de futebol à altitude de La Paz foi muito comentada em 1995, por ocasião de um torneio, como pode ser lido no texto abaixo.

> A seleção brasileira embarca hoje para La Paz, capital da Bolívia, situada a 3.700 metros de altitude, onde disputará o torneio interamérica. A adaptação deverá ocorrer em um prazo de 10 dias, aproximadamente. O organismo humano, em altitudes elevadas, necessita desse tempo para se adaptar, evitando-se, assim, risco de um colapso circulatório.
>
> (Adaptado da revista *Placar*, edição fev. 1995.)

A adaptação da equipe foi necessária principalmente porque a atmosfera de La Paz, quando comparada à das cidades brasileiras, apresenta:

a) menor pressão e menor concentração de oxigênio.
b) maior pressão e maior quantidade de oxigênio.
c) maior pressão e maior concentração de gás carbônico.
d) menor pressão e maior temperatura.
e) maior pressão e menor temperatura.

Exercício resolvido

92. (Faap-SP) Uma mistura gasosa formada por CO_2, N_2 e CO ocupa um volume de 10 L e apresenta seus componentes com as respectivas pressões parciais: 0,20 atm, 0,40 atm e 0,30 atm. Calcule os volumes parciais para os componentes da mistura, bem como a composição da mesma em porcentagem molar.

Resolução

A pressão total da mistura é igual a:

$P = p_1 + p_2 + p_3 = 0{,}2 + 0{,}4 + 0{,}3 \Rightarrow$
$\Rightarrow P = 0{,}9$ atm

Da relação $x_1 = \frac{n_1}{\Sigma n} = \frac{p_1}{P} = \frac{v_1}{V}$ tiramos o volume parcial do CO_2:

$$v_1 = \frac{p_1}{P} \cdot V = \frac{0{,}2}{0{,}9} \cdot 10 \Rightarrow$$

$$\Rightarrow \boxed{v_1 = 2{,}22 \text{ L de } CO_2}$$

Por analogia, teremos:

$$v_2 = \frac{p_2}{P} \cdot V = \frac{0{,}4}{0{,}9} \cdot 10 \Rightarrow$$

$$\Rightarrow \boxed{v_2 = 4{,}44 \text{ L de } N_2}$$

$$v_3 = \frac{p_3}{P} \cdot V = \frac{0{,}3}{0{,}9} \cdot 10 \Rightarrow$$

$$\Rightarrow \boxed{v_3 = 3{,}33 \text{ L de CO}}$$

Quanto ao cálculo da composição da mistura em porcentagem molar (atualmente é preferível dizer "porcentagem em mols"), voltemos à fórmula $x_1 = \frac{n_1}{\Sigma n} = \frac{p_1}{P} = \frac{v_1}{V}$. Vemos nessa fórmula que as relações $\frac{n_1}{\Sigma n}$, $\frac{p_1}{P}$ e $\frac{v_1}{V}$ são iguais entre si. Consequentemente, chega-se ao mesmo resultado calculando-se as porcentagens em mols, seja por $\frac{n_1}{\Sigma n}$, ou $\frac{p_1}{P}$, ou $\frac{v_1}{V}$.

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

Vamos então calcular as porcentagens em mols por meio das pressões parciais, que já são conhecidas:

- para o CO_2:

$$\left.\begin{array}{ll} 0{,}9 \text{ atm} & 100\% \\ 0{,}2 \text{ atm} & x \end{array}\right\}$$

$$\boxed{x = 22{,}2\% \text{ de } CO_2}$$

- para o N_2:

$$\left.\begin{array}{ll} 0{,}9 \text{ atm} & 100\% \\ 0{,}4 \text{ atm} & y \end{array}\right\}$$

$$\boxed{y = 44{,}4\% \text{ de } N_2}$$

- para o CO:

$$\left.\begin{array}{ll} 0{,}9 \text{ atm} & 100\% \\ 0{,}3 \text{ atm} & z \end{array}\right\}$$

$$\boxed{z = 33{,}3\% \text{ de CO}}$$

93. (Vunesp) Sabendo-se que o volume molar de um gás nas condições normais de pressão e temperatura (CNPT) é igual a 22,4 L e que $R = 0{,}082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$, o maior número de moléculas está contido em 1,0 L de:

a) H_2, nas CNPT.
b) N_2, nas CNPT.
c) H_2, a −73 °C e 2 atm.
d) H_2, a 27 °C e 1 atm.
e) uma mistura equimolar de H_2 e N_2, a 127 °C e 1,5 atm.

94. (ITA-SP) Dois balões de vidro, *A* e *B*, de mesmo volume contêm ar úmido. Em ambos os balões a pressão e a temperatura são as mesmas, a única diferença sendo que no balão *A* a umidade relativa do ar é de 70% enquanto no balão *B* ela é de apenas 10%. Em relação ao conteúdo destes dois balões é errado afirmar que:

a) Os dois balões contêm o mesmo número de moléculas.
b) Os dois balões contêm a mesma quantidade de gás, expressa em mol.
c) No balão *B* há maior massa de nitrogênio.
d) No balão *A* há maior massa total de gás.
e) A quantidade (mol) e a massa (grama) de vapor de água são maiores no balão *A*.

Exercício resolvido

95. (Unifesp) A figura representa um experimento de coleta de 0,16 g de gás oxigênio em um tubo de ensaio inicialmente preenchido com água destilada a 27 °C.

ADILSON SECCO

Quando o nível da água dentro do tubo de ensaio é o mesmo que o nível de fora, a pressão no interior do tubo é de 0,86 atm. Dadas a pressão de vapor (H_2O) a 27 °C = 0,040 atm e $R = 0{,}082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$, o volume de gás, em mL, dentro do tubo de ensaio é igual a:

a) 30. b) 140. c) 150. d) 280. e) 300.

Resolução

Quando o gás é recolhido "sobre água", como mostra a figura, o gás fica úmido, isto é, acompanhado de vapor de água. Podemos então dizer que, no interior do tubo, existe uma mistura gasosa: o gás recolhido (no caso, o oxigênio) e o vapor de água. Se a pressão total no interior do tubo é de 0,86 atm, mas a pressão do vapor de água é de 0,040 atm, concluímos que a pressão "parcial" do oxigênio é de 0,86 − 0,040 = 0,82 atm.

Temos, então:

$$pV = \frac{m}{M} RT \Rightarrow 0{,}82 \cdot V = \frac{0{,}16}{32} \cdot 0{,}082 \cdot 300 \Rightarrow$$

$$\Rightarrow \quad V = 0{,}15\text{L ou } 150 \text{ mL}$$

Alternativa c.

96. (IME-RJ) Borbulha-se oxigênio através de uma coluna de água e, em seguida, coletam-se 100 cm^3 do gás úmido a 23 °C e 1,06 atm. Sabendo que a pressão de vapor da água a 23 °C pode ser considerada igual a 0,03 atm, calcule o volume coletado de oxigênio seco nas CNPT.

97. (Uespi) Um químico montou um experimento para acompanhar o desprendimento de oxigênio pela fotossíntese em certas algas. O O_2 liberado foi passado através de uma série de frascos, tendo no final um frasco com água, fazendo-se a leitura do volume de gás no sistema a pressão constante. Após um certo tempo de experiência, coletou-se um volume de 806 mL de O_2 sobre água a 30 °C e pressão total de 720 torr. A massa de oxigênio liberada pelas algas foi: (Dados: $M_{\text{oxigênio}} = 16$ g/mol; $R = 0{,}082 \text{ atm} \cdot \text{L/K} \cdot \text{mol}$; $P_{\text{água}} = 32$ torr.)

a) 939,4 g.
b) 0,9394 kg.
c) 939,4 mg.
d) 9,394 mg.
e) 9,394 g.

98. (PUC-Campinas-SP) A dispersão dos gases SO_2, NO_2, O_3, CO e outros poluentes do ar fica prejudicada quando ocorre a inversão térmica.

Considere que, numa dessas ocasiões, a concentração do CO seja de 10 volumes em $1 \cdot 10^6$ volumes de ar (10 ppm = 10 partes por milhão). Quantos m^3 de CO há em $1 \cdot 10^3$ m^3 do ar?

a) 100 b) 10,0 c) 1,00 d) 0,10 e) 0,010

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

Exercícios complementares

Registre as respostas em seu caderno

99. (UFPI) Sabemos que o gás etileno — C_2H_4 emitido pelas próprias frutas é responsável por seu amadurecimento. 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 é:

a) menor grau de umidade.
b) maior pressão parcial do gás etileno.
c) menor temperatura ambiente.
d) ausência de luz.
e) menor concentração do gás etileno.

100. (Unifor-CE) Amostras de ar atmosférico, não poluído e seco, contêm cerca de $3{,}5 \cdot 10^{-2}$ %, em mols, de dióxido de carbono. Assim sendo, a pressão parcial desse composto, nessa amostra de ar atmosférico, é da ordem de: (Dado: A amostra foi coletada à pressão de 700 mmHg.)

a) 25 mmHg.
b) 3,5 mmHg.
c) 2,5 mmHg.
d) 0,35 mmHg.
e) 0,25 mmHg.

101. (UFC-CE) O monóxido de carbono é um dos poluentes do ar presente especialmente em zona urbana. A pressão do monóxido de carbono de 0,004 atm, no ar, resulta em morte, em pouco tempo. Um carro ligado, porém parado, pode produzir, entre outros gases, 0,60 mol de monóxido de carbono por minuto. Se uma garagem a 27 °C tem volume de $4{,}1 \cdot 10^4$ L, em quanto tempo, na garagem fechada, atinge-se a concentração letal de CO?

Observação: Considere que a pressão, na garagem, permanece constante e que não há monóxido de carbono presente, inicialmente

$$\left(\text{Constante dos gases} = \frac{0{,}082 \text{ atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}\right).$$

102. (FMTM-MG) O limite superior recomendado de amônia em um ambiente de trabalho é de 50 ppm em volume. Considere que um determinado indivíduo inspira cerca de 39 kg de ar por dia e que o mesmo trabalha numa fábrica que respeita o limite superior recomendado de amônia. A quantidade máxima de gás amônia que aquele indivíduo poderá inalar, após um dia de oito horas de trabalho, será, em mL:

Dados: ppm = partes por milhão
densidade do ar = 1,3 g/L

a) 5.000.
b) 500.
c) 50.
d) 5.
e) 0,5.

103. (UFPE) Em um recipiente fechado de volume constante, contendo 0,5 mol de CO_2 e 0,2 mol de NO_2, adiciona-se N_2 até completar 0,3 mol. Identifique, dentre os gráficos ao lado, o que melhor representa o que acontece com as pressões total e parciais no interior do recipiente durante a adição do nitrogênio.

a)

b)

c)

d)

e)

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

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

14 Densidade dos gases

A diferença de densidade entre os gases é utilizada em várias aplicações no nosso cotidiano.

LIGHTWORKS MEDIA / ALAMY-OTHER IMAGES

Os balões que sobem espontaneamente no ar são, em geral, inflados com hélio (He), que é um gás menos denso que o ar.

EYE35.COM / ALAMY-OTHER IMAGES

Os balões de competição sobem porque a densidade do ar quente no interior do balão é menor que a do ar externo.

BLICKWINKEL / ALAMY-OTHER IMAGES

Os dirigíveis antigos eram inflados com hidrogênio. Como esse gás é muito inflamável, usa-se atualmente o gás hélio (He).

No estudo das densidades dos gases há duas definições importantes a considerar: **densidade absoluta** e **densidade relativa**. Vamos estudá-las.

14.1. Densidade absoluta

Densidade absoluta ou **massa específica** de um gás, em determinada pressão e temperatura, é o **quociente entre a massa e o volume do gás**, nas condições consideradas de pressão e temperatura.

Matematicamente:

$$d = \frac{m}{V}$$

Com respeito à densidade absoluta, devemos notar que:

- em geral, ela é expressa em gramas/litro (g/L);
- ela depende da pressão e da temperatura em que o gás se encontra; isso porque a massa (m) não depende de pressão e temperatura, mas o volume (V) depende;
- no lugar da massa (m) podemos usar a massa molar (M) do gás, desde que no lugar do volume (V) seja usado o volume molar (V_M); disso resulta a equação:

$$d = \frac{M}{V_M}$$

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

- particularmente, ainda poderíamos considerar o gás nas condições normais, e teríamos a fórmula:

$$d = \frac{M}{22{,}4}$$

que nos dá a densidade absoluta do gás, em gramas/litro e **somente nas condições normais de pressão e temperatura**;

- no entanto, podemos calcular a densidade absoluta, **em qualquer pressão e temperatura**, com o auxílio da equação de Clapeyron. De fato:

$$PV = \frac{m}{M}RT \quad \Rightarrow \quad \frac{m}{V} = \frac{PM}{RT} \quad \Rightarrow \quad d = \frac{PM}{RT}$$

Note, nessa última fórmula, que a densidade absoluta de um gás diminui com o aumento de temperatura. Dentre as aplicações mais antigas desse fato, destacamos os balões de ar quente usados em competições esportivas.

14.2. Densidade relativa

Densidade relativa do gás 1 em relação ao gás 2 é o **quociente entre as densidades absolutas** de 1 e de 2, ambas sendo medidas nas mesmas condições de pressão e temperatura.

Matematicamente:

$$\delta_{1,2} = \frac{d_1}{d_2}$$

Com respeito à densidade relativa, devemos notar que:

- ela é apenas um **número puro** (não tem unidade) e indica quantas vezes um gás é mais (ou menos) denso que outro;
- sendo apenas um número, a densidade relativa não depende das variações de pressão e temperatura (evidentemente, desde que os dois gases **permaneçam sempre nas mesmas condições de pressão e temperatura**, como exige a própria definição);
- podemos particularizar essa definição da seguinte maneira:

$$\delta_{1,2} = \frac{d_1}{d_2} = \frac{\frac{m_1}{V_1}}{\frac{m_2}{V_2}}$$

quando $V_1 = V_2$, teremos:

$$\delta_{1,2} = \frac{m_1}{m_2}$$

- e podemos particularizar ainda mais, se considerarmos a massa molar e o volume molar dos gases:

$$\delta_{1,2} = \frac{d_1}{d_2} = \frac{\frac{M_1}{\cancel{V_M}}}{\frac{M_2}{\cancel{V_M}}} \quad \Rightarrow \quad \delta_{1,2} = \frac{M_1}{M_2} \quad \text{ou} \quad \frac{d_1}{d_2} = \frac{M_1}{M_2}$$

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

Essas fórmulas são importantes porque mostram que **as densidades dos gases são proporcionais às suas massas molares**. Desse modo, quando verificamos que um gás é, por exemplo, cinco vezes mais denso que outro, já podemos concluir que cada molécula do primeiro gás tem massa cinco vezes maior do que cada molécula do segundo. Isso facilita a determinação das massas molares no laboratório.

Duas aplicações muito importantes dessa última fórmula são obtidas considerando-se a densidade de um gás em **relação ao hidrogênio** e em **relação ao ar**, como fazemos a seguir:

- considerando o **gás de referência 2** como sendo o hidrogênio (H_2), temos $M_2 = 2$ g; portanto:

$$\delta_{1,2} = \frac{M_1}{2} \text{ ou, abreviadamente: } \boxed{\delta_{H_2} = \frac{M}{2}} \quad \text{ou} \quad \boxed{M = 2\,\delta_{H_2}}$$

(essa última expressão nos diz que **a massa molar de um gás é o dobro de sua densidade em relação ao hidrogênio**);

- considerando agora o **gás de referência 2** como sendo o ar, temos $M_2 \simeq 28{,}9$ (o ar é uma mistura contendo principalmente nitrogênio, de $M_{N_2} = 28$, e oxigênio, de $M_{O_2} = 32$; por esse motivo o ar tem, para efeitos práticos, uma "massa molar" que é a média ponderada entre 28 e 32); teremos, então:

$$\delta_{1,2} = \frac{M}{28{,}9} \text{ ou, abreviadamente: } \boxed{\delta_{ar} = \frac{M}{28{,}9}} \quad \text{ou} \quad \boxed{M = 28{,}9\,\delta_{ar}}$$

(essa última expressão nos diz que **a massa molar de um gás é 28,9 vezes sua densidade em relação ao ar**).

Questões

Registre as respostas em seu caderno

a) Considerando que um balão cheio com ar quente flutua, qual é a influência da temperatura sobre a densidade do ar?

b) Explique como é possível calcular a densidade relativa entre dois gases sem conhecer a densidade absoluta deles.

Atividades práticas

Registre as respostas em seu caderno

Estudando o comportamento do ar sob diferentes temperaturas

1ª) Aquecendo o ar

Material

- 1 saco de lixo de cor preta

Procedimento

- Abra o saco de lixo para que entre ar no seu interior.
- Feche-o muito bem e deixe-o sob o calor do sol.
- Anote as observações.

2ª) Resfriando o ar

Material

- 1 balão de borracha (do tipo usado em festas)

Procedimento

- Encha o balão de borracha e feche-o muito bem.
- Coloque o balão cheio de ar no congelador (ou no *freezer*) por 1 hora.
- Depois, retire o balão do congelador e anote imediatamente as observações.
- Aguarde alguns minutos e observe novamente o balão, anotando as observações.

Perguntas

a) O que ocorreu com o saco de lixo deixado ao sol? E com o balão deixado no *freezer*? O que ocorreu quando o balão voltou à temperatura ambiente?

b) Considerando que o saco e o balão estavam bem vedados, houve variação da massa de ar durante os experimentos?

c) O que ocorreu com a temperatura do ar no decorrer de cada um dos experimentos? E com o volume que ocupava?

d) Explique as observações feitas em cada um dos experimentos analisando a influência da temperatura sobre a densidade de uma mistura gasosa.

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

Exercícios básicos

Registre as respostas em seu caderno

Exercício resolvido

104. Qual a densidade absoluta do oxigênio (O_2) a 600 mmHg e 127 °C? (Massa atômica: O = 16.)

Resolução

$$d = \frac{PM}{RT} \Rightarrow d = \frac{600 \cdot 32}{62{,}3 \cdot 400} \Rightarrow \boxed{d = 0{,}774 \text{ g/L}}$$

105. (Uece) O gás SO_3, poluente atmosférico, é um dos responsáveis pela formação da chuva ácida. A sua densidade, em g/L a 0,90 atm e 20 °C, é, aproximadamente:

a) 2,0.
b) 3,0.
c) 4,0.
d) 5,0.

106. (UFRN) A densidade de um gás é 1,96 g/L, medida nas CNPT. A massa molecular desse gás é um valor mais próximo de:

a) 43,88.
b) 47,89.
c) 49,92.
d) 51,32.
e) 53,22.

107. (Fuvest-SP) Nas condições normais de temperatura e pressão, a massa de 22,4 L do gás X_2 (X = símbolo do elemento químico) é igual a 28,0 g.

a) Calcule a densidade desse gás, nessas condições.
b) Qual a massa atômica do elemento X? Explique como encontrou o valor dessa massa.

108. (FEI-SP) A densidade absoluta do gás sulfídrico (H_2S) aumentará quando:

a) a pressão diminuir.
b) a temperatura diminuir.
c) a temperatura aumentar.
d) a variação de pressão não afetar a densidade absoluta.
e) a concentração do H_2S aumentar.

109. (UFMG) Um balão de borracha, como os usados em festas de aniversário, foi conectado a um tubo de ensaio, que foi submetido a aquecimento. Observou-se, então, que o balão aumentou de volume.

Considerando-se essas informações, é **correto** afirmar que o aquecimento:

a) diminui a densidade do gás presente no tubo.
b) transfere todo o gás do tubo para o balão.
c) aumenta o tamanho das moléculas de gás.
d) aumenta a massa das moléculas de gás.

Exercício resolvido

110. Qual a densidade do anidrido sulfuroso (SO_2) em relação ao ar e em relação ao hidrogênio? (Massas atômicas: O = 16; S = 32.)

Resolução

Inicialmente calculamos a massa molecular do SO_2 e temos $M = 64$. A seguir, aplicamos as fórmulas da página 359.

$$\delta_{ar} = \frac{M}{28{,}9} \Rightarrow \delta_{ar} = \frac{64}{28{,}9} \Rightarrow \boxed{\delta_{ar} = 2{,}2}$$

$$\delta_{H_2} = \frac{M}{2} \Rightarrow \delta_{H_2} = \frac{64}{2} \Rightarrow \boxed{\delta_{H_2} = 32}$$

Observação:

É fácil notar pelo primeiro cálculo que **todos os gases com massa molecular maior que 28,9 são mais densos que o ar** e, em consequência, eles **tendem a descer quando são soltos ao ar livre**; o contrário acontece para os gases de massa molecular menor que 28,9.

111. (FEI-SP) As águas poluídas do rio Tietê liberam, entre outros poluentes, o gás sulfídrico (H_2S). 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, a densidade do H_2S em relação ao ar, nas mesmas condições de temperatura e pressão, será aproximadamente:

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

Exercício resolvido

112. Nas mesmas condições de pressão e temperatura, apresenta maior massa 1 L de oxigênio seco ou 1 L de oxigênio úmido?

Justifique. (Massas atômicas: H = 1; O = 16.)

Resolução

Um litro de oxigênio seco tem massa maior, ou seja, é mais denso.

Isso pode ser justificado pela lei de Avogadro. De fato, em 1 L de qualquer gás, medido nas mesmas condições de pressão e temperatura, **existe sempre o mesmo número total (x) de moléculas**. No caso do oxigênio seco, todas as moléculas serão O_2, de massa molecular 32; no caso do oxigênio úmido, algumas moléculas serão de água, que têm menos massa (18), diminuindo, então, a massa do conjunto.

Observação:

Generalizando o problema anterior, você poderá perceber o seguinte: sendo 18 a massa molecular da água e chamando de M a massa molecular de um gás qualquer, teremos:

- quando $M < 18$, o gás úmido é mais denso que o seco;
- quando $M = 18$, a densidade do gás não se altera com a umidade;
- quando $M > 18$, o gás úmido é menos denso que o seco.

113. Considerando os gases hidrogênio, nitrogênio, hélio, xenônio, cloro, metano e argônio, quais os que têm sua densidade aumentada com a presença de umidade, em condições invariáveis de pressão e temperatura?

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

Exercícios complementares

Registre as respostas em seu caderno

114. (UCSal-BA) Sob pressão de 750 mmHg e temperatura de 25 °C, o volume de 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
d) $C\ell_2$
e) Ne

115. (UEM-PR) Determine 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.
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.

116. (Unicamp-SP) Um balão meteorológico de cor escura, no instante de seu lançamento, contém 100 mols de gás hélio (He). Após ascender a uma altitude de 15 km, a pressão do gás se reduziu a 100 mmHg e a temperatura, devido à irradiação solar, aumentou para 77 °C $\left(\text{Constante dos gases ideais: } R = 62\ \frac{\text{mmHg} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}\text{; massa molar do He} = 4\ \text{g} \cdot \text{mol}^{-1}\right)$. Calcule, nessas condições:

a) o volume do balão meteorológico;
b) a densidade do He em seu interior.

117. (UFU-MG) A massa molecular do CO é 28. A densidade de um gás puro, em relação ao CO, é 1,25. Logo, $9{,}03 \cdot 10^{23}$ moléculas do gás desconhecido pesam:

a) 31,5 g.
b) 35,0 g.
c) 52,5 g.
d) 23,3 g.
e) 42,0 g.

118. (Fuvest-SP)

> Ao nível do mar e a 25 °C:
> — volume molar de gás = 25 L/mol
> — densidade do ar atmosférico = 1,2 g/L

ADILSON SECCO

As bexigas *A* e *B* podem conter, respectivamente:

a) argônio e dióxido de carbono.
b) dióxido de carbono e amônia.
c) amônia e metano.
d) metano e amônia.
e) metano e argônio.

119. (Fuvest-SP) Deseja-se preparar e recolher os gases metano, amônia e cloro. As figuras I, II e III mostram dispositivos de recolhimento de gases em tubos de ensaio.

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

Considerando os dados da tabela abaixo,

	Massa molar (g/mol)	Solubilidade em água
Metano	16	Desprezível
Amônia	17	Alta
Cloro	71	Alta
Ar	29 (valor médio)	Baixa

escolha, dentre os dispositivos apresentados, os mais adequados para recolher, nas condições ambientes, metano, amônia e cloro. Esses dispositivos são, respectivamente:

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

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

15 Difusão e efusão dos gases

A difusão e a efusão de gases são fenômenos comuns no cotidiano.

SVEN ARNSTEIN / AGB

Sentimos o cheiro de um perfume porque suas moléculas espalham-se (difundem-se) pelo ar.

EDUARDO SANTALIESTRA/CID

EDUARDO SANTALIESTRA/CID

Certos balões vendidos em parques tendem a subir porque são inflados com hélio (ou hidrogênio). Após algumas horas, os balões acabam murchando porque o gás escapa (sofre efusão) através dos poros da borracha.

Vimos no estudo da Teoria Cinética dos Gases (página 331) que as partículas gasosas estão em movimento contínuo e muito rápido. Esse movimento faz com que **dois ou mais gases se misturem rapidamente, dando sempre origem a uma mistura homogênea**.

Esse fato pode ser constatado dispondo-se de dois balões de vidro, ligados entre si por uma comunicação provida de uma válvula; colocamos num dos balões um gás ou vapor colorido (NO_2, vapor de bromo, etc.) e deixamos no outro balão simplesmente o ar (mistura incolor de N_2 e O_2). Abrindo-se a válvula, podemos ver o gás colorido "caminhando" através do ar e se misturando com ele; esse movimento espontâneo de um gás através de outro é chamado de **difusão gasosa**.

ADILSON SECCO

Em 1829, o cientista Thomas Graham, estudando o "vazamento" dos gases através de pequenos orifícios (ou de paredes porosas) – fenômeno denominado **efusão de gases**, que é um caso particular da difusão gasosa –, enunciou:

> Em condições idênticas, as velocidades de efusão de dois gases são inversamente proporcionais às raízes quadradas de suas densidades absolutas.

Thomas Graham

Químico escocês, nasceu em Glasgow, em 1805, e faleceu em Londres, em 1869. Estudou a difusão de gases e líquidos. Descobriu o princípio da diálise, que até hoje é importante no tratamento de pacientes com deficiências renais.

ARG-LATINSTOCK

Thomas Graham. **(Pintura anônima do século XIX. Acervo do Museu de Ciências, Londres.)**

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

Matematicamente:

$$\frac{v_1}{v_2} = \sqrt{\frac{d_2}{d_1}}$$

Ora, lembrando que $d = \frac{PM}{RT}$ (página 358) e substituindo d_1 e d_2 na fórmula anterior, chegaremos a:

$$\frac{v_1}{v_2} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}}$$

Nessas fórmulas, a velocidade de efusão dos gases é medida em unidades de "volume que escapa por unidade de tempo"; em geral, ela é expressa em **litros por minuto**. Esta última fórmula matemática mostra que os gases que se difundem mais rapidamente são os de menor massa molar (ou seja, os de menor densidade).

Uma aplicação importante do fenômeno da efusão é no enriquecimento do urânio, em que se separam os dois isótopos (^{235}U e ^{238}U) usando seus compostos gasosos ($^{235}UF_6$ e $^{238}UF_6$). Esse enriquecimento do urânio é uma das etapas principais na produção do combustível para reatores nucleares, e poucas nações no mundo conseguem realizar essa separação.

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

PATRICK LANDMANN / SCIENCE PHOTO LIBRARY-LATINSTOCK

Maquinário de efusão de gás para enriquecimento de urânio. (Tricastin, França, 2004.)

Questões

Registre as respostas em seu caderno

a) Defina os fenômenos de difusão e efusão gasosas, explicando a diferença entre eles.

b) Critique as afirmações a seguir:

1) Dois gases podem se misturar dando origem a uma mistura heterogênea.

2) Um gás de menor massa molar se difundirá mais lentamente que um gás de maior massa molar.

3) Considerando que o gás *A* se difunde mais rapidamente que o gás *B*, podemos afirmar que a velocidade de efusão de *A* será menor que a de *B*.

Exercícios básicos

Registre as respostas em seu caderno

Exercício resolvido

120. (Mackenzie-SP) A velocidade de difusão do gás hidrogênio é igual a 27 km/min, em determinadas condições de pressão e temperatura (massas atômicas: H = 1; O = 16). Nas mesmas condições, a velocidade de difusão do gás oxigênio em km/h é de:

a) 4 km/h. b) 108 km/h. c) 405 km/h. d) 240 km/h. e) 960 km/h.

Resolução

$$\frac{v_{H_2}}{v_{O_2}} = \sqrt{\frac{M_{O_2}}{M_{H_2}}} \Rightarrow \frac{27}{v_{O_2}} = \sqrt{\frac{32}{2}} \Rightarrow v_{O_2} = 6{,}75 \text{ km/min}$$

Como foi pedida a velocidade em km/h, temos:

$$v_{O_2} = 6{,}75 \cdot 60 \Rightarrow \boxed{v_{O_2} = 405 \text{ km/h}}$$

Alternativa c.

121. (UFBA) Numa sala fechada, foram abertos ao mesmo tempo três frascos que continham, respectivamente, gás amoníaco (NH_3), dióxido de enxofre (SO_2) e sulfeto de hidrogênio (H_2S). Uma pessoa que estava na sala, a igual distância dos três frascos, sentiu o efeito desses gases na seguinte ordem:

a) H_2S, NH_3 e SO_2. b) H_2S, SO_2 e NH_3. c) NH_3, H_2S e SO_2. d) NH_3, SO_2 e H_2S. e) SO_2, NH_3 e H_2S.

122. (ITA-SP) Dois frascos, *A* e *B*, contêm soluções aquosas concentradas em $HC\ell$ e NH_3, respectivamente. Os frascos são mantidos aproximadamente a um metro de distância entre si, à mesma temperatura ambiente. Abertos os frascos, observa-se a formação de um aerossol branco entre os mesmos. Descreva o fenômeno e justifique por que o aerossol branco se forma em uma posição mais próxima a um dos frascos do que ao outro.

Exercício resolvido

123. Um gás está a 27 °C. A que temperatura a velocidade média de suas moléculas irá duplicar?

Resolução

$$\frac{v_1}{v_2} = \sqrt{\frac{T_1}{T_2}} \Rightarrow \frac{\cancel{v_1}}{2\cancel{v_1}} = \sqrt{\frac{300}{T_2}} \Rightarrow \frac{1}{4} = \frac{300}{T_2} \Rightarrow T_2 = 1.200 \text{ K} \Rightarrow \boxed{t_2 = 927 \text{ °C}}$$

Exercício resolvido

124. A velocidade de efusão do hélio (He) através de um orifício é 8 L por minuto. Qual a velocidade de efusão do metano (CH_4) através do mesmo orifício e nas mesmas condições de pressão e temperatura?

Resolução

$$\frac{v_{\text{hélio}}}{v_{\text{metano}}} = \sqrt{\frac{M_{\text{metano}}}{M_{\text{hélio}}}} \Rightarrow \frac{8}{v_{\text{metano}}} = \sqrt{\frac{16}{4}} \Rightarrow \boxed{v_{\text{metano}} = 4 \text{ L/min}}$$

125. (Uece) Nas mesmas condições de pressão e temperatura, um gás *X* atravessa um pequeno orifício a uma velocidade três vezes menor que o hélio. A massa molecular de *X* é:

a) 30. b) 32. c) 36. d) 40.

Exercício resolvido

126. Certo volume de hidrogênio demora 30 min para atravessar uma parede porosa. Qual o tempo empregado pelo mesmo volume de oxigênio na travessia da mesma parede e nas mesmas condições de pressão e temperatura? (Massas atômicas: H = 1; O = 16.)

Resolução

$$\frac{v_1}{v_2} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}} \Rightarrow \frac{v_{H_2}}{v_{O_2}} = \sqrt{\frac{32}{2}} \Rightarrow \boxed{v_{H_2} = 4\, v_{O_2}}$$

Ora, se o hidrogênio é quatro vezes mais rápido que o oxigênio e demora 30 min, o oxigênio irá demorar 4 · 30 = **120 min**, ou seja, **2 h**.

127. À mesma temperatura, um gás é quatro vezes mais denso que outro. Qual é a relação entre suas velocidades de efusão?

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

LEITURA

A CAMADA DE OZÔNIO

Frequentemente lemos notícias que nos informam sobre os perigos trazidos pelo buraco na camada de ozônio para os seres vivos na Terra.

O que está acontecendo na Terra? É o que vamos explicar, resumidamente, nesta leitura.

O Sol emite, para a Terra, partículas como prótons, elétrons etc. e também muita energia na forma de luz visível e nas demais radiações eletromagnéticas.

Do total de energia que nos chega do Sol, cerca de 46% correspondem a luz visível; 45%, a radiação infravermelha; e 9%, a radiação ultravioleta. Esta última contém mais energia e, por isso, é mais perigosa para a vida dos seres sobre a superfície da Terra. Em particular, a ultravioleta é a radiação que consegue "quebrar" várias moléculas que formam nossa pele, sendo por isso o principal responsável pelas queimaduras de praia.

Felizmente existe na atmosfera terrestre, aproximadamente entre 12 km e 32 km de altitude, uma **camada de ozônio** (**O_3**). Essa camada é muito tênue (porque nela existe cerca de uma molécula de O_3 para cada 1 milhão de moléculas de ar ou 1 ppm), mas muito importante, pois funciona como um escudo, evitando que cerca de 95% da radiação ultravioleta atinja a superfície terrestre.

Na década de 1960, os cientistas verificaram que a camada de ozônio estava sendo destruída mais rapidamente que o normal. Vários estudos mostraram que os óxidos de nitrogênio, presentes na atmosfera em quantidades cada vez maiores, eram os responsáveis pela destruição. Um dos cientistas que se destacaram nesses estudos foi Paul Crutzen.

ADILSON SECCO

(Representação sem escala; cores-fantasia.)

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

A destruição da camada de ozônio aumentou ainda mais com o uso dos compostos denominados "**c**loro**f**luor**c**arbonetos" ou "**c**loro**f**luor**c**arbonados", conhecidos pela sigla **CFC**. Os primeiros e mais importantes são o $CC\ell_2F_2$, chamado de **freon-12** (os números 1 e 2 indicam os números de átomos de carbono e de flúor, respectivamente), e o $CC\ell_3F$, chamado de **freon-11** (isto é, **um** carbono e **um** flúor). À primeira vista, esses compostos são maravilhosos, pois não são inflamáveis, tóxicos, corrosivos ou explosivos, e se prestam muito bem como **gases de refrigeração** no funcionamento de geladeiras, *freezers*, aparelhos de ar condicionado etc., em substituição ao NH_3, que é muito tóxico. Com o passar do tempo, descobriu-se que os freons eram também muito úteis como propelentes de aerossóis, em *sprays* de perfumes, desodorantes, tintas etc. (década de 1960); na fabricação de espumas de plástico (década de 1960); na limpeza dos microcircuitos de computador (década de 1970) etc. Com isso, o consumo de freons foi aumentando. Em 1974, os cientistas Frank S. Rowland e Mario J. Molina demonstraram que os CFCs também eram responsáveis pela destruição da camada de ozônio.

Imagem de satélite, colorizada artificialmente, mostrando o buraco na camada de ozônio sobre a Antártida (região em azul-escuro). Dados obtidos pelo satélite Aura em 2007.

A situação tornou-se alarmante quando, em outubro de 1984, um grupo de cientistas ingleses, trabalhando no Polo Sul, descobriu a perda de aproximadamente 40% da camada de ozônio sobre a Antártida.

Essa redução de concentração da camada de ozônio passou a ser chamada de buraco na camada de ozônio. É um fenômeno que se agrava durante a primavera (meses de setembro a dezembro) no Polo Sul e cuja dimensão já chegou a atingir cerca de 30 milhões de quilômetros quadrados. Com essas dimensões, o buraco cobria não só a Antártida, mas também os territórios mais meridionais da América do Sul e da Austrália.

Devemos salientar também que o tamanho do buraco na camada de ozônio varia de ano para ano, pois depende de muitos fatores, como as temperaturas nas várias camadas da atmosfera, a direção e a velocidade dos ventos e até mesmo de erupções vulcânicas.

E por que a preocupação com o buraco na camada de ozônio é tão grande?

Porque é certo que uma redução de 1% na camada de ozônio corresponde a um aumento de 2% da radiação ultravioleta que chega à superfície da Terra, o que trará grandes problemas, como: aumento do número de casos de câncer de pele, especialmente nas pessoas de pele clara (e ainda mais se expostas ao sol de verão); aumento do número de casos de catarata e cegueira, inclusive em animais; queima de vegetais (eucaliptos secam, cactos murcham etc.); alterações no plâncton existente na água do mar, com enormes reflexos em toda a cadeia alimentar marítima.

Outro aspecto grave a considerar é que se estima em cerca de 50 a 60 anos o tempo necessário para recuperar a camada de ozônio, depois de cessar toda a produção de CFC.

Diante dessa situação, em uma reunião de políticos e cientistas realizada no Canadá, em 1987, foi redigido o chamado **Protocolo de Montreal**, pelo qual 24 países se comprometiam a abandonar, até 2010, o uso dos CFCs. Com a adesão, atualmente, de 191 países, pode-se dizer que o Protocolo de Montreal foi o mais bem-sucedido tratado de proteção ao meio ambiente até hoje. O Brasil, por exemplo, proibiu, a partir de 1999, a fabricação de geladeiras que usavam CFC, e proibiu, a partir de 2007, a importação de CFC.

As indústrias procuraram se adaptar às novas exigências ambientais fabricando novos compostos a serem usados principalmente em refrigeração. Surgiram daí os chamados **HCFCs** (compostos com menor teor de cloro, como $C\ell_2FC—CH_3$ e $C\ell F_2C—CH_3$) e os **HFCs** (compostos sem cloro, como $CHF_2—CF_3$ e $CHF_2—CHF_2$).

EDUARDO SANTALIESTRA/CID

Atualmente, os aerossóis não contêm compostos clorofluorcarbonados.

Compostos desse tipo afetam muito menos a camada de ozônio, mas tendem a piorar o aquecimento global da Terra (efeito estufa). Por isso, a tendência mundial é a de "congelar" a produção desses novos compostos a partir de 2015 e cessar sua produção perto de 2040. Note que surge, novamente, um velho conflito de interesses:

- de um lado, o interesse das indústrias em manter seus lucros, continuando a produzir esses novos produtos químicos;
- de outro lado, a luta dos ambientalistas em propor o fim da produção de certos produtos químicos, porque às vezes é muito difícil provar, de forma conclusiva, os malefícios de determinados compostos químicos.

Por fim, queremos lembrar que, por seus trabalhos relativos à química do ozônio na estratosfera, os cientistas Frank S. Rowland, Mario J. Molina e Paul Crutzen receberam o Prêmio Nobel de Química de 1995.

E, agora, o reverso da medalha

O ozônio que, como acabamos de ver, é nosso aliado na estratosfera, torna-se um inimigo perigoso no ar que respiramos, próximo à superfície da Terra.

No ar ambiente, o ozônio é um poluente que já apresenta riscos em quantidades tão baixas quanto 0,12 ppm (ppm = partes por milhão, o que significa existir 0,12 litro de O_3 em 1 milhão de litros de ar). O ozônio provoca: irritação nos olhos; problemas pulmonares, como edema e hemorragias, chegando a ser fatal em doses altas; corrosão da borracha; queima das folhas e dos frutos dos vegetais, sendo o tomate e o tabaco os mais sensíveis.

OS BICHOS **Fred Wagner**

2010 TRIBUNE MEDIA

Questões sobre a leitura

Registre as respostas em seu caderno

128. Como a camada de ozônio na estratosfera é benéfica para a vida na Terra?

129. Os clorofluorcarbonetos contribuíram para aumentar drasticamente o buraco na camada de ozônio. Explique por que uma substância que é tão prejudicial era usada pelo ser humano.

130. Por que podemos dizer que a substituição dos CFCs resolveu um problema mas criou outro?

131. A substituição dos HCFCs é polêmica, pois gera um conflito de interesses entre a indústria e os ambientalistas. Discuta com seus colegas se a tendência mundial de cessar a produção dessas substâncias é correta.

132. Por que ao mesmo tempo o ozônio pode ser considerado uma substância útil e nociva para o ser humano?

133. O ponto de ebulição do ozônio é –111,9 °C a 1 atm. Releia o infográfico da abertura do capítulo e faça uma previsão de qual será o ponto de ebulição dessa substância na camada de ozônio.

CAPÍTULO

13 Cálculo de fórmulas

Prever o futuro sempre foi um grande desejo do ser humano. Entendendo as transformações químicas da matéria e utilizando cálculos matemáticos, podemos prever e criar hipóteses possíveis para o nosso futuro.

TÓPICOS DO CAPÍTULO

1 AS FÓRMULAS NA QUÍMICA

2 CÁLCULO DA FÓRMULA CENTESIMAL

3 CÁLCULO DA FÓRMULA MÍNIMA

4 CÁLCULO DA FÓRMULA MOLECULAR

LEITURA: *O EFEITO ESTUFA*

Quanto vai esquentar?

Para projetar o que pode acontecer com o clima no futuro, os cientistas tentam prever quanto gás carbônico a humanidade vai emitir.

As diversas atividades dos seres humanos geram gás carbônico (CO_2) e outros gases que forçam o aquecimento global. Como ninguém sabe o que acontecerá até o fim do século XXI, cientistas do IPCC* usam projeções de demografia e de desenvolvimento socioeconômico e tecnológico para criar cenários de emissões e calcular o possível aquecimento em diferentes situações. O gráfico abaixo mostra os cenários extremos.

América do Norte e Europa
Plantações e florestas ao norte poderiam aumentar com a elevação da temperatura, assim como inundações e erosão. Ondas de calor, retração das geleiras e secas pioriariam. Algumas regiões perderiam mais da metade de suas espécies.

Mares e oceanos
O nível do mar subiria cerca de 1 metro. O excesso de CO_2 acidificaria os oceanos, ameaçando os corais e as espécies que dependem deles.

Variação da temperatura média mundial em relação a 1990 (°C)

As piores escolhas
Em um mundo movido pela competição, usando tecnologias poluentes como as de hoje, com população e consumo crescentes, as emissões de gases e a temperatura aumentarão aceleradamente.

Desenvolvimento responsável
Se a população mundial estabilizar, adotar tecnologias limpas e controlar o uso de recursos naturais, compartilhando esforços e reduzindo diferenças sociais, o ritmo do aquecimento diminuirá.

ILUSTRAÇÕES: ALEXANDRE DE PAULA

* *Intergovernmental Panel on Climate Change* (Painel Intergovernamental sobre Mudança do Clima).

REFLETINDO

Calcular as proporções de matéria é fundamental para a Ciência e, em especial, para a Química. A queima de 12 g de carvão libera 44 g de gás carbônico, CO_2, na atmosfera. Observando sua fórmula química e sabendo que C = 12 u e O = 16 u, responda:

a) Qual a porcentagem, em átomos de oxigênio, no total de átomos dessa amostra?
b) Qual a porcentagem, em massa de oxigênio, na massa total dessa amostra?
c) Explique a diferença entre essas duas porcentagens do oxigênio.

1 As fórmulas na Química

Existem milhões de substâncias químicas. Para identificá-las, são usados **nomes** e **fórmulas**. Em capítulos anteriores, aprendemos os nomes e as fórmulas de muitas substâncias, por exemplo:

- ácido sulfúrico (H_2SO_4);
- ácido fosfórico (H_3PO_4);
- óxido ferroso (FeO);
- óxido de crômio III (Cr_2O_3).

Essas são chamadas **fórmulas moleculares** (ou simplesmente **fórmulas**), pois representam de fato a molécula da substância considerada – do ponto de vista tanto **qualitativo** como **quantitativo**. Assim, quando dizemos que a fórmula molecular do ácido sulfúrico é H_2SO_4, isso indica que o ácido sulfúrico é formado por **hidrogênio**, **enxofre** e **oxigênio** e que em cada molécula desse ácido existem **2**, **1** e **4 átomos** dos elementos que o constituem, respectivamente.

Como apareceram essas fórmulas na Química? Elas surgiram na segunda metade do século XIX, como consequência das leis das reações e da teoria atômico-molecular. Sem dúvida, a fórmula de uma substância é importante, pois nos dá a ideia clara de sua composição química.

E, atualmente, como as fórmulas são determinadas? É evidente que, quando os químicos descobrem uma nova substância, eles não conhecem sua fórmula. O caminho clássico, nessas ocasiões, é submeter a substância a uma **análise química**. Essa análise começa pela purificação da substância, chamada **análise imediata**. Em seguida, a substância já purificada é submetida a uma **análise elementar** (qualitativa e quantitativa). Na qualitativa, determinam-se quais são os elementos presentes na substância; na quantitativa, quanto há de cada elemento. Com esses dados pode-se, então, calcular a **fórmula centesimal**, que passamos a explicar adiante.

2 Cálculo da fórmula centesimal

Em nosso dia a dia, encontramos porcentagens com grande frequência. Ouvimos diariamente frases do tipo: "A inflação do mês foi de 0,47%"; "No último ano, a população aumentou 2,1%"; "O preço da gasolina subiu 4,7%" etc.

Na Química, acontece fato semelhante. Dizemos, por exemplo, que a composição centesimal do metano (CH_4) é **75% de carbono e 25% de hidrogênio**. Isso significa que, em cada 100 g de metano, encontramos 75 g de carbono e 25 g de hidrogênio.

Daí a definição:

> **Fórmula centesimal** (ou **composição centesimal** ou **composição percentual**) refere-se às porcentagens **em massa** dos elementos formadores da substância considerada.

Para o metano, poderíamos escrever:

$$C_{75\%}H_{25\%}$$

A fórmula centesimal representa a **proporção em massa** existente na substância, que é **sempre constante**, segundo a Lei Ponderal de Proust (páginas 78 e 79). Vamos então exemplificar o cálculo de uma fórmula centesimal a partir dos dados obtidos da análise da substância. Na verdade, esse cálculo se resume a um simples **cálculo de porcentagens**.

1º exemplo

A análise de 0,40 g de certo óxido de ferro revelou que ele encerra 0,28 g de ferro e 0,12 g de oxigênio. Qual é a sua fórmula centesimal?

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

Resolução:

- para o Fe $\left\{\begin{array}{ll} 0{,}40 \text{ g de óxido} & \text{———} \quad 0{,}28 \text{ g de Fe} \\ 100 \text{ g de óxido} & \text{———} \quad x\% \text{ de Fe} \end{array}\right\}$ $\boxed{x = 70\% \text{ de Fe}}$

- para o O $\left\{\begin{array}{ll} 0{,}40 \text{ g de óxido} & \text{———} \quad 0{,}12 \text{ g de O} \\ 100 \text{ g de óxido} & \text{———} \quad y\% \text{ de O} \end{array}\right\}$ $\boxed{y = 30\% \text{ de O}}$

Conferindo: 70% + 30% = 100%

Outro caminho possível é o cálculo da fórmula centesimal a partir da fórmula molecular da substância.

2º exemplo

Calcular a composição centesimal do ácido sulfúrico (massas atômicas: H = 1; O = 16; S = 32).

Resolução:

Inicialmente, calculamos a massa molar do ácido sulfúrico:

$$\underbrace{H_2}_{1 \cdot 2} + \underbrace{S}_{32} + \underbrace{O_4}_{16 \cdot 4}$$

$$2 + 32 + 64 = 98$$

Em seguida, fazemos o cálculo das porcentagens:

- para o H $\left\{\begin{array}{ll} 98 \text{ g de } H_2SO_4 & \text{———} \quad 2 \text{ g de H} \\ 100 \text{ g de } H_2SO_4 & \text{———} \quad x\% \text{ de H} \end{array}\right\}$ $\boxed{x \simeq 2{,}04\% \text{ de H}}$

- para o S $\left\{\begin{array}{ll} 98 \text{ g de } H_2SO_4 & \text{———} \quad 32 \text{ g de S} \\ 100 \text{ g de } H_2SO_4 & \text{———} \quad y\% \text{ de S} \end{array}\right\}$ $\boxed{y \simeq 32{,}65\% \text{ de S}}$

- para o O $\left\{\begin{array}{ll} 98 \text{ g de } H_2SO_4 & \text{———} \quad 64 \text{ g de O} \\ 100 \text{ g de } H_2SO_4 & \text{———} \quad z\% \text{ de O} \end{array}\right\}$ $\boxed{z \simeq 65{,}31\% \text{ de O}}$

Evidentemente, a soma desses resultados deve ser igual a 100 (ou quase 100, dependendo da aproximação dos cálculos, como aconteceria no 2º exemplo se usássemos 2,0 + 32,6 + 65,3 = 99,9). Convém fazer essa soma sempre, para conferir os cálculos.

OBSERVAÇÕES

- Quando a fórmula da substância apresenta parênteses ou colchetes, é conveniente eliminá-los, como é feito em Matemática, para facilitar os cálculos. Por exemplo, $Ca_3(PO_4)_2$ equivale a $Ca_3P_2O_8$; $Fe_4[Fe(CN)_6]_3$ equivale a $Fe_4[Fe_3C_{18}N_{18}]$ ou, melhor, a $Fe_7C_{18}N_{18}$; e assim por diante.
- Quando uma substância contém água de cristalização, deve-se calcular a porcentagem da água **como se H_2O fosse um único elemento, com massa de 18 g/mol**. Assim, por exemplo, na composição centesimal do $Na_2CO_3 \cdot 10\ H_2O$ são dadas as porcentagens do **sódio**, do **carbono**, do **oxigênio** e da **água**.
- Há casos especiais em que podem interessar as porcentagens de partes da substância considerada. Por exemplo, o $Ca_3(PO_4)_2$ equivale a $(CaO)_3(P_2O_5)$, uma vez que podemos obtê-lo pela reação:

$$3\ CaO + P_2O_5 \longrightarrow Ca_3(PO_4)_2$$

Nesse caso, a composição centesimal do $Ca_3(PO_4)_2$ pode ser dada dizendo-se que ele encerra 54,19% de CaO e 45,81% de P_2O_5.

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

Decisão industrial: custo *versus* benefício

Vamos supor que uma indústria siderúrgica dispusesse dos minérios FeO, Fe_2O_3 e Fe_3O_4 para produzir ferro. Qual dos três contém mais ferro? Usando as fórmulas correspondentes, podemos calcular que, em massa, o FeO contém 77,7% de ferro, o Fe_2O_3 70% de ferro e o Fe_3O_4 72,4% de ferro. Portanto, dos três minérios, o FeO é o que tem mais ferro. Será ele então o escolhido pela indústria para produzir ferro? Isso dependerá de vários outros fatores econômicos, como, por exemplo: do preço do minério por tonelada; da existência de impurezas no minério; da distância a ser percorrida para trazer o minério da jazida até a indústria; da dificuldade (e, portanto, do preço) para extrair o ferro do minério etc.

Transporte de minério de ferro. (Carajás, PA, 2004.)

ANDRÉ PENNER/SAMBAPHOTO

Questões

Registre as respostas em seu caderno

a) Diferencie análise qualitativa de análise quantitativa.

b) Critique as afirmações a seguir.

1) A soma das porcentagens em massa de todos os elementos que compõem uma substância pode resultar em qualquer valor.

2) Não é possível calcular a composição centesimal de uma substância sabendo apenas sua fórmula molecular e as massas atômicas dos elementos que a compõem.

Exercícios básicos

Registre as respostas em seu caderno

Atenção: Utilize as massas atômicas que forem necessárias.

1. A análise de 1,2 g de um composto revelou que este possuía 0,24 g de magnésio, 0,32 g de enxofre e 0,64 g de oxigênio. Determine a sua composição centesimal.

2. (PUC-RJ) A água oxigenada é uma solução de peróxido de hidrogênio (H_2O_2), fortemente antisséptica, por liberar O_2. Os percentuais, em massa, de hidrogênio e oxigênio, nesse composto, são, respectivamente:

a) 2% e 2%.
b) 2% e 32%.
c) 4,0% e 4,0%.
d) 5,9% e 94,1%.
e) 50% e 50%.

3. (Mackenzie-SP) A ureia, que tem fórmula molecular CH_4N_2O, constitui um dos produtos finais do metabolismo da maioria dos vertebrados, sendo excretada pela urina. A porcentagem de nitrogênio, em massa, na molécula de ureia é aproximadamente igual a:

Dado: massa molar (g/mol) H = 1, C = 12, N = 14, O = 16.

a) 23,3%.
b) 20,0%.
c) 60,8%.
d) 46,7%.
e) 28,0%.

4. (PUC-PR) Qual a porcentagem mais aproximada de fósforo e nitrogênio no fosfato de amônio?

(Massas atômicas: H = 1, O = 16, P = 31, N = 14, NH_4^+, PO_4^{3-}.)

a) 29,5 e 10,1.
b) 30,2 e 7,3.
c) 20,8 e 28,2.
d) 30,7 e 11,2.
e) 50,1 e 20,2.

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

5. (UFMS) A fórmula percentual indica a massa de cada elemento químico que existe em 100 partes de massa da substância. Considerando a sacarose, $C_{12}H_{22}O_{11}$, açúcar extraído da cana-de-açúcar e da beterraba, é correto afirmar que a composição percentual de carbono, de hidrogênio e de oxigênio nessa molécula é, respectivamente:

a) (40,11; 7,43 e 52,46)%.
b) (43,11; 5,43 e 51,46)%.
c) (41,11; 8,43 e 50,46)%.
d) (42,11; 6,43 e 51,46)%.
e) (43,11; 4,43 e 52,46)%.

6. Calcule a composição centesimal do sulfato cúprico penta-hidratado ($CuSO_4 \cdot 5\ H_2O$).

Observação: Nesse caso, considere H_2O como se fosse um único elemento, "pesando" 18.

7. (UFRGS-RS) A combinação entre o nitrogênio e o oxigênio pode originar diferentes óxidos. Entre os óxidos nitrogenados abaixo, aquele que apresenta, em sua composição, o maior teor ponderal de nitrogênio é o:

a) NO.
b) NO_2.
c) N_2O.
d) N_2O_3.
e) N_2O_5.

8. (Unifor-CE) As porcentagens aproximadas, em massa, de MoO_3 e K_2O existentes no dimolibdato de potássio, $K_2Mo_2O_7$, são respectivamente iguais a:

a) 75,39% e 24,61%.
b) 37,7% e 62,3%.
c) 68,32% e 31,68%.
d) 78,4% e 21,6%.

Exercícios complementares

Registre as respostas em seu caderno

9. (UCG-GO) A penicilina G, um antibiótico largamente utilizado, tem fórmula $C_{16}H_{18}N_2O_4S$.

Qual a porcentagem de carbono na penicilina G?

10. (Fuvest-SP) Lavoisier, no *Traité Élémentaire de Chimie*, cujo segundo centenário de publicação foi celebrado em 1989, afirma que a proporção entre as massas de oxigênio e hidrogênio que entram na composição de cem partes de água é 85 : 15 (massas atômicas: H = 1,0; O = 16,0). Hoje sabemos que essa proporção é aproximadamente:

a) 67 : 33.
b) 80 : 20.
c) 87 : 13.
d) 89 : 11.
e) 91 : 9.

11. (UniFEI-SP) O carbonato de cálcio é formado por 40% de cálcio, 12% de carbono e *x*% de oxigênio (% em massa). Em 50 g do referido sal, a quantidade de oxigênio é igual a:

a) 8 g.
b) 16 g.
c) 24 g.
d) 32 g.
e) 48 g.

12. (UFF-RJ) O esmalte dos dentes contém um mineral chamado hidroxiapatita – $Ca_5(PO_4)_3OH$. Os ácidos presentes na boca, ao reagirem com a hidroxiapatita, provocam o desgaste do esmalte, originando as cáries. Atualmente, com o objetivo de prevenção contra as cáries, os dentifrícios apresentam em suas fórmulas o fluoreto de cálcio. Este é capaz de reagir com a hidroxiapatita, produzindo a fluorapatita – $Ca_5(PO_4)_3F$ – uma substância que adere ao esmalte, dando mais resistência aos ácidos produzidos, quando as bactérias presentes na boca metabolizam os restos de alimentos.

Com base nas fórmulas mínimas das duas substâncias, pode-se afirmar que o percentual de fósforo nos compostos é, aproximadamente:

a) 0,18%.
b) 0,60%.
c) 6,00%.
d) 18,50%.
e) 74,0%.

13. (Mackenzie-SP) Em conjunto, os minerais representam 4% da massa do nosso organismo. Cerca de 50% dessa massa é cálcio e 25% é fósforo. Num indivíduo de 60 kg, as quantidades de cálcio e de fósforo são:

a) 2,0 kg e 1,0 kg.
b) 0,5 kg e 0,25 kg.
c) 2,4 kg e 1,5 kg.
d) 1,2 kg e 0,6 kg.
e) 3,0 kg e 1,5 kg.

14. (Enem-MEC) A água é um dos componentes mais importantes das células. A tabela abaixo mostra como a quantidade de água varia em seres humanos, dependendo do tipo de célula. Em média, a água corresponde a 70% da composição química de um indivíduo normal.

Tipo de célula	Quantidade de água
Tecido nervoso – substância cinzenta	85%
Tecido nervoso – substância branca	70%
Medula óssea	75%
Tecido conjuntivo	60%
Tecido adiposo	15%
Hemácias	65%
Ossos (sem medula)	20%

Fonte: L. C. Junqueira e J. Carneiro. *Histologia básica*. 8. ed. Rio de Janeiro: Guanabara Koogan, 1985.

Durante uma biópsia, foi isolada uma amostra de tecido para análise em um laboratório. Enquanto intacta, essa amostra pesava 200 mg. Após secagem em estufa, quando se retirou toda a água do tecido, a amostra passou a pesar 80 mg. Baseado na tabela acima, pode-se afirmar que essa é uma amostra de:

a) tecido nervoso – substância cinzenta.
b) tecido nervoso – substância branca.
c) hemácias.
d) tecido conjuntivo.
e) tecido adiposo.

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

3 Cálculo da fórmula mínima

Por definição:

> **Fórmula mínima** (ou **empírica**, ou **estequiométrica**) é a que indica os **elementos formadores da substância**, bem como a **proporção em número de átomos** desses elementos expressa em números inteiros e os menores possíveis.

Vejamos alguns exemplos de fórmula mínima, aproveitando a ocasião para compará-los com as fórmulas moleculares correspondentes:

Substância	Fórmula molecular	Fórmula mínima
Água oxigenada	H_2O_2	HO
Glicose	$C_6H_{12}O_6$	CH_2O
Ácido sulfúrico	H_2SO_4	H_2SO_4
Sacarose	$C_{12}H_{22}O_{11}$	$C_{12}H_{22}O_{11}$

Às vezes, a fórmula mínima equivale a uma "simplificação matemática" da fórmula molecular. Assim, no primeiro exemplo acima, temos H_2O_2 $\boxed{:2}$ = HO; no segundo, $C_6H_{12}O_6$ $\boxed{:6}$ = CH_2O.

Outras vezes, a simplificação não é possível (foi o que aconteceu no terceiro e no quarto exemplos dados) e, então, a fórmula mínima coincide com a fórmula molecular.

Resumindo, podemos dizer que:

$$\text{(fórmula molecular)} = \text{(fórmula mínima)} \cdot n$$

Nessa expressão, n = 1, 2, 3, ... número inteiro.

Voltamos a repetir que, nos cálculos químicos, a fórmula molecular é a mais importante. Como será visto mais adiante, **a fórmula mínima serve apenas como uma etapa intermediária no cálculo da fórmula molecular**. Vejamos, agora, um exemplo de cálculo da fórmula mínima.

Calcular a fórmula mínima de um composto que apresenta 43,4% de sódio, 11,3% de carbono e 45,3% de oxigênio (massas atômicas: Na = 23; C = 12; O = 16).

Vamos adotar o seguinte esquema:

Dados	Divisão das porcentagens pelas respectivas massas atômicas	Divisão pelo menor dos valores encontrados (0,94)	Fórmula mínima
43,4% Na	$\frac{43,4}{23} = 1,88$	$\frac{1,88}{0,94} = 2$	
11,3% C	$\frac{11,3}{12} = 0,94$	$\frac{0,94}{0,94} = 1$	Na_2CO_3
45,3% O	$\frac{45,3}{16} = 2,82$	$\frac{2,82}{0,94} = 3$	
Proporção em massa	Proporção em átomos	Proporção em átomos	Proporção em átomos

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

Justificação dos cálculos

A composição centesimal dada no problema (primeira coluna da tabela) é uma **proporção em massa** (são as massas contidas em 100 g do composto). No entanto, a fórmula mínima deve indicar a **proporção em número de átomos** – daí a necessidade dos cálculos feitos na segunda coluna; esses cálculos correspondem, em última análise, a **cálculos das quantidades** em mols (páginas 141 e 142), os quais podem ser feitos ou pela fórmula $n = \frac{m}{M}$, ou por meio de regras de três. Por exemplo, no caso do sódio, temos:

$$\left.\begin{array}{rcl} 23 \text{ g de Na} & \text{———} & 1 \text{ mol} \\ 43{,}4 \text{ g de Na} & \text{———} & x \end{array}\right\} \quad x = \frac{43{,}4}{23} = \boxed{1{,}88 \text{ mol de Na}}$$

Os resultados obtidos na segunda coluna já traduzem a **proporção em número de átomos**. Podemos escrever a seguinte "fórmula":

$$\boxed{Na_{1,88}\ C_{0,94}\ O_{2,82}}$$

Considerando, porém, que **números de átomos são números inteiros**, partimos para a terceira coluna, cujos cálculos constituem apenas um artifício matemático, pois **multiplicar ou dividir todos os valores pelo mesmo número não altera a proporção**. Desse modo, a mesma proporção obtida na segunda coluna passa a ser representada pelos números inteiros 2 : 1 : 3, que indicam a fórmula mínima procurada:

$$\boxed{Na_2CO_3}$$

OBSERVAÇÕES

- No exemplo anterior, foram dadas as porcentagens dos elementos formadores da substância, que representam **as massas dos elementos existentes em 100 g da substância**. Os cálculos seriam idênticos se fossem dadas as massas dos elementos existentes em um total diferente de 100 g do composto (a Lei de Proust garante que, mesmo mudando a massa total do composto, **a proporção entre seus elementos permanece constante**).
- Em certos problemas, acontece frequentemente o seguinte: dividindo-se todos os valores pelo menor deles (terceira coluna), **nem sempre chegamos a um resultado com todos os números inteiros**. Por exemplo, num outro problema poderíamos ter a proporção 2 : 1,5 : 3; no entanto, multiplicando esses valores por 2, teremos 4 : 3 : 6. Generalizando, dizemos que, às vezes, no final do problema, somos obrigados a efetuar uma tentativa multiplicando todos os valores por 2, ou por 3 etc. (sempre um número inteiro e pequeno), a fim de que os resultados finais se tornem inteiros e os menores possíveis.

Questões

Registre as respostas em seu caderno

Critique as afirmações a seguir:

a) A fórmula mínima é mais importante nos cálculos químicos que a fórmula molecular.

b) A fórmula mínima de uma substância sempre vai ser diferente da sua fórmula molecular.

Exercícios básicos

Registre as respostas em seu caderno

Atenção: Utilize as massas atômicas que forem necessárias.

15. (Faap-SP) Calcule a fórmula mínima de um composto formado pelos elementos carbono, hidrogênio e nitrogênio, nas seguintes proporções em massa: 38,7% de C, 16,1% de H e 45,2% de N.

16. Sabendo que uma substância encerra 21,9% de cálcio, 38,8% de cloro e 39,3% de água de cristalização, calcule sua fórmula mínima.

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

17. 1,95 g de um composto encerra 1,15 g de sódio e 0,80 g de oxigênio. Qual é a sua fórmula mínima?

Observação: Neste exercício não é necessário calcular as porcentagens do sódio e do oxigênio. Pode-se partir das próprias massas dadas e seguir o esquema proposto na página 374.

18. (UFV-MG) Sabe-se que, quando uma pessoa fuma um cigarro, pode inalar de 0,1 até 0,2 mg de nicotina. Descobriu-se em laboratório que cada miligrama de nicotina contém 74,00% de carbono, 8,65% de hidrogênio e 17,30% de nitrogênio. Calcule a fórmula mínima da nicotina.

19. (Mackenzie-SP) Ao se analisar um óxido de elemento não metálico *Y*, encontrou-se a proporção de 1,5 mol de átomos de oxigênio para 1 mol de átomos de *Y*. A fórmula desse óxido pode ser:

a) OF_2.
b) SO_3.
c) CO_2.
d) Fe_2O_3.
e) N_2O_3.

20. (Unesp) O ferro é um elemento químico usado na confecção de utensílios há séculos. Um dos problemas para sua utilização é a tendência à oxidação. Dentre os produtos de oxidação possíveis, dois óxidos – óxido 1 e óxido 2 – apresentam, respectivamente, 70,0% e 77,8% em ferro. Dadas as massas molares Fe = 56 g · mol^{-1} e O = 16 g · mol^{-1}, as fórmulas mínimas para os óxidos 1 e 2 são, respectivamente:

a) Fe_2O_3 e FeO.
b) Fe_2O_3 e Fe_3O_4.
c) Fe_3O_4 e Fe_2O_3.
d) Fe_3O_4 e FeO.
e) FeO e Fe_2O_3.

Exercícios complementares

Registre as respostas em seu caderno

21. (Vunesp) Ferritas são compostos com propriedades magnéticas e utilizados em componentes eletrônicos. A análise química de uma ferrita forneceu os resultados: Mg = 12%; Fe = 56%; O = 32% (massas atômicas: Mg = 24; Fe = 56; O = 16). Determinar a fórmula mínima da ferrita.

22. Um óxido de enxofre possui 40% de enxofre. Sua fórmula mínima será:

a) SO.
b) SO_2.
c) SO_3.
d) S_2O_3.
e) S_3O_2.

Observação: Se o óxido possui 40% de enxofre, então ele conterá: 100 − 40 = 60% de oxigênio.

23. (UFRN) Na Antártida, certo cientista brasileiro estuda a ação dos gases do tipo clorofluorcarbono (CFC) sobre a camada de ozônio. Usando um balão-sonda, coletou uma amostra de ar estratosférico, da qual isolou um desses gases. Na análise de composição da substância isolada, detectou 31,4% de flúor (F) e 58,7% de cloro (Cℓ). A partir desses dados, concluiu que a fórmula mínima do composto é:

a) $CF_2C\ell$.
b) $CF_2C\ell_2$.
c) $CFC\ell_2$.
d) $CFC\ell$.

24. (FEQ-CE) A análise química de uma amostra revela a seguinte relação entre os elementos químicos formadores da substância: 0,25 mol de H, 0,25 mol de S e 1,0 mol de O. Pode-se concluir que a fórmula mínima da substância é:

a) $H_2S_2O_4$.
b) H_2SO_4.
c) HSO_8.
d) HSO_4.
e) HSO_2.

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

4 Cálculo da fórmula molecular

Por definição:

> **Fórmula molecular** é a que indica os **elementos formadores da substância** e o **número exato de átomos** de cada elemento na molécula dessa substância.

Já vimos, na página 374, alguns exemplos de fórmula mínima e de fórmula molecular. E aprendemos que **a fórmula molecular ou coincide ou é um múltiplo exato da fórmula mínima**. Portanto, um dos caminhos para determinar a fórmula molecular é **calcular inicialmente a fórmula mínima e depois multiplicá-la por *n***. O valor de *n*, por sua vez, é calculado a partir da **massa molar** da substância, ou seja:

(fórmula molecular) = (fórmula mínima) · *n* (sendo *n* = 1, 2, 3, ... número inteiro)

Temos, então: (massa molar) = (massa da fórmula mínima) · n

Logo:

$$n = \frac{\text{massa molar}}{\text{(massa da fórmula mínima)}}$$

Nos exercícios, em geral é dada a **massa molar**. Quando uma nova substância é descoberta ou sintetizada nos laboratórios, sua massa molar pode ser calculada por vários processos:

- se a substância é um gás ou vapor, a massa molar (M) pode ser obtida com o uso da equação de Clapeyron: $PV = \frac{m}{M}RT$;
- se a substância é um líquido que pode ser vaporizado sem se decompor, também podemos empregar a equação de Clapeyron;
- para substâncias sólidas, existem outros processos, que não serão vistos neste livro.

Por sua vez, a **massa da fórmula mínima** é obtida pela soma das massas atômicas dos átomos constituintes da fórmula mínima.

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

4.1. Cálculo da fórmula molecular a partir da fórmula mínima

Exemplo

Uma substância de massa molar 180 encerra 40,00% de carbono, 6,72% de hidrogênio e 53,28% de oxigênio. Pede-se sua fórmula molecular. (Massas atômicas: H = 1; C = 12; O = 16.)

Resolução:

Vamos inicialmente calcular a fórmula mínima, como aprendemos anteriormente:

Dados	Divisão das porcentagens pelas respectivas massas atômicas	Divisão pelo menor dos valores encontrados (3,33)	Fórmula mínima
40,00% de C	$\frac{40,00}{12} = 3,33$	$\frac{3,33}{3,33} = 1$	
6,72% de H	$\frac{6,72}{1} = 6,72$	$\frac{6,72}{3,33} \simeq 2$	CH_2O
53,28% de O	$\frac{53,28}{16} = 3,33$	$\frac{3,33}{3,33} = 1$	

Agora, podemos calcular a **massa da fórmula mínima** (CH_2O), somando as massas atômicas dos átomos aí contidos: $12 + 1 \cdot 2 + 16 = 30$

Podemos, também, dizer que:

(fórmula molecular) = $(CH_2O)_n$ em que: $n = \frac{\text{(massa molar)}}{\text{(massa da fórmula mínima)}}$

Considerando que a massa molar foi dada no enunciado do problema ($M = 180$), concluímos que:

$$n = \frac{180}{30} \Rightarrow \boxed{n = 6}$$

Logo: (fórmula molecular) = $(CH_2O)_6$ $\Rightarrow$ $\boxed{\text{(fórmula molecular)} = C_6H_{12}O_6}$

4.2. Cálculo direto da fórmula molecular

Podemos calcular a fórmula molecular de uma substância **sem utilizar a fórmula mínima**. Vamos resolver novamente o problema anterior. Pelo enunciado do exemplo anterior, já sabemos que a substância é formada por **carbono, hidrogênio** e **oxigênio**, o que nos permite iniciar a resolução do problema escrevendo que a fórmula molecular e a massa molar serão:

$$\underset{12x}{\underset{\downarrow}{C_x}} + \underset{1y}{\underset{\downarrow}{H_y}} + \underset{16z}{\underset{\downarrow}{O_z}} = 180$$

Basta, agora, montar uma regra de três para cada um dos elementos químicos que aí aparecem:

- Para o C $\left\{\begin{array}{l} 100\% \text{ da substância} \text{ ——— } 40{,}00\% \text{ de C} \\ 180 \text{ g da substância} \text{ ——— } 12x \text{ g de C} \end{array}\right\}$ $\boxed{x = 6}$

- Para o H $\left\{\begin{array}{l} 100\% \text{ da substância} \text{ ——— } 6{,}72\% \text{ de H} \\ 180 \text{ g da substância} \text{ ——— } 1y \text{ g de H} \end{array}\right\}$ $\boxed{y = 12}$

- Para o O $\left\{\begin{array}{l} 100\% \text{ da substância} \text{ ——— } 53{,}28\% \text{ de O} \\ 180 \text{ g da substância} \text{ ——— } 16z \text{ g de O} \end{array}\right\}$ $\boxed{z = 6}$

Com isso, temos a fórmula: $\boxed{C_6H_{12}O_6}$

Questões

Registre as respostas em seu caderno

a) Compare as definições de fórmula mínima e fórmula molecular e cite uma semelhança e uma diferença entre elas.

b) Como pode ser determinada a massa molar de uma substância no estado gasoso?

c) Como é possível calcular a fórmula molecular de uma substância sem utilizar sua fórmula mínima?

Exercícios básicos

Registre as respostas em seu caderno

Atenção: Use as massas atômicas que forem necessárias.

25. (U. São Judas-SP) Um dos constituintes do calcário, da casca de ovo, da pérola, da concha do mar, usado como matéria-prima na produção do cimento, tem a seguinte composição percentual: 40,1% de cálcio, 12,0% de carbono e 48,0% de oxigênio (massas atômicas: C = 12 u, O = 16 u, Ca = 40 u). Sabendo-se que a sua massa molar é 100,1 g/mol, podemos afirmar que a sua fórmula molecular é:

a) CaC_3O_2.
b) CaC_2O_4.
c) $CaCO_2$.
d) $CaCO_3$.
e) CaC_2O_6.

26. (Fuvest-SP) Determine a fórmula molecular de um óxido de fósforo que apresenta 43,6% de fósforo, 56,4% de oxigênio (% em massa) e massa molecular 284 (massas atômicas: P = 31; O = 16.)

27. (EEM-SP) Um composto cuja massa molar é 80 g encerra 35% de nitrogênio, 60% de oxigênio e 5% de hidrogênio (massas atômicas: H = 1; N = 14; O = 16). Se o composto em questão for um sal de amônio, qual será sua fórmula iônica?

28. (PUC-Campinas-SP) A combustão realizada em altas temperaturas é um dos fatores da poluição do ar pelos óxidos de nitrogênio, causadores de afecções respiratórias. A análise de 0,5 mol de um desses óxidos apresentou 7,0 g de nitrogênio e 16 g de oxigênio. Qual a sua fórmula molecular?

a) N_2O_5
b) N_2O_3
c) N_2O
d) NO_2
e) NO

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

Exercício resolvido

29. (EEM-SP) O sulfato de ferro II hidratado, quando aquecido a cerca de 120 °C, perde 45,3% de sua massa (dados: H = 1; O = 16; S = 32; Fe = 56). Quantas são as moléculas de água de cristalização no sal hidratado?

Resolução

Seja $FeSO_4 \cdot x\,H_2O$ a fórmula do sulfato de ferro II hidratado. A perda de 45,3% em massa, no aquecimento, corresponde às $x\,H_2O$ que "evaporaram". Temos, então, uma primeira resolução:

$$\underbrace{FeSO_4 \cdot x\,H_2O}_{152\,+\,18x} \longrightarrow FeSO_4 + \underbrace{x\,H_2O}_{18x}$$

$$\left.\begin{array}{c} 152 + 18x \text{ ——— } 18x \\ 100\% \text{ ——— } 45{,}3\% \end{array}\right\} \boxed{x = 7}$$

Ou uma segunda resolução, mais simples, que se obtém considerando que, se 45,3% são de $x\,H_2O$, então 54,7% (100% − 45,3%) são de $FeSO_4$.

$$FeSO_4 \cdot x\,H_2O \longrightarrow \underbrace{FeSO_4}_{152} + \underbrace{x\,H_2O}_{18x}$$

$$\left.\begin{array}{c} 152 \text{ — } 18x \\ 54{,}7\% \text{ — } 45{,}3\% \end{array}\right\} \boxed{x = 7}$$

A fórmula procurada é: $\boxed{FeSO_4 \cdot 7\,H_2O}$

30. (UFF-RJ) Foram aquecidos 1,83 g de uma amostra de $A\ell_2(SO_4)_3$ hidratado, até que toda a água fosse eliminada. A amostra anidra pesou 0,94 g. Determine a fórmula molecular do sal hidratado.

Exercícios complementares

Registre as respostas em seu caderno

31. (PUC-Campinas-SP) Em 0,5 mol de quinina, substância utilizada no tratamento da malária, há 120 g de carbono, 12 g de hidrogênio, 1,0 mol de átomos de nitrogênio e 1,0 mol de átomos de oxigênio. Pode-se concluir que a fórmula molecular da quinina é:

a) $C_{20}H_{12}N_2O_2$.
b) $C_{20}H_{24}N_2O_2$.
c) $C_{10}H_{12}NO$.
d) $C_{10}H_6N_2O_2$.
e) C_5H_6NO.

32. (UMC-SP) Um sal higroscópico, muito usado nas indústrias farmacêuticas, tem uma massa molecular 280 e contém 25,8% de água de cristalização (dados: H = 1; O = 16). O número de moléculas de água de cristalização que existe em cada molécula do sal higroscópico mencionado é:

a) 3 moléculas.
b) 4 moléculas.
c) 5 moléculas.
d) 10 moléculas.
e) 12 moléculas.

33. (UFSCar-SP) Um grama de um gás cuja estrutura contém somente átomos de boro e hidrogênio ocupa a 3 °C e 1 atm o volume de 820 mL (dados: $R = 0{,}082 \cdot atm \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$; massas atômicas: H = 1; B = 10,8). O composto é:

a) B_5H_{14}.
b) BH_3.
c) B_4H_{10}.
d) B_3H_{12}.
e) B_2H_6.

34. (Fuvest-SP) Certo gás *X* é formado apenas por nitrogênio e oxigênio. Para determinar sua fórmula molecular, comparou-se esse gás com o metano (CH_4). Verificou-se que volumes iguais dos gases *X* e metano, nas mesmas condições de pressão e temperatura, pesaram, respectivamente, 0,88 g e 0,32 g (massas molares, em g/mol: H = 1; C = 12; N = 14; O = 16). Qual a fórmula molecular do gás *X*?

a) NO
b) N_2O
c) NO_2
d) N_2O_3
e) N_2O_5

35. (Unesp) Alguns compostos apresentam forte tendência para formar hidratos. Um exemplo é o $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ (massa molar = 322 g · mol^{-1}). Os hidratos, quando aquecidos a temperaturas adequadas, decompõem-se produzindo o composto anidro.

a) Escreva o nome do composto apresentado como exemplo e a fórmula química do sal anidro correspondente.
b) Partindo de 32,2 g do sal hidratado, qual o volume ocupado pelo gás desprendido a 400 K?
(Considere o comportamento de um gás ideal, sob pressão de uma atmosfera, a constante universal dos gases $R = 0{,}082\ L \cdot atm \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$ e que há desprendimento de todas as moléculas de água.)

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

LEITURA

O EFEITO ESTUFA

O efeito estufa benéfico

Você conhece as estufas usadas para o cultivo de flores e determinadas espécies de plantas, que requerem temperaturas mais altas que aquelas do local de cultivo. O teto e as laterais de vidro ou plástico transparente permitem a entrada da luz solar, mas impedem a saída dos raios infravermelhos (calor), mantendo assim o interior da estufa aquecido.

De modo análogo, a presença de nuvens e de gás carbônico, na atmosfera terrestre, cria um **efeito estufa natural**, pois retém uma parte do aquecimento, que é provocado pela luz solar na superfície da Terra. Esse fenômeno mantém a temperatura terrestre em níveis que permitem a vida de todos os vegetais e animais.

FABIO COLOMBINI

Mudas de melão em estufa. (Mossoró, RN, 2006.)

Devemos lembrar que o gás carbônico existe, naturalmente, na atmosfera como resultado da respiração dos seres vivos, das queimadas espontâneas das florestas, das erupções vulcânicas etc.

ADILSON SECCO

Representação esquemática do efeito estufa (sem escala; cores-fantasia).

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

O agravamento do efeito estufa

Nas últimas décadas, a quantidade de CO_2 na atmosfera aumentou muito rapidamente em função da explosão demográfica, do desenvolvimento industrial acelerado, do aumento do número de veículos, dos desmatamentos e das queimadas (como as que acontecem na Amazônia).

ROGÉRIO REIS/TYBA

Pelas chaminés, as indústrias lançam grandes quantidades de gás carbônico na atmosfera. (Polo Petroquímico de Camaçari, BA, 2005.)

FABIO COLOMBINI

Durante as queimadas, grande quantidade de gás carbônico é lançada na atmosfera. (Parque Nacional das Emas, GO, 2006.)

JEFFERSON RUDY/MINISTÉRIO DO MEIO AMBIENTE

O desmatamento, entre outros problemas que causa, reduz a absorção do gás carbônico da atmosfera pelas folhas das plantas. (Floresta Amazônica, 2008.)

Além disso, a civilização moderna consome muita **energia**, a qual é produzida, em grande parte, pela queima do carvão, dos derivados do petróleo e do gás natural:

- o **carvão** (vegetal ou mineral) é o combustível **mais abundante** e **mais barato** disponível. Ele é usado em fornos, caldeiras, usinas termelétricas, usinas siderúrgicas, fábricas de cimento, de vidro, de cerâmica etc. Em sua combustão, temos:

$$C\ (\text{carvão}) + O_2 \longrightarrow \boxed{CO_2} + \text{energia}$$

- o **petróleo** e seus **derivados** (gasolina, *diesel*, querosene de aviação, óleos combustíveis etc.) são usados em usinas termelétricas, fornos industriais e, principalmente, em automóveis, caminhões, ônibus, navios e aviões. Calcula-se que cerca de 22% do CO_2 atmosférico seja proveniente dos meios de transporte. A queima da gasolina, por exemplo, produz:

$$C_8H_{16}\ (\text{gasolina}) + 12\ O_2 \longrightarrow 8\ \boxed{CO_2} + 8\ H_2O + \text{energia}$$

- o **gás natural** é o combustível **menos poluente**, porém o mais caro. Formado principalmente por CH_4 (metano), é usado em veículos, fornos, usinas termelétricas etc. Sua combustão produz:

$$CH_4\ (\text{gás natural}) + 2\ O_2 \longrightarrow \boxed{CO_2} + 2\ H_2O + \text{energia}$$

Deve-se notar que, nas combustões acima, o que de fato interessa é a **energia produzida**. O CO_2 é, então, um subproduto nocivo que se acumula cada vez mais na atmosfera, como podemos observar pelo gráfico a seguir.

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

ADILSON SECCO

Fontes: Scripps Institution of Oceanography e NOAA — National Oceanic and Atmospheric Administration. Disponível em: <http://scrippsco2.ucsd.edu>. Acesso em: mar. 2010.

Evidentemente, os maiores poluidores da atmosfera são os países populosos e desenvolvidos e também aqueles que estão em crescente desenvolvimento, como é o caso da China.

Os grandes emissores

Dados submetidos pelos países à Organização das Nações Unidas (ONU), com o cálculo das emissões pelo uso da terra e florestas incluído, mostram que não apenas as nações desenvolvidas, mas também as nações em desenvolvimento têm responsabilidades.

Emissões de CO_2 (em bilhões de toneladas)

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

Fonte: *The Guardian*, 15 dez. 2007.

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

Além disso, os cientistas constataram que não só o CO_2 e o vapor de água retêm o calor refletido pela Terra, mas também outros gases, como:

- o **metano** (CH_4), produzido em pântanos e plantações de arroz em terrenos alagados, eliminado pelos gases intestinais de bovinos e outros ruminantes, é cerca de 20 vezes mais prejudicial que o CO_2 em relação ao efeito estufa;
- o **óxido nitroso** (N_2O), eliminado pelo escapamento dos automóveis, é cerca de 300 vezes mais prejudicial que o CO_2 (daí a importância dos catalisadores nos escapamentos dos automóveis, que promovem a seguinte decomposição:

$$2\,N_2O \longrightarrow 2\,N_2 + O_2);$$

- gases como NO, NO_2, CFC, CO etc.

Esses gases passaram a ser chamados de **gases do efeito estufa**. Apesar de suas porcentagens na atmosfera serem muito inferiores às do CO_2, calcula-se que eles podem ser os responsáveis por até 50% do efeito estufa.

FRANK & ERNEST **Bob Thaves**

2008 UNITED MEDIA/INTERCONTINENTAL PRESS

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

As consequências do efeito estufa

E quais são as ameaças do aumento do efeito estufa e do consequente aumento da temperatura da Terra? São inúmeras e – o que é pior – de difícil previsão. Vejamos alguns exemplos.

Um dos perigos desse problema é o **derretimento de parte das calotas polares**, com o consequente aumento do nível médio dos oceanos e a inundação de regiões baixas à beira-mar (por exemplo: cidades como o Rio de Janeiro, Nova York, Veneza; e países como a Holanda, Bangladesh etc.).

MANUEL SILVESTRI/REUTERS-LATINSTOCK

Praça de São Marcos inundada. (Veneza, Itália, outubro de 2006.)

Localização da calota polar no Oceano Ártico

ADILSON SECCO

Fonte: *Veja*, 26 set. 2007.

O derretimento parcial da calota polar abriu um novo caminho no oceano Ártico, ligando o oceano Atlântico ao Pacífico.

Também representam perigo as **modificações climáticas**, mais ou menos profundas, como:

- alteração no regime das chuvas (regiões com muita chuva, havendo deslizamento de morros, e regiões com secas severas, ocorrendo desertificação);
- tempestades e furacões mais frequentes e mais violentos;
- escassez de água para milhões de pessoas, em várias regiões do mundo.

Alterações na agricultura, provocadas por variações de temperatura e de chuvas e também pela proliferação de pragas e insetos, poderão contribuir para o aumento da desnutrição de populações inteiras, elevando os riscos de doenças e infecções e até de epidemias.

Poderia também ocorrer a extinção de milhares de espécies vegetais e animais.

Haveria ainda **maior quantidade de CO_2** dissolvido nos oceanos, rios e lagos, provocando alterações no desenvolvimento dos corais e das carapaças de animais aquáticos, com reflexos em toda a vida vegetal e animal das águas.

Paradoxalmente, o efeito estufa poderia ser benéfico para certas regiões do mundo. Assim, por exemplo, a Rússia e o Canadá, regiões muito frias, passariam a ter um clima mais ameno, possibilitando talvez a ampliação de solos agrícolas.

CALVIN E HAROLDO **Bill Watterson**

1987 WATTERSON/DIST. BY ATLANTIC SYNDICATION/UNIVERSAL PRESS SYNDICATE

A procura de soluções para o efeito estufa

Em princípio, as soluções para a diminuição do efeito estufa exigem profundas modificações em nosso modo de vida, com redução do conforto pessoal e desaceleração econômica dos países. Sabemos que o mundo atual consome muita energia e que esse consumo tende a aumentar com o passar dos anos. Nos padrões atuais, a maior parte da energia mundial provém da queima de combustíveis fósseis (carvão mineral, petróleo e gás natural), cuja combustão produz CO_2, como já vimos.

As soluções para o problema do efeito estufa passam, obrigatoriamente, por dois caminhos: o **tecnológico** e o **político**.

Do **ponto de vista tecnológico**, deve-se:

► Economizar energia (e evitar seu desperdício):

- com o uso de aparelhos eletroeletrônicos mais econômicos (lâmpadas, motores, ar-condicionado etc.);
- com a fabricação de carros menores, mais leves e com motores menos potentes;
- com a adoção de linhas mais eficientes para a transmissão da corrente elétrica.

► Substituir os combustíveis fósseis por fontes "limpas" de energia por meio:

- de construção de hidroelétricas para gerar eletricidade;
- da ampliação do uso de energia solar, dos ventos (eólica), das marés etc.;
- do uso de biocombustíveis renováveis (álcool, biodiesel etc.) para a movimentação de veículos;

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

RODRIGO BALEIA/FOLHA IMAGEM

Parque eólico de Osório, maior usina eólica da América Latina. (RS, 2007.)

- da construção de usinas nucleares para gerar eletricidade;
- do emprego do hidrogênio como combustível, pois sua queima ($2\ H_2 + O_2 \longrightarrow 2\ H_2O$) só produz vapor de água.

Note, porém, que a troca da "matriz energética" de um país é cara e demorada;

Do **ponto de vista individual**, é necessário reeducar as pessoas em relação a atitudes cotidianas, como demorar menos tempo nos banhos quentes, apagar luzes quando elas não forem necessárias, reduzir o tempo de uso do televisor, do computador etc.

Do **ponto de vista político**, devemos lembrar que a ONU (Organização das Nações Unidas) tem organizado ou apoiado, nas últimas décadas, convenções internacionais sobre as mudanças climáticas, tais como as reuniões da ECO-92, no Rio de Janeiro, em 1992; o Protocolo de Kyoto (Japão), em 1997; a Reunião de Haia (Holanda), em 2000; a Reunião de Johannesburgo (África do Sul), em 2002 (e por isso chamada de Rio + 10); a 13ª Conferência sobre Mudança Climática, em Bali (Indonésia), em 2007; a Reunião de Copenhague (COP-15), em 2009, e assim por diante.

O Protocolo de Kyoto (1997), por exemplo, pretendia que os países desenvolvidos se comprometessem a reduzir, até 2012, a emissão de gases do efeito estufa em 5% sobre o nível das emissões ocorridas em 1990 (o que representa, para alguns países, uma redução de cerca de 25% das emissões atuais); 36 países assinaram o acordo (os Estados Unidos, por exemplo, se recusaram a assinar).

Cerca de 138 países em desenvolvimento (entre os quais China, Índia e Brasil) ficaram desobrigados de se comprometer com a redução das emissões.

Em dezembro de 2009, aconteceu a 15ª Conferência sobre Mudança Climática em Copenhague, na Dinamarca. Reuniram-se 192 nações, com o objetivo de estabelecer novas metas para a emissão dos gases causadores do efeito estufa.

Após duas semanas de discussões, não se chegou a nenhum acordo. Pressionados por ações populares, os líderes participantes redigiram um texto, prevendo a redução de 50% dos gases-estufa até 2050.

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

Em cada reunião é proposta uma longa lista de "boas intenções", que deveriam ser seguidas por todos os países do mundo. Infelizmente muitas dessas "boas intenções" não foram aplicadas até hoje, em razão de interesses econômicos, políticos, militares etc.

Para piorar o entendimento entre as nações, existe uma corrente de "céticos" que acreditam ser mínima a influência da humanidade sobre as mudanças climáticas. Para esse grupo de pensadores, a Terra vem sofrendo "eras de calor" e "eras glaciais" que se alternam naturalmente ao longo de milhões de anos. Como o conhecimento científico das variações climáticas ainda é muito pequeno, torna-se difícil dizer quem está com a razão com relação à influência das ações da humanidade sobre o efeito estufa.

A poluição atmosférica

Devemos ainda notar que, além dos gases do efeito estufa, a poluição atmosférica é agravada pela presença de outros gases e vapores (como os vapores de gasolina, tintas etc.) e também dos chamados **materiais particulados**, como poeira e partículas de carvão (presentes na fumaça preta emitida por ônibus e caminhões).

As grandes cidades e as grandes aglomerações industriais sofrem ainda mais os efeitos da poluição atmosférica, por ocasião de um fenômeno meteorológico conhecido como **inversão térmica**:

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

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

Questões sobre a leitura

Registre as respostas em seu caderno

36. (Enem-MEC) As florestas tropicais úmidas contribuem muito para a manutenção da vida no planeta, por meio do chamado sequestro de carbono atmosférico. Resultados de observações sucessivas, nas últimas décadas, indicam que a floresta amazônica é capaz de absorver até 300 milhões de toneladas de carbono por ano. Conclui-se, portanto, que as florestas exercem importante papel no controle:

a) das chuvas ácidas, que decorrem da liberação, na atmosfera, do dióxido de carbono resultante dos desmatamentos por queimadas.
b) das inversões térmicas, causadas pelo acúmulo de dióxido de carbono resultante da não dispersão dos poluentes para as regiões mais altas da atmosfera.
c) da destruição da camada de ozônio, causada pela liberação, na atmosfera, do dióxido de carbono contido nos gases do grupo dos clorofluorcarbonos.
d) do efeito estufa provocado pelo acúmulo de carbono na atmosfera, resultante da queima de combustíveis fósseis, como carvão mineral e petróleo.
e) da eutrofização das águas, decorrente da dissolução, nos rios, do excesso de dióxido de carbono presente na atmosfera.

37. (Enem-MEC) Com base em projeções realizadas por especialistas, prevê-se, para o fim do século XXI, aumento de temperatura média, no planeta, entre 1,4 °C e 5,8 °C. Como consequência desse aquecimento, possivelmente o clima será mais quente e mais úmido, bem como ocorrerão mais enchentes em algumas áreas e secas crônicas em outras. O aquecimento também provocará o desaparecimento de algumas geleiras, o que acarretará o aumento do nível dos oceanos e a inundação de certas áreas litorâneas.

As mudanças climáticas previstas para o fim do século XXI:

a) provocarão a redução das taxas de evaporação e de condensação do ciclo da água.
b) poderão interferir nos processos do ciclo da água que envolvem mudanças de estado físico.
c) promoverão o aumento da disponibilidade de alimento das espécies marinhas.
d) induzirão o aumento dos mananciais, o que solucionará os problemas de falta de água no planeta.
e) causarão o aumento do volume de todos os cursos de água, o que minimizará os efeitos da poluição aquática.

38. (Enem-MEC) Devido ao aquecimento global e à consequente diminuição da cobertura de gelo no Ártico, aumenta a distância que os ursos-polares precisam nadar para encontrar alimentos. Apesar de exímios nadadores, eles acabam morrendo afogados devido ao cansaço.

A situação descrita acima:

a) enfoca o problema da interrupção da cadeia alimentar, o qual decorre das variações climáticas.
b) alerta para prejuízos que o aquecimento global pode acarretar à biodiversidade no Ártico.
c) ressalta que o aumento da temperatura decorrente de mudanças climáticas permite o surgimento de novas espécies.
d) mostra a importância das características das zonas frias para a manutenção de outros biomas na Terra.
e) evidencia a autonomia dos seres vivos em relação ao *habitat*, visto que eles se adaptam rapidamente às mudanças nas condições climáticas.

39. Pesquise e escreva um glossário com as seguintes palavras ou expressões: *efeito estufa*, *combustível fóssil*, *biocombustível* e *matriz energética*.

40. Qual é a importância do efeito estufa natural para a Terra?

41. Explique por que o controle sobre as emissões de gás carbônico depende de alterações nas matrizes energéticas dos países.

42. Se a queima de todos os combustíveis libera gás carbônico, pesquise e explique por que a substituição da gasolina e do *diesel* pelo álcool e pelo biodiesel atenua o efeito estufa.

43. Discuta com seus colegas quais atitudes vocês podem tomar para evitar a intensificação do efeito estufa, como os projetados no gráfico de variação da temperatura média mundial em relação a 1990, no infográfico da abertura do capítulo.

44. (Enem-MEC) O gráfico ilustra o resultado de um estudo sobre o aquecimento global. A curva mais escura e contínua representa o resultado de um cálculo em que se considerou a soma de cinco fatores que influenciaram a temperatura média global de 1900 a 1990, conforme mostrado na legenda do gráfico. A contribuição efetiva de cada um desses cinco fatores isoladamente é mostrada na parte inferior do gráfico.

Os dados apresentados revelam que, de 1960 a 1990, contribuíram de forma efetiva e positiva para aumentar a temperatura atmosférica:

a) aerossóis, atividade solar e atividade vulcânica.
b) atividade vulcânica, ozônio e gases estufa.
c) aerossóis, atividade solar e gases estufa.
d) aerossóis, atividade vulcânica e ozônio.
e) atividade solar, gases estufa e ozônio.

ADILSON SECCO

Internet: <http://solar-center.stanford.edu>.

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

CAPÍTULO

14 Cálculo estequiométrico

O desenvolvimento material da humanidade em busca do conforto impõe à natureza uma enorme transformação de matéria e energia. Por isso, é preciso consumir de forma consciente e evitar desperdícios.

TÓPICOS DO CAPÍTULO

1 INTRODUÇÃO

2 CASOS GERAIS DE CÁLCULO ESTEQUIOMÉTRICO

3 CASOS PARTICULARES DE CÁLCULO ESTEQUIOMÉTRICO

LEITURAS: *PRODUÇÃO DO FERRO E DO AÇO*
A RECICLAGEM DO AÇO

Na medida certa

A fabricação de qualquer produto envolve a mistura de certos elementos ou substâncias químicas que, ao se recombinarem em proporções exatas, formam as moléculas dos produtos finais. A medida certa da mistura é determinada pelo cálculo estequiométrico. Veja o que acontece num alto-forno siderúrgico.

Economia de átomos

Produzir uma tonelada de aço gera cerca de 550 quilogramas de escória. Mais de 90% desse resíduo é reutilizado em novas reações químicas cujos produtos são cimento, insumos agrícolas, asfaltos e outros, evitando a poluição e o desperdício do descarte da escória no meio ambiente.

BY PHOTO/ALAMY-OTHER IMAGES

O aço inoxidável que reveste as torres gêmeas Petronas é uma liga metálica importante. Outras diferentes ligas de aço foram utilizadas na construção desse "gigante", com 88 andares e 452 metros de altura. (Malásia, 2003.)

Cerca de **3.500** tipos de aço são produzidos variando a quantidade de carbono e/ou adicionando outros elementos.

JUSTIN GUARIGLIA/CORBIS-LATINSTOCK

Aço
O aço é o ferro-gusa purificado e com menor teor de carbono.

KEN WELSH/ALAMY-OTHER IMAGES

REFLETINDO

Calculando a medida certa na Química!

Cada vez mais, a sociedade moderna depende dos cálculos de quantidades exatas dos materiais envolvidos em transformações químicas.
Leia as informações do infográfico, reflita e justifique a afirmação acima.

1 Introdução

É muito comum fazermos uso de cálculos: calculamos o saldo de nossa conta bancária, o tempo para chegar até o trabalho ou a escola, a distância que falta para chegar ao destino em uma viagem etc.

Muitos profissionais dependem dos cálculos: economistas, administradores, contadores, engenheiros, agrimensores, projetistas etc.

Frequentemente, fazemos "cálculos do passado", isto é, de coisas que já aconteceram, como:

- quanto gastamos em nossas despesas pessoais no mês passado;
- qual foi a produção de soja, em Mato Grosso, no último ano;
- qual foi o consumo total de energia elétrica, no Brasil, em 2008.

Mas também é necessário fazer "cálculos para o futuro", por exemplo:

- o padeiro calcula a quantidade de farinha necessária para fazer certo número de pães para o dia seguinte;
- uma montadora de automóveis calcula o número de peças de que irá precisar para o próximo mês;
- calcula-se a quantidade de combustível que irá abastecer um avião para percorrer determinada rota (uma fatalidade seria acabar o combustível em pleno voo).

CODY DUNCAN / ALAMY-OTHER IMAGES

Avião sendo abastecido em aeroporto.

Esses "cálculos para o futuro" (cálculos de previsão) são fundamentais em todas as atividades humanas, por exemplo:

- os administradores de uma empresa calculam a verba necessária para a implantação de uma frota de veículos;
- a Engenharia Civil calcula a estrutura de uma ponte (antes de construí-la) para suportar o trânsito que irá passar sobre ela.

FLÁVIO BACELLAR / PULSAR IMAGENS

Ponte Octavio Frias de Oliveira, durante sua construção. (São Paulo, SP, 2007.)

Na Química (e também na Engenharia Química) encontramos situações idênticas. Um cálculo muito importante é o da previsão das quantidades das substâncias que reagem e/ou são produzidas em uma reação química: é o chamado **cálculo estequiométrico** ou simplesmente **estequiometria**. Esse tipo de cálculo é importante porque, por exemplo, devemos economizar a quantidade de reagentes (é a chamada **economia de átomos**, mencionada no infográfico que abre este capítulo), por dois motivos fundamentais: reduzir os custos de produção e economizar os recursos da natureza.

Evidentemente, esses "cálculos de previsão" devem se basear em conhecimentos do passado e de uma série de dados relacionados ao que se está planejando. Por exemplo:

- uma nova ponte é planejada com dados de pontes idênticas já construídas e com o conhecimento da resistência do concreto, dos cabos de aço etc.;

FERNANDO FAVORETTO / CRIAR IMAGEM

A injeção eletrônica de um carro envolve "cálculo estequiométrico".

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

- um avião é abastecido com base no conhecimento da quantidade de combustível que gasta por hora de voo;
- o cálculo estequiométrico é baseado nas leis ponderais e volumétricas das reações (especialmente na lei das proporções constantes) e em várias grandezas, como massa molar, volume molar, constante de Avogadro etc., que já estudamos em capítulos anteriores.

2 Casos gerais de cálculo estequiométrico

2.1. Quando o dado e a pergunta do problema são expressos em massa

É mais fácil explicar o cálculo estequiométrico por meio de exemplos. Vamos considerar, então, o seguinte problema:

> O minério blenda (ZnS) foi intensamente aquecido na presença de oxigênio, produzindo óxido de zinco e anidrido sulfuroso. Calcule a massa de anidrido sulfuroso, em gramas, que poderá ser obtida a partir de 24 g de oxigênio. Consulte as massas atômicas na Tabela Periódica.

Dado do problema

Pergunta do problema

Resolução

- O **primeiro passo** é escrever a equação mencionada no problema. Essa é a parte mais difícil do problema, pois existem milhões de equações na Química e não somos obrigados a sabê-las de cor. Atualmente, porém, mesmo em exames de avaliação, a equação já é dada ou sugerida no enunciado do problema. Neste caso, o próprio enunciado já sugere a seguinte equação:

$$ZnS + O_2 \longrightarrow ZnO + SO_2$$

- O **segundo passo** é acertar os coeficientes da equação, pois só assim a equação estará respeitando as leis ponderais das reações químicas e ganhará um **significado quantitativo**. Em nosso problema:

$$2\,ZnS + 3\,O_2 \longrightarrow 2\,ZnO + 2\,SO_2$$

- O **terceiro passo** é ler o enunciado do problema, **com atenção**, para saber **o que é dado** e **o que é pedido**. No nosso caso:
  - é dada a **massa** de oxigênio que irá reagir → 24 g de O_2;
  - é pedida a **massa** do anidrido sulfuroso que será formado → ? g de SO_2.
- O **quarto passo** é voltar à equação para relacionar o que foi dado ao que foi pedido, **na própria equação**:

Dado do problema — Pergunta do problema

$$2\,ZnS + 3\,O_2 \longrightarrow 2\,ZnO + 2\,SO_2$$

3 O_2 → 3 mol (Informação da equação)

2 SO_2 → 2 mol (Informação da equação)

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

Note que a equação nos informa que **3** mols de O_2 **sempre** produzirão **2** mols de SO_2. Essa proporção é fixa e inalterada, de acordo com a Lei Ponderal de Proust ou lei das proporções constantes. É essa proporção que irá possibilitar o cálculo estequiométrico.

Por outro lado, já sabemos que a quantidade de mols das substâncias pode ser expressa de várias maneiras: em massa, em volume gasoso, em número de partículas etc. Neste problema, **interessa-nos** traduzir a proporção da equação em **gramas**, já que o dado e a pergunta do problema são apresentados em **gramas**. No problema, as massas molares que interessam são:

- mol do O_2 $\longrightarrow$ $16 \cdot 2 = 32$ g/mol
- mol do SO_2 $\longrightarrow$ $32 + 16 \cdot 2 = 64$ g/mol

Substituindo esses valores na equação, temos:

$$2\,ZnS + \underbrace{3\,O_2}_{} \longrightarrow 2\,ZnO + \underbrace{2\,SO_2}_{}$$

$$3 \cdot 32\text{ g} \longrightarrow 2 \cdot 64\text{ g}$$

← Proporção constante (Lei Ponderal de Proust)

- O **quinto passo**: as leis das reações químicas afirmam que, mesmo variando as massas de O_2 e de SO_2, a proporção entre elas será **constante** e sempre igual a $(3 \cdot 32)$ g de O_2 para $(2 \cdot 64)$ g de SO_2. Isso nos permite estabelecer a seguinte regra de três:

	Coluna do dado do problema		Coluna da pergunta do problema	
$2\,ZnS$ +	$3\,O_2$	$\longrightarrow$ $2\,ZnO$ +	$2\,SO_2$	
	$3 \cdot 32$ g		$2 \cdot 64$ g	← Linha obtida da equação
	24 g		(x) g	← Linha com o dado e a pergunta do problema

Aplicando agora a regra matemática que diz: "entre grandezas proporcionais a multiplicação **em cruz** (⤫) dá origem a produtos iguais", temos:

$$3 \cdot 32 \cdot x = 24 \cdot 2 \cdot 64$$

Daí resulta:

$$x = \frac{24 \cdot 2 \cdot 64}{3 \cdot 32} \Rightarrow \boxed{x = 32 \text{ g de } SO_2}$$

Observe que a regra de três envolve:

- **duas colunas verticais**:
  – a coluna relativa ao dado do problema;
  – a coluna relativa à pergunta do problema.
  Dentro de cada coluna devem-se manter grandezas idênticas: massa/massa; volume/volume etc.; e ainda, com o uso da mesma unidade: grama/grama; litro/litro etc.;
- **duas linhas horizontais**:
  – a primeira com os valores fornecidos pela equação;
  – a segunda com os valores dados e pedidos no problema.

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

Para finalizar, podemos definir:

> **Cálculo estequiométrico** ou **estequiometria** (do grego: *stoikheêon*, elemento; *metron*, medição) é o cálculo das quantidades de reagentes e/ou produtos das reações químicas feito com base nas leis das reações e executado, em geral, com o auxílio das equações químicas correspondentes.

E podemos também resumir os passos necessários para um cálculo estequiométrico nas seguintes **regras fundamentais**:

> 1ª) **Escrever a equação química** mencionada no problema.
>
> 2ª) **Balancear** ou **acertar os coeficientes** dessa equação (lembre-se de que os coeficientes indicam a proporção em mols existente entre os participantes da reação).
>
> 3ª) **Estabelecer uma regra de três** entre o dado e a pergunta do problema, obedecendo aos coeficientes da equação, que poderá ser escrita em massa, ou em volume, ou em mols, conforme as conveniências do problema.

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

O cálculo estequiométrico no cotidiano

Para fazer determinado bolo, seguimos uma **proporção fixa e constante** entre as quantidades de cada ingrediente que é adicionado (é a receita do bolo).

IARAVENANZI / KINO

No preparo de um bolo, a quantidade de cada ingrediente adicionado é muito bem definida.

Assim, por exemplo:

500 g de farinha + 2 ovos + 150 mL de leite + 100 g de açúcar + 10 g de fermento $\xrightarrow{\text{calor}}$ 1 bolo

Dobrando todas as quantidades, teremos:

1.000 g de farinha + 4 ovos + 300 mL de leite + 200 g de açúcar + 20 g de fermento $\xrightarrow{\text{calor}}$ 2 bolos

Triplicando todas as quantidades, teremos:

1.500 g de farinha + 6 ovos + 450 mL de leite + 300 g de açúcar + 30 g de fermento $\xrightarrow{\text{calor}}$ 3 bolos

Entretanto, **não podemos** sair da proporção 500 : 2 : 150 : 100 : 10, sob pena de não obter o mesmo tipo de bolo.

Essa é a ideia fundamental do cálculo estequiométrico. E veja como é fácil o cálculo entre grandezas diretamente proporcionais. Se, por exemplo, fizermos a seguinte pergunta: Se, para preparar **um** bolo, precisamos de **100 g** de açúcar, então, **quantos gramas de açúcar** serão necessários para preparar **dois** bolos? Qualquer pessoa responderá "de cabeça": 200 g de açúcar.

Exercícios básicos

Registre as respostas em seu caderno

Atenção: Use as massas atômicas que forem necessárias.

Exercício resolvido

1. (UFSM-RS) O ácido fosfórico, usado em refrigerantes do tipo "cola" e possível causador da osteoporose, pode ser formado a partir da equação não balanceada:

$$Ca_3(PO_4)_2 + H_2SO_4 \longrightarrow H_3PO_4 + CaSO_4$$

Partindo-se de 62 g de $Ca_3(PO_4)_2$ e usando-se quantidade suficiente de H_2SO_4, qual será, em gramas, a massa aproximada de H_3PO_4 obtida?

a) 19
b) 25
c) 39
d) 45
e) 51

Resolução

Inicialmente devemos acertar os coeficientes da equação:

$$\underbrace{Ca_3(PO_4)_2}_{310\text{ g}} + 3\,H_2SO_4 \longrightarrow \underbrace{2\,H_3PO_4}_{2\,\cdot\,98\text{ g}} + 3\,CaSO_4$$

$$\left.\begin{array}{l} 310\text{ g} \text{ ——— } 2\cdot 98\text{ g} \\ 62\text{ g} \text{ ——— } x \end{array}\right\} \boxed{x = 39{,}2\text{ g de } H_3PO_4}$$

Alternativa c.

2. (Ufac) Utilizando 148 g de hidróxido de cálcio, $Ca(OH)_2$, a massa obtida de $CaC\ell_2$, segundo a equação balanceada, é:

$$2\,HC\ell\,(aq) + Ca(OH)_2 \longrightarrow CaC\ell_2\,(aq) + 2\,H_2O$$

Dados: Ca — 40 g/mol;
Cℓ — 35,5 g/mol;
O — 16 g/mol;
H — 1 g/mol.

a) 111 g.
b) 75,5 g.
c) 222 g.
d) 74 g.
e) 22,4 g.

3. (UFSC) O químico francês Antoine Lavoisier (1743-1794) realizou uma série de experiências sobre a variação das massas nas reações químicas. Verificou um fato que se repetia também na natureza e concluiu que se tratava de uma lei, que ficou conhecida como Lei da Conservação das Massas, ou Lei de Lavoisier.

Em um experimento realizou-se a combustão completa de magnésio metálico, representada pela equação química não balanceada:

$$X\,Mg\,(s) + Y\,O_2\,(g) \longrightarrow Z\,MgO\,(s)$$

Com relação ao experimento representado acima, determine os coeficientes *X*, *Y* e *Z* (números inteiros), que tornam a equação química corretamente balanceada, e a massa de oxigênio necessária para queimar 60,75 g de magnésio.

4. (UFF-RJ) Acompanhando a evolução dos transportes aéreos, as modernas caixas-pretas registram centenas de parâmetros a cada segundo, constituindo recurso fundamental na determinação das causas de acidentes aeronáuticos. Esses equipamentos devem suportar ações destrutivas e o titânio, metal duro e resistente, pode ser usado para revesti-los externamente.

O titânio é um elemento possível de ser obtido a partir do tetracloreto de titânio por meio da reação não balanceada:

$$TiC\ell_4\,(g) + Mg\,(s) \longrightarrow MgC\ell_2\,(\ell) + Ti\,(s)$$

Considere que essa reação foi iniciada com 9,5 g de $TiC\ell_4$ (g). Supondo-se que tal reação seja total, a massa de titânio obtida será, aproximadamente:

a) 1,2 g.
b) 2,4 g.
c) 3,6 g.
d) 4,8 g.
e) 7,2 g.

5. (Vunesp) O carbonato de cálcio ($CaCO_3$), principal constituinte do calcário, é um sal usado na agricultura para corrigir a acidez do solo. Esse sal, ao ser aquecido vigorosamente, sofre decomposição térmica, produzindo óxido de cálcio (CaO) e gás carbônico (CO_2). Considerando a massa molar do $CaCO_3$ = 100 g/mol, do CaO = 56 g/mol e do CO_2 = 44 g/mol, e que 10 kg de carbonato de cálcio puro sofreram decomposição térmica, a quantidade de óxido de cálcio produzido será de:

a) 2.200 g.
b) 2.800 g.
c) 4.400 g.
d) 5.600 g.
e) 11.200 g.

6. (Ceeteps-SP) Um dos mecanismos de destruição da camada de ozônio na atmosfera é representado pela equação:

$$NO\,(g) + O_3\,(g) \longrightarrow NO_2\,(g) + O_2\,(g)$$

(Massas molares: N = 14 g · mol^{-1}; O = 16 g · mol^{-1}.)

Considerando que um avião supersônico de transporte de passageiros emita 3 toneladas de NO (g) por hora de voo, a quantidade de ozônio, em toneladas, consumida em um voo de 7 horas de duração é:

a) 336,0.
b) 70,0.
c) 33,6.
d) 21,0.
e) 13,1.

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

Exercícios complementares

Registre as respostas em seu caderno

7. (UFF-RJ) O fósforo elementar é industrialmente obtido pelo aquecimento de rochas fosfáticas com coque, na presença de sílica.

Considere a reação:

$$2\ Ca_3(PO_4)_2 + 6\ SiO_2 + 10\ C \longrightarrow P_4 + 6\ CaSiO_3 + 10\ CO$$

e determine quantos gramas de fósforo elementar são produzidos a partir de 31,0 g de fosfato de cálcio.

a) 3,10 g
b) 6,20 g
c) 12,40 g
d) 32,00 g
e) 62,00 g

8. (PUC-RS) O carbeto de silício (SiC) possui uma estrutura idêntica à do diamante e, por isso, apresenta elevada dureza, sendo utilizado, por exemplo, na confecção de esmeril para afiar facas e no corte de vidros. Uma forma de obtenção do carbeto de silício dá-se por meio da reação de aquecimento de coque com areia, conforme expressa a equação a seguir:

$$3\ C + SiO_2 \longrightarrow SiC + 2\ CO$$

A massa de carbeto de silício, em kg, que se forma a partir da utilização de 1 kg de carbono presente no coque é, aproximadamente:

a) 0,33.
b) 0,78.
c) 1,11.
d) 1,44.
e) 3,33.

9. (UFSCar-SP) A termita é uma reação que ocorre entre alumínio metálico e diversos óxidos metálicos. A reação do Aℓ com óxido de ferro (III), Fe_2O_3, produz ferro metálico e óxido de alumínio, $A\ell_2O_3$. Essa reação é utilizada na soldagem de trilhos de ferrovias. A imensa quantidade de calor liberada pela reação produz ferro metálico fundido, utilizado na solda. Dadas as massas molares, em g/mol: Aℓ = 27 e Fe = 56, a quantidade, em kg, de ferro metálico produzido a partir da reação com 5,4 kg de alumínio metálico e excesso de óxido de ferro (III) é:

a) 2,8.
b) 5,6.
c) 11,2.
d) 16,8.
e) 20,4.

10. (UFSCar-SP) O alumínio metálico é obtido pela redução eletrolítica da bauxita, na presença da criolita que age como fundente, abaixando o ponto de fusão da bauxita de 2.600 °C para cerca de 1.000 °C.

Considerando que a bauxita é composta por óxido de alumínio, $A\ell_2O_3$, a massa em toneladas de alumínio metálico a partir de 51,0 toneladas de bauxita é de:

a) 23,5.
b) 25,5.
c) 27,0.
d) 32,0.
e) 39,3.

11. (PUC-MG) Fosfogênio, $COC\ell_2$, é um gás venenoso. Quando inalado, reage com a água nos pulmões para produzir ácido clorídrico (HCℓ), que causa graves danos pulmonares, levando, finalmente, à morte: por causa disso, já foi até usado como gás de guerra. A equação química dessa reação é:

$$COC\ell_2 + H_2O \longrightarrow CO_2 + 2\ HC\ell$$

Se uma pessoa inalar 198 mg de fosfogênio, a massa de ácido clorídrico, em gramas, que se forma nos pulmões é igual a:

a) $1{,}09 \cdot 10^{-1}$.
b) $1{,}46 \cdot 10^{-1}$.
c) $2{,}92 \cdot 10^{-1}$.
d) $3{,}65 \cdot 10^{-2}$.
e) $7{,}30 \cdot 10^{-2}$.

12. (Fatec-SP) O endurecimento do gesso ocorre devido à reação química representada por:

$$\underset{\text{gesso}}{CaSO_4 \cdot \frac{1}{2} H_2O\ (s)} + \frac{3}{2} H_2O\ (\ell) \longrightarrow \underset{\text{gesso endurecido}}{CaSO_4 \cdot 2\ H_2O\ (s)}$$

Dados:
Massas molares (g/mol):
H..... 1
O 16
S 32
Ca 40

Quando 1,45 kg de gesso endurece, o aumento de massa verificado é, em gramas, igual a:

a) 360.
b) 270.
c) 150.
d) 90.
e) 45.

2.2. Quando o dado é expresso em massa e a pergunta em volume (ou vice-versa)

Vamos voltar ao problema da página 391 e imaginar que o enunciado, em vez de pedir a **massa** de SO_2 obtida, pedisse agora para calcular o **volume** de SO_2 obtido nas CNPT (essa pergunta só é possível porque o SO_2 é um **gás** nas CNPT).

Seguindo os passos vistos nas páginas 391 a 393, vamos expressar os 2 SO_2 que aparecem na equação, não mais por 2 · 64 g, mas por 2 · 22,4 litros (em CNPT). Isso será feito porque, agora, o problema está pedindo o **volume** de SO_2 que será produzido (**atenção**: o volume molar 22,4 litros só pode ser usado para **gases**).

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

Com esses cuidados, a regra de três final será:

Daí resulta:

$$x = \frac{24 \cdot 2 \cdot 22{,}4}{3 \cdot 32} \Rightarrow \boxed{x = 11{,}2 \text{ L de } SO_2 \text{ (CNPT)}}$$

Uma variante interessante desse problema seria o caso de o enunciado pedir o volume de SO_2 obtido não nas CNPT, mas em outras condições – digamos, a 700 mmHg e 27 °C. Nesse caso, bastaria aplicar a equação geral dos gases e transformar os 11,2 L de SO_2 nas novas condições pedidas:

$$\frac{P_0V_0}{T_0} = \frac{PV}{T} \Rightarrow \frac{760 \cdot 11{,}2}{273} = \frac{700 \cdot V}{300} \Rightarrow \boxed{V = 13{,}36 \text{ L de } SO_2}$$

Exercícios básicos

Registre as respostas em seu caderno

Atenção: Use as massas atômicas que forem necessárias.

Exercício resolvido

13. (Cesgranrio-RJ) O CO_2 produzido pela decomposição térmica de 320 g de carbonato de cálcio teve seu volume medido a 27 °C e 0,8 atm. $\left(\text{Dados: Ca} = 40; \text{C} = 12; \text{O} = 16; R = 0{,}082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}\right)$ O valor, em litros, encontrado foi:

a) 22,4. b) 44,8. c) 67,2. d) 71,6. e) 98,4.

Resolução

$$\underbrace{CaCO_3}_{} \longrightarrow CaO + \underbrace{CO_2}_{}$$

$$\left.\begin{array}{ll} 100 \text{ g} & \text{———} \quad 22{,}4 \text{ L (CN)} \\ 320 \text{ g} & \text{———} \quad V_0 \end{array}\right\} V_0 = 71{,}68 \text{ L de } CO_2 \text{ (CNPT)}$$

$$\frac{P_0V_0}{T_0} = \frac{PV}{T} \Rightarrow \frac{1 \cdot 71{,}68}{273} = \frac{0{,}8 \cdot V}{300} \Rightarrow \boxed{V = 98{,}4 \text{ L de } CO_2}$$

Alternativa e.

14. (UFC-CE) A 0 °C e 1 atm, 19,5 g de sulfeto de zinco puro reagem estequiometricamente com oxigênio, de acordo com a reação:

$$2\ ZnS\ (s) + 3\ O_2\ (g) \longrightarrow 2\ ZnO\ (s) + 2\ SO_2\ (g)$$

Assumindo comportamento ideal, o volume (em L) de SO_2 gerado será de aproximadamente:

a) 1,1. b) 2,2. c) 3,3. d) 4,5. e) 5,6.

15. (Ceeteps-SP) Antiácido estomacal, preparado à base de bicarbonato de sódio ($NaHCO_3$), reduz a acidez estomacal provocada pelo excesso de ácido clorídrico segundo a reação:

$$HC\ell\ (aq) + NaHCO_3\ (aq) \longrightarrow NaC\ell\ (aq) + H_2O\ (\ell) + CO_2\ (g)$$

(massa molar $NaHCO_3$ = 84 g/mol; volume molar = = 22,4 L/mol a 0 °C e 1 atm).

Para cada 1,87 g de bicarbonato de sódio, o volume de gás carbônico liberado a 0 °C e 1 atm é de aproximadamente:

a) 900 mL. b) 778 mL. c) 645 mL. d) 493 mL. e) 224 mL.

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

16. (Cesgranrio-RJ) Numa estação espacial, emprega-se óxido de lítio para remover o CO_2 no processo de renovação do ar de respiração, segundo a equação:

$$Li_2O + CO_2 \longrightarrow Li_2CO_3$$

(Dados: C = 12; O = 16; Li = 7.)

Sabendo-se que são utilizadas unidades de absorção contendo 1,8 kg de Li_2O, o volume máximo de CO_2, medido nas CNPT, que cada uma delas pode absorver é:

a) 1.800 L.
b) 1.344 L.
c) 1.120 L.
d) 980 L.
e) 672 L.

17. (Unesp) A limpeza de pisos de mármore normalmente é feita com solução de ácido clorídrico comercial (ácido muriático). Essa solução ácida ataca o mármore, desprendendo gás carbônico, segundo a reação descrita pela equação:

$$CaCO_3\,(s) + 2\,HC\ell\,(aq) \longrightarrow CaC\ell_2\,(aq) + H_2O\,(\ell) + CO_2\,(g)$$

Considerando a massa molar do $CaCO_3$ = 100 g/mol, o volume molar de 1 mol de CO_2 nas CNTP = 22,4 L e supondo que um operário, em cada limpeza de um piso de mármore, provoque a reação de 7,5 g de carbonato de cálcio, o volume de gás carbônico formado nas CNTP será de:

a) 3,36 L.
b) 1,68 L.
c) 0,84 L.
d) 0,42 L.
e) 0,21 L.

18. (UFRN) Em todo o mundo, os índices de acidentes de trânsito têm levado os órgãos responsáveis a tomar medidas reguladoras, entre elas campanhas educativas. Paralelamente, a indústria automobilística desenvolveu o *airbag*, um balão que infla rapidamente para diminuir o impacto do passageiro com as partes internas do veículo. Em caso de colisão, a reação química principal a ocorrer no interior do balão é:

$$\underbrace{2\,NaN_3\,(s)}_{\text{Azida de sódio}} \longrightarrow 2\,Na\,(s) + 3\,N_2\,(g)$$

A massa de azida de sódio necessária para produzir gás suficiente que ocupe um balão com 74 litros de volume, a uma temperatura de 27 °C e 1,0 atm de pressão, é aproximadamente:

a) 130 g.
b) 1.440 g.
c) 195 g.
d) 65 g.

19. (Mackenzie-SP)

$$CH_4\,(g) + 2\,O_2\,(g) \longrightarrow CO_2\,(g) + 2\,H_2O\,(g)$$

O volume de CO_2, medido a 27 °C e 1 atm, produzido na combustão de 960,0 g de metano, é:

a) 60,0 L.
b) 1.620,0 L.
c) 1.344,0 L.
d) 1.476,0 L.
e) 960,0 L.

Exercícios complementares

Registre as respostas em seu caderno

20. (UFSM-RS) Os CFCs, gases clorofluorcarbonetos, propelentes de *sprays*, ao atingirem 40 km de altitude, são decompostos pela radiação ultravioleta. Em consequência, átomos de cloro são liberados, destruindo a camada de ozônio, conforme a reação:

$$C\ell + O_3\,(g) \longrightarrow C\ell O\,(g) + O_2\,(g)$$

Atendendo a essa equação balanceada e considerando volume molar 22,7 L e CNPT, pode-se afirmar que 0,71 g de $C\ell$, nesse processo, fornecerá:

a) 0,454 L de O_2.
b) 4,54 L de O_2.
c) 45,4 L de O_2.
d) 22,7 L de O_2.
e) 11,4 L de O_2.

21. (UFJF-MG) Sabendo-se que, nas CNPT, 1 mol de qualquer gás ocupa um volume igual a 22,4 L, determine a massa, em gramas, de gás carbônico que se obtém, quando se provoca a combustão completa de 5,6 L do gás metano nas CNPT.

a) 22,4
b) 5,6
c) 28
d) 44
e) 11

22. (Fatec-SP) A destruição em massa por armas químicas constitui-se num dos maiores temores da sociedade civilizada atual. Entre os mais temidos agentes químicos destacam-se o VX, de propriedades semelhantes às do Sarin, porém mais tóxico, e o gás mostarda, também letal. A denominação do "gás mostarda" foi dada devido à cor semelhante do condimento e a seu efeito picante sobre a pele. A atuação desse gás se deve, entre outras coisas, à sua reação com a água, produzindo $HC\ell$, o responsável pela irritação da pele, dos olhos e do sistema respiratório. Assim, com base na equação:

$$\underbrace{C\ell - CH_2CH_2 - S - CH_2CH_2 - C\ell}_{\text{Gás mostarda}} + 2\,HOH \longrightarrow HO - CH_2CH_2 - S - CH_2CH_2 - OH + \underbrace{2\,HC\ell}_{\text{Gás clorídrico}}$$

e supondo um rendimento de 100% no processo, o volume de gás clorídrico, nas condições ambiente, obtido a partir de 1 tonelada de gás mostarda é aproximadamente: (Dados: volume molar, nas condições ambiente = 24,5 L/mol; massa molar do gás mostarda = 159 g/mol.)

a) $1,5 \cdot 10^5$ L.
b) $3,1 \cdot 10^5$ L.
c) $6,5 \cdot 10^5$ L.
d) $3,2 \cdot 10^7$ L.
e) $2,8 \cdot 10^4$ L.

23. (UFPI) Pilotos levam tabletes de LiH para, no caso de acidente no mar, encher barcos ou coletes salva-vidas com gás hidrogênio obtido da reação desse composto com água:

$$LiH + H_2O \longrightarrow LiOH + H_2$$

Considerando $R = 0,082\ \frac{atm \cdot L}{mol \cdot K}$, indique quantos gramas de LiH são necessários para inflar um barco salva-vidas, de volume igual a 8,20 L, pressão de 3,00 atm e temperatura de 27,0 °C.

a) 7,94 g
b) 11,1 g
c) 37,8 g
d) 44,4 g
e) 87,7 g

24. (Ufam) O buckminsterfulereno é uma forma alotrópica do carbono e possui fórmula molecular igual a C_{60}. Considere que 2,16 g de C_{60} foram completamente queimados na presença de oxigênio em excesso, a uma pressão de 1,0 atm. Qual o volume de dióxido de carbono produzido, caso o sistema mantenha a temperatura constante e igual a 27 °C?

a) 1.344 L
b) 2,24 L
c) 8,8 L
d) 60 L
e) 4,4 L

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

2.3. Quando o dado é expresso em massa e a pergunta em mols (ou vice-versa)

Vamos voltar, mais uma vez, ao problema da página 391 e imaginar que o enunciado, em vez de pedir a **massa** de SO_2 obtida, pedisse agora a **quantidade de mols** de SO_2 obtida.

Seguindo os passos vistos nas páginas 391 a 393, vamos concluir que agora o problema é mais fácil, pois a própria equação está indicando que são formados **2 mols de SO_2**. Com essa observação, a regra de três final será:

Daí resulta:

$$x = \frac{24 \cdot 2}{3 \cdot 32} \Rightarrow \boxed{x = 0{,}5 \text{ mol de } SO_2}$$

OBSERVAÇÃO

O cálculo da quantidade de mols, como foi feito acima, abre caminho para outros cálculos. Por exemplo, se quiséssemos calcular o volume de SO_2 a 700 mmHg e 27 °C, poderíamos fazer:

$$PV = nRT \Rightarrow \left(\frac{700}{760}\right) \cdot V = 0{,}5 \cdot 0{,}082 \cdot 300 \Rightarrow \boxed{V = 13{,}35 \text{ litros de } SO_2}$$

Note que esse resultado é praticamente o mesmo obtido na página 396, por outro caminho. Lembramos, porém, que esse último cálculo só pode ser feito com **gases**.

Exercícios básicos

Registre as respostas em seu caderno

Atenção: Use as massas atômicas que forem necessárias.

25. (UFR-RJ) Considere a reação

$Zn\ (s) + HC\ell\ (aq) \longrightarrow ZnC\ell_2\ (aq) + H_2\ (g)$

a) Faça o balanceamento da referida reação.
b) Sabendo-se que 73 g do ácido clorídrico reagem completamente, calcule o número de mols do cloreto de zinco formado.

26. (UFR-RJ) O óxido de alumínio ($A\ell_2O_3$) é utilizado como antiácido.

Sabendo-se que a reação que ocorre no estômago é:

$1\ A\ell_2O_3 + 6\ HC\ell \longrightarrow 2\ A\ell C\ell_3 + 3\ H_2O$

a massa desse óxido que reage com 0,25 mol de ácido será:

a) 3,25 g.
b) 4,25 g.
c) 5,35 g.
d) 6,55 g.
e) 7,45 g.

27. (UCB-MS) Dada a equação química não balanceada:

$Na_2CO_3 + HC\ell \longrightarrow NaC\ell + CO_2 + H_2O$

a massa de carbonato de sódio que reage completamente com 0,25 mol de ácido clorídrico é:

a) 6,62 g.
b) 26,50 g.
c) 13,25 g.
d) 10,37 g.
e) 20,75 g.

28. (UEMG) O ferro metálico, em contato com o gás oxigênio, durante alguns meses, sofre oxidação chegando a um tipo de ferrugem denominado óxido férrico. Quantos mols de ferro metálico são oxidados por 134,4 litros de gás oxigênio, medido nas CNPT? (Fe = 56; O = 16.)

a) 2,0 mols
b) 4,0 mols
c) 6,0 mols
d) 10,0 mols
e) 8,0 mols

29. (PUC-RJ) Na poluição atmosférica, um dos principais irritantes para os olhos é o formaldeído, CH_2O, o qual é formado pela reação do ozônio com o etileno:

$O_3\ (g) + C_2H_4\ (g) \longrightarrow 2\ CH_2O\ (g) + O\ (g)$

Num ambiente com excesso de O_3 (g), quantos mols de etileno são necessários para formar 10 mols de formaldeído?

a) 10 mols
b) 5 mols
c) 3 mols
d) 2 mols
e) 1 mol

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

Exercícios complementares

Registre as respostas em seu caderno

30. (Unesp) O clorato de potássio ($KC\ell O_3$) pode ser utilizado para a produção de oxigênio em laboratório. Quando aquecido na presença de um catalisador, o clorato se decompõe produzindo, além do gás desejado, cloreto de potássio ($KC\ell$). O volume de oxigênio medido nas CNTP ($T = 273$ K e $P = 1$ atm, com $R = 0{,}082\ L \cdot atm \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$) produzido quando um mol do clorato é consumido é de:

a) 67,2 L.
b) 56,0 L.
c) 44,8 L.
d) 39,2 L.
e) 33,6 L.

31. (UFPE) O azoteto de sódio, NaN_3, quando inflamado sofre decomposição rápida fornecendo nitrogênio gasoso que é utilizado para inflar os sacos de ar (*airbags*) de automóveis, de acordo com a reação:

$$2\ NaN_3\ (s) \longrightarrow 2\ Na\ (s) + 3\ N_2\ (g)$$

Quantos mols de azida de sódio são necessários para gerar nitrogênio suficiente para encher um saco de plástico de 44,8 L a 0 °C e à pressão atmosférica?

Dados: $R = 0{,}082\ \frac{atm \cdot L}{mol \cdot K}$;

massa atômica (g/mol): N = 14; Na = 23.

Considere que o nitrogênio gasoso tem comportamento ideal nas condições acima.

a) $\frac{1}{3}$
b) 2
c) 3
d) $\frac{2}{3}$
e) $\frac{4}{3}$

32. (Unifor-CE) A dissolução de NO_2 (g) em água produz ácido nítrico, de acordo com a equação não balanceada:

$$NO_2 + H_2O \longrightarrow H^+ + NO_3^- + NO$$

Nessa reação, quantos mols de ácido nítrico são obtidos pelo consumo de 3 mols de NO_2?

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

33. (UFMG) Um ser humano adulto sedentário libera, ao respirar, em média, 0,880 mol de CO_2 por hora. A massa de CO_2 pode ser calculada medindo-se a quantidade de $BaCO_3$ (s) produzida pela reação:

$$Ba(OH)_2\ (aq) + CO_2\ (g) \longrightarrow BaCO_3\ (s) + H_2O\ (\ell)$$

Suponha que a liberação de CO_2 (g) seja uniforme nos períodos de sono e de vigília. A alternativa que indica a **massa** de carbonato de bário que seria formada pela reação do hidróxido de bário com o CO_2 (g), produzido durante 30 minutos, é aproximadamente:

a) 197 g.
b) 173 g.
c) 112 g.
d) 86,7 g.
e) 0,440 g.

2.4. Quando o dado é expresso em massa e a pergunta em número de partículas (ou vice-versa)

Considerando, mais uma vez, o problema da página 391 e imaginando que o enunciado, em vez de pedir a **massa** de SO_2 obtida, pedisse o **número de moléculas** de SO_2 obtido, teríamos apenas de recordar a constante de Avogadro: 1 mol de SO_2 contém $6 \cdot 10^{23}$ moléculas de SO_2. Desse modo, a regra de três final será:

Daí resulta:

$$x = \frac{24 \cdot 2 \cdot 6 \cdot 10^{23}}{3 \cdot 32} \Rightarrow \boxed{x = 3 \cdot 10^{23}\ \text{moléculas de } SO_2}$$

Exercícios básicos

Registre as respostas em seu caderno

Atenção: Use as massas atômicas que forem necessárias.

34. (PUC-MG) Dada a reação:

$$\text{Ferro} + \text{Ácido clorídrico} \longrightarrow \text{Cloreto férrico} + \text{Hidrogênio}$$

o número de moléculas de gás hidrogênio, produzidas pela reação de 112 g de ferro, é igual a:

a) 1,5.
b) 3,0.
c) $9{,}0 \cdot 10^{23}$.
d) $1{,}8 \cdot 10^{24}$.
e) $3{,}0 \cdot 10^{24}$.

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

35. (UFRGS-RS) A amônia é obtida industrialmente pela reação do nitrogênio do ar com o hidrogênio. Nessa reação, cada três mols de hidrogênio consumidos formam um número de moléculas de amônia aproximadamente igual a:

a) $2{,}0 \cdot 10^{23}$.
b) $3{,}0 \cdot 10^{23}$.
c) $6{,}0 \cdot 10^{23}$.
d) $1{,}2 \cdot 10^{24}$.
e) $1{,}8 \cdot 10^{24}$.

36. (UFPE) Nas usinas siderúrgicas, a obtenção de ferro metálico a partir da hematita envolve a seguinte reação (não balanceada):

$$Fe_2O_3\ (s) + CO\ (g) \longrightarrow Fe\ (s) + CO_2\ (g)$$

Percebe-se dessa reação que o CO_2 é liberado para a atmosfera, podendo ter um impacto ambiental grave relacionado com o efeito estufa. Qual o número de moléculas de CO_2 liberadas na atmosfera, quando um mol de óxido de ferro (III) é consumido na reação?

Considere: número de Avogadro igual a $6 \cdot 10^{23}\ mol^{-1}$.

a) $6 \cdot 10^{23}$
b) $24 \cdot 10^{23}$
c) $12 \cdot 10^{23}$
d) $36 \cdot 10^{23}$
e) $18 \cdot 10^{23}$

37. (UFRGS-RS) Os clorofluorcarbonos (CFCs) sofrem decomposição nas altas camadas da atmosfera, originando átomos de cloro, os quais atacam moléculas de ozônio (O_3), produzindo oxigênio. Supondo que 1 mol de ozônio seja totalmente transformado em moléculas de oxigênio, o número de moléculas produzidas é:

a) $3{,}01 \cdot 10^{23}$.
b) $6{,}02 \cdot 10^{23}$.
c) $9{,}03 \cdot 10^{23}$.
d) $12{,}04 \cdot 10^{23}$.
e) $18{,}06 \cdot 10^{23}$.

Exercícios complementares

Registre as respostas em seu caderno

38. (UFF-RJ) Em relação à produção de fosfato de sódio por meio da reação do ácido fosfórico com um excesso de hidróxido de sódio, pede-se:

a) a equação balanceada para a reação;
b) a quantidade, em gramas, de fosfato de sódio produzido ao se utilizar $2{,}5 \cdot 10^{23}$ moléculas de ácido fosfórico.

39. (Vunesp) Para transformar uma molécula de P_4O_{10} em ácido ortofosfórico, o número mínimo de moléculas de água necessário é:

a) 1. b) 2. c) 4. d) 6. e) $6 \cdot 10^{23}$.

40. (UEM-PR) O principal componente do cimento do tipo portland é a cal virgem, nome popular do óxido de cálcio. Esse composto, quando hidratado, forma o hidróxido de cálcio, também conhecido como cal apagada. Determine o volume de água necessário para reagir estequiometricamente com $18 \cdot 10^{23}$ moléculas de cal virgem, em mL.

Considere a densidade da água igual a 1 g/mL.

(Dados: Ca = 40; O = 16 e H = 1.)

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

2.5. Quando o dado e a pergunta do problema são ambos em volume

Este é o caso mais simples de cálculo estequiométrico.

Voltemos, ainda mais uma vez, ao problema da página 391, mas agora considerando que:

- fosse **dada** não mais a massa (24 g) de O_2, mas seu **volume** – por exemplo, 30 litros de O_2 nas CNPT;
- fosse **pedido** o **volume** de SO_2 **também** nas CNPT.

Considerando que o volume molar é 22,4 litros, nas CNPT, a regra de três seria:

Daí resulta:

$$x = \frac{30 \cdot 2 \cdot \cancel{22{,}4}}{3 \cdot \cancel{22{,}4}} = \frac{30 \cdot 2}{3} \Rightarrow \boxed{x = 20\ L\ de\ SO_2\ (CNPT)}$$

Note que o volume molar (22,4 L) foi cancelado no cálculo final. Na verdade, 22,4 L já poderia ter sido cancelado na regra de três acima, simplificando-a:

Daí resulta:

$$x = \frac{30 \cdot 2}{3} \Rightarrow \boxed{x = 20 \text{ L de } SO_2 \text{ (CNPT)}}$$

Devemos ainda observar que, se os gases O_2 e SO_2 estivessem em condições diferentes das normais, o volume molar seria diferente de 22,4 L. Mas, se o O_2 e o SO_2 estivessem na **mesma pressão** e **na mesma temperatura**, o novo volume molar (diferente de 22,4 L) seria igual para o O_2 e para o SO_2 e seria cancelado do mesmo modo.

Portanto, o cálculo estequiométrico entre **volumes de gases** é **direto** e **imediato**, desde que os gases estejam **nas mesmas condições de pressão e temperatura**. De fato, as leis volumétricas de Gay-Lussac e a Lei de Avogadro (página 336) permitem afirmar que a **proporção dos volumes gasosos** que reagem e são produzidos numa reação **coincide** com a própria **proporção dos coeficientes da equação química** dessa reação. No entanto, se o dado e a pergunta do problema são volumes gasosos em condições diferentes de pressão e temperatura entre si, devemos usar a relação $\frac{PV}{T}$ no início ou no fim dos cálculos, pois a regra de três **somente admite volumes na mesma pressão e na mesma temperatura** (quaisquer que sejam P e T).

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

Exercícios básicos

Registre as respostas em seu caderno

Exercício resolvido

41. Um volume de 15 L de hidrogênio, medido a 15 °C e 720 mmHg, reage completamente com cloro. Qual é o volume de gás clorídrico produzido na mesma temperatura e pressão?

Resolução

- equação balanceada: $H_2\,(g) + Cl_2\,(g) \longrightarrow 2\,HCl\,(g)$
- informação da equação: 1 volume de H_2 $\xrightarrow{\text{produz}}$ 2 volumes de HCl

Dado em volume: 1 L ——— 2 L; 15 L ——— V (Pergunta em volume)

$$V = \frac{15 \cdot 2}{1} \Rightarrow \boxed{V = 30 \text{ L de } HCl \text{ (a 15 °C e 720 mmHg)}}$$

42. (UGF-RJ) Uma das transformações que acontecem no interior dos "catalisadores" dos automóveis modernos é a conversão do CO em CO_2, segundo a reação

$CO + \frac{1}{2} O_2 \longrightarrow CO_2$. Admitindo-se que um motor tenha liberado 1.120 L de CO (medido nas CNPT), o volume de O_2 (medido nas CNPT) necessário para converter todo o CO em CO_2 é, em litros, igual a:

a) 2.240. b) 1.120. c) 560. d) 448. e) 336.

43. Quantos litros de oxigênio são necessários para reagir completamente com 40 L de monóxido de carbono? Quantos litros de gás carbônico serão formados nessa reação? (Os três gases foram medidos a 22 °C e 720 mm de mercúrio.)

44. (Mackenzie-SP) Os volumes de gás nitrogênio e de gás oxigênio necessários para a síntese de 8 L de pentóxido de dinitrogênio, considerando que todos os gases estão nas mesmas condições de temperatura e pressão, são, respectivamente:

$$2\,N_2 + 5\,O_2 \longrightarrow 2\,N_2O_5$$

a) 8 L e 20 L.
b) 2 L e 5 L.
c) 5 L e 2 L.
d) 2 L e 2 L.
e) 1 L e 1 L.

2.6. Havendo duas ou mais perguntas no problema

Trata-se de um caso apenas mais trabalhoso que os anteriores. De fato, tudo se passa como se tivéssemos de resolver vários problemas na mesma questão. Por exemplo, voltando ao problema da página 391, vamos supor que, dada a massa de O_2, igual a 24 g, o problema pedisse para calcular as massas de todos os outros participantes da reação (ZnS, ZnO e SO_2).

- Para o ZnS, teríamos:

$$\underbrace{2\ ZnS} + \underbrace{3\ O_2} \longrightarrow 2\ ZnO + 2\ SO_2$$

$$\left\{\begin{array}{ccc} 2 \cdot 97\ g & \text{———} & 3 \cdot 32\ g \\ x\ g & \text{———} & 24\ g \end{array}\right\} \boxed{x = 48{,}5\ g\ de\ ZnS}$$

- Para o ZnO, teríamos:

$$2\ ZnS + \underbrace{3\ O_2} \longrightarrow \underbrace{2\ ZnO} + 2\ SO_2$$

$$\left.\begin{array}{ccc} 3 \cdot 32\ g & \text{———} & 2 \cdot 81\ g \\ 24\ g & \text{———} & x\ g \end{array}\right\} \boxed{x = 40{,}5\ g\ de\ ZnO}$$

- Para o SO_2, teríamos:

$$2\ ZnS + \underbrace{3\ O_2} \longrightarrow 2\ ZnO + \underbrace{2\ SO_2}$$

$$\left.\begin{array}{ccc} 3 \cdot 32\ g & \text{———} & 2 \cdot 64\ g \\ 24\ g & \text{———} & x\ g \end{array}\right\} \boxed{x = 32\ g\ de\ SO_2}$$

Outra solução seria basear todos os cálculos nas **quantidades de mols**. O dado fornecido (24 g de O_2) representa:

$$n = \frac{m}{M} \Rightarrow n = \frac{24}{32} \Rightarrow \boxed{n = 0{,}75\ mol\ de\ O_2}$$

A quantidade de mols de ZnS que reage com esses 0,75 mol de O_2 é:

$$\underbrace{2\ ZnS} + \underbrace{3\ O_2} \longrightarrow 2\ ZnO + 2\ SO_2$$

$$\left.\begin{array}{ccc} 2\ mol & \text{———} & 3\ mol \\ x\ mol & \text{———} & 0{,}75\ mol \end{array}\right\} \boxed{x = 0{,}50\ mol\ de\ ZnS}$$

Basta olhar para os coeficientes da equação para perceber que:

Da proporção:

0,50 mol de ZnS — 0,75 mol de O_2 — 0,50 mol de ZnO — 0,50 mol de SO_2 que foi obtida de um dado do problema (24 g de O_2) e que está de acordo com a equação, podemos calcular quaisquer valores para ZnS, ZnO ou SO_2, sejam valores em **massa**, em **volume** (só para gases), em **número de partículas** etc.

Assim, por exemplo, para calcular as massas pedidas no início, teríamos $\left(\text{sendo } n = \frac{m}{M} \Rightarrow m = nM\right)$:

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

0,50 mol de ZnS — 0,75 mol de O_2 — 0,50 mol de ZnO — 0,50 mol de SO_2

$m = 0{,}5 \cdot 97$ → $m = 48{,}5$ g de ZnS

Dado

$m = 0{,}5 \cdot 81$ → $m = 40{,}5$ g de ZnO

$m = 0{,}5 \cdot 64$ → $m = 32$ g de SO_2

Exercícios básicos

Registre as respostas em seu caderno

Atenção: Use as massas atômicas que forem necessárias.

45. (Vunesp) Mergulha-se uma barra de 3,27 g de zinco metálico em ácido nítrico diluído até dissolução total do metal.

a) Escreva a equação química da reação que ocorre, indicando os nomes dos produtos formados.
b) Sabendo-se que as massas molares (em g/mol) são H = 1,0; N = 14; O = 16 e Zn = 65,4, calcule as massas (em gramas) dos produtos formados.

46. (UFV-MG) O gás hidrogênio é facilmente produzido em laboratórios, fazendo-se reagir ferro com uma solução de ácido sulfúrico, de acordo com a equação abaixo:

$$Fe\,(s) + H_2SO_4\,(aq) \longrightarrow FeSO_4\,(aq) + H_2\,(g)$$

Ao se reagirem 11,2 gramas de esponja de aço com excesso de ácido sulfúrico, em condições normais de pressão e temperatura (1 atm e 0 °C), considerando que a esponja de aço seja constituída de puro ferro, qual a massa de sulfato ferroso produzida e o volume de gás hidrogênio liberado?

a) 30,4 gramas e 4,5 litros.
b) 154 gramas e 24 litros.
c) 152 gramas e 23 litros.
d) 15,2 gramas e 2,3 litros.
e) 15,2 gramas e 22,4 litros.

47. (UCDB-MS) Na síntese de 110 g de gás carbônico, as quantidades mínimas necessárias de reagentes são:

Massas atômicas: C = 12; O = 16.

a) 30 g de carbono e 40 g de oxigênio.
b) 60 g de carbono e 80 g de oxigênio.
c) 55 g de carbono e 55 g de oxigênio.
d) 60 g de carbono e 50 g de oxigênio.
e) 30 g de carbono e 80 g de oxigênio.

48. (UFMG) Um bom método para a preparação controlada de oxigênio muito puro é a decomposição térmica de permanganato de potássio sob vácuo. Essa reação pode ser representada pela equação:

$$2\,KMnO_4\,(s) \longrightarrow K_2MnO_4\,(s) + MnO_2\,(s) + O_2\,(g)$$

Com relação à decomposição completa de 2 mols de permanganato de potássio, é incorreto afirmar que:

a) a massa de $KMnO_4$ (s) decomposta é 316,0 g.
b) a massa total dos produtos sólidos é 300,0 g.
c) a quantidade de O_2 (g) produzida é 1 mol.
d) as quantidades, em mols, de cada um dos produtos são iguais.

Exercícios complementares

Registre as respostas em seu caderno

49. (UFR-RJ) Um motor a álcool emite, na queima do combustível, gás carbônico e água. Levando-se em conta que o oxigênio queima estequiometricamente o álcool e que foram consumidos 30 litros de combustível, calcule o que se solicita abaixo, considerando:

1) densidade do etanol = 0,8 kg/litro
2) $C_2H_6O + 3\,O_2 \longrightarrow 2\,CO_2 + 3\,H_2O$

a) a quantidade de água produzida na descarga;
b) o volume de gás carbônico emitido nas condições normais;
c) o volume de oxigênio utilizado a 30 °C em pressão atmosférica.

50. (UFSCar-SP) O funcionamento de *airbag* de veículos automotores é baseado na reação química representada pela equação:

$$2\,NaN_3\,(s) \longrightarrow 2\,Na\,(s) + 3\,N_2\,(g)$$

A reação é iniciada por um sensor de choque e ocorre rapidamente, com o N_2 formado preenchendo o *airbag* em cerca de 0,03 s. O Na (s) formado na reação, por ser muito reativo, é consumido por reação rápida com outro reagente presente na mistura inicial de reagentes. Se no funcionamento de um *airbag* 130 g de NaN_3 forem totalmente decompostos, pode-se afirmar que:

a) serão produzidos 23 g de Na (s).
b) serão produzidos 21 g de N_2 (g).
c) serão produzidos 84 g de N_2 (g).
d) o gás produzido ocupará um volume de 22,4 L nas condições normais de pressão e temperatura (CNPT).
e) se o Na (s) formado reagisse com água, a água seria decomposta, liberando oxigênio gasoso e grande quantidade de calor.

51. (PUC-PR) O óxido de magnésio é indicado como alternativa para diminuir a liberação de SO_2 para a atmosfera. O referido fenômeno pode ser traduzido por meio da equação (não balanceada) abaixo:

$$MgO\,(s) + SO_2\,(g) + O_2\,(g) \longrightarrow MgSO_4\,(s)$$

A respeito do fenômeno são feitas as seguintes afirmativas:

I. O produto deve conduzir corrente elétrica quando dissolvido em água ou após fusão.
II. Para cada mol de SO_2 são necessários 2 mols do MgO.
III. O MgO é um óxido básico enquanto o SO_2 é um óxido ácido.
IV. Para tratar 1 tonelada de SO_2 é necessário 1 tonelada de MgO.
V. Ao final do processo, encontraremos uma substância composta de elevado ponto de ebulição.

São verdadeiras:

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

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

3 Casos particulares de cálculo estequiométrico

Vamos agora considerar alguns casos particulares de cálculo estequiométrico. Continuam valendo as **regras fundamentais** já mencionadas na página 393. Iremos apenas acrescentar alguns cuidados ou alguns detalhes.

3.1. Quando aparecem reações consecutivas

Às vezes, viajamos em etapas, percorrendo várias cidades, até chegar ao destino. Em alguns processos químicos, ocorrem fatos semelhantes: os átomos "percorrem" várias reações (etapas), até chegar ao produto desejado. É fácil, então, relacionar as quantidades dos reagentes iniciais com as quantidades dos produtos finais que são formados.

Consideremos, como exemplo, a fabricação industrial do ácido sulfúrico a partir do enxofre. Ela se processa por meio das três **reações consecutivas** dadas a seguir:

$$S + O_2 \longrightarrow SO_2$$

$$SO_2 + \frac{1}{2} O_2 \longrightarrow SO_3$$

$$SO_3 + H_2O \longrightarrow H_2SO_4$$

Quando um problema fornece, por exemplo, a massa do enxofre inicial e pede a massa do H_2SO_4 produzido, um dos caminhos do cálculo seria manter as três equações separadas e calcular primeiro a massa de SO_2, depois a massa de SO_3 e, finalmente, a massa de H_2SO_4. No entanto, **é muito mais prático "somar algebricamente" as equações químicas e efetuar o cálculo estequiométrico diretamente na equação final**.

Exemplo

Qual é a massa de H_2SO_4 produzida a partir de 8 toneladas de enxofre?

Resolução:

$$S + O_2 \longrightarrow \cancel{SO_2}$$

$$\cancel{SO_2} + \frac{1}{2} O_2 \longrightarrow \cancel{SO_3} \quad +$$

$$\cancel{SO_3} + H_2O \longrightarrow H_2SO_4$$

$$\underbrace{S} + \frac{3}{2} O_2 + H_2O \longrightarrow \underbrace{H_2SO_4}$$

Da equação-soma →	32 t	98 t
Do problema →	8 t	x

$x = 24{,}5$ t de H_2SO_4

Nesse tipo de problema é indispensável que:

- todas as equações estejam **balanceadas individualmente**;
- **as substâncias "intermediárias"** (no caso, SO_2 e SO_3) **sejam canceladas**; em certos problemas, isso obriga a "multiplicar" ou "dividir" uma ou outra equação por números convenientes, que levem ao cancelamento desejado.

Daí para diante recaímos num cálculo estequiométrico comum, em que a regra de três é estabelecida em função da equação química que resulta da soma das equações intermediárias.

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

Exercícios básicos

Registre as respostas em seu caderno

Exercício resolvido

52. (Fuvest-SP) Duas das reações que ocorrem na produção do ferro são representadas por:

$$2\ C\ (s) + O_2\ (g) \longrightarrow 2\ CO\ (g)$$
$$Fe_2O_3\ (s) + 3\ CO\ (g) \longrightarrow 2\ Fe\ (s) + 3\ CO_2\ (g)$$

O monóxido de carbono formado na primeira reação é consumido na segunda. Considerando apenas essas duas etapas do processo, calcule a massa aproximada, em quilogramas, de carvão consumido na produção de 1 tonelada de ferro (massas atômicas: Fe = 56; C = 12; O = 16).

Resolução

Multiplicando a 1ª equação por três e a 2ª equação por dois, temos:

$$6\ C + 3\ O_2 \longrightarrow \cancel{6\ CO}$$
$$2\ Fe_2O_3 + \cancel{6\ CO} \longrightarrow 4\ Fe + 6\ CO_2$$

Equação-soma: $6\ C + 3\ O_2 + 2\ Fe_2O_3 \longrightarrow 4\ Fe + 6\ CO_2$

$6 \cdot 12$ kg ——— $4 \cdot 56$ kg
x ——— 1.000 kg

$\boxed{x = 321 \text{ kg de C}}$

Note que foi necessário multiplicar a 1ª equação por três e a 2ª por dois para podermos cancelar o CO que está presente tanto na 1ª como na 2ª equação.

53. (UFF-RJ) Garimpeiros inexperientes, quando encontram pirita, pensam estar diante de ouro, por isso, a pirita é chamada "ouro dos tolos".

ANTONIO VIÑAS VALCARCEL/CID

Amostra de pirita (FeS_2). (Comprimento ≃ 10 cm.)

Entretanto, a pirita não é um mineral sem aplicação. O H_2SO_4, ácido muito utilizado nos laboratórios de química, pode ser obtido a partir da pirita por meio do processo:

$$4\ FeS_2 + 11\ O_2 \longrightarrow 2\ Fe_2O_3 + 8\ SO_2$$
$$2\ SO_2 + O_2 \xrightarrow{V_2O_5} 2\ SO_3$$
$$SO_3 + H_2O \longrightarrow H_2SO_4$$

Qual é a opção que indica a massa de H_2SO_4 obtida a partir de 60,0 kg de pirita, com 100% de pureza, por meio do processo equacionado acima?

a) 9,8 kg
b) 12,4 kg
c) 49,0 kg
d) 60,0 kg
e) 98,0 kg

54. (PUC-RS) Um dos efeitos da chamada "chuva ácida" causada pelo SO_2 (g) lançado na atmosfera é a transformação do mármore, $CaCO_3$ (s), em gesso, $CaSO_4$ (s), que pode ser representada pelas seguintes equações:

$$2\ SO_2\ (g) + O_2\ (g) \longrightarrow 2\ SO_3\ (g)$$
$$SO_3\ (g) + H_2O\ (\ell) \longrightarrow H_2SO_4\ (aq)$$
$$H_2SO_4\ (aq) + CaCO_3\ (s) \longrightarrow$$
$$\longrightarrow CaSO_4\ (s) + H_2O\ (\ell) + CO_2\ (g)$$

A quantidade de gesso que pode ser formada, no máximo, pela reação de 44,8 litros de SO_2 (g) lançado na atmosfera, nas CNPT, é:

a) 34 g.
b) 68 g.
c) 136 g.
d) 272 g.
e) 340 g.

55. (PUC-RS) Em 2,8 kg de óxido de cálcio, também conhecido como "cal virgem", foi adicionada água, formando hidróxido de cálcio, usado para pintar uma parede. Após a sua aplicação, transformou-se numa camada dura, pela reação química com gás carbônico existente no ar, formando carbonato de cálcio. A massa de sal obtida é, aproximadamente, igual a:

a) 5,0 kg.
b) 2,8 kg.
c) 1,6 kg.
d) 1,0 kg.
e) 0,6 kg.

56. (UnB-DF) Na sequência de reações:

$$Na_2O + H_2O \longrightarrow 2\ NaOH$$
$$H_3PO_4 + 3\ NaOH \longrightarrow Na_3PO_4 + 3\ H_2O$$

se partirmos de 10 mols de Na_2O, obteremos:

a) 10 mols de H_2O.
b) 20 mols de H_2O.
c) $\frac{40}{3}$ mols de Na_3PO_4.
d) 15 mols de Na_3PO_4.
e) 20 mols de Na_3PO_4.

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

Exercícios complementares

Registre as respostas em seu caderno

57. (Uerj) Uma das principais causas da poluição atmosférica é a queima de óleos e carvão, que libera para o ambiente gases sulfurados. A sequência reacional abaixo demonstra um procedimento moderno de eliminação de anidrido sulfuroso, que consiste em sua conversão a gesso.

$$SO_2 + H_2O \longrightarrow H^+ + HSO_3^-$$

$$H^+ + HSO_3^- + \frac{1}{2}O_2 \longrightarrow 2\,H^+ + SO_4^{-2}$$

$$2\,H^+ + SO_4^{-2} + Ca(OH)_2 \longrightarrow \underbrace{CaSO_4 \cdot 2\,H_2O}_{\text{Gesso}}$$

Calcule a massa de gesso, em gramas, que pode ser obtida a partir de 192 g de anidrido sulfuroso, considerando um rendimento de 100% no processo de conversão.

58. (UFPA) Uma das formas de poluição de nossos dias é a chuva ácida. Ela provoca a destruição de monumentos históricos, como a Basílica de Nazaré, em Belém, cuja fachada é revestida de mármore, através da corrosão provocada pelo ácido. A origem dessa forma de poluição encontra-se na queima de derivados de petróleo que contêm impurezas como o enxofre, e se processa segundo as reações:

$$S + O_2 \longrightarrow SO_2$$

$$2\,SO_2 + O_2 \longrightarrow 2\,SO_3$$

$$SO_3 + H_2O \longrightarrow H_2SO_4$$

Massas atômicas:
S = 32; O = 16; H = 1

Considerando-se que em 100 L de gasolina encontram-se 3,2 mg de enxofre, a quantidade (em gramas) de ácido sulfúrico formada pela queima desse volume de combustível será de:

a) 98.
b) $98 \cdot 10^{-1}$.
c) $98 \cdot 10^{-2}$.
d) $98 \cdot 10^{-3}$.
e) $98 \cdot 10^{-4}$.

59. (Fuvest-SP) Uma instalação petrolífera produz 12,8 kg de SO_2 por hora. A liberação desse gás poluente pode ser evitada usando-se calcário, o qual por decomposição fornece cal, que reage com o SO_2 formando $CaSO_3$, de acordo com as equações:

$$CaCO_3\,(s) \longrightarrow CaO\,(s) + CO_2\,(g)$$

$$CaO\,(s) + SO_2\,(g) \longrightarrow CaSO_3\,(s)$$

Massas molares (g/mol):
$CaCO_3$ 100
SO_2 64

Qual a massa mínima de calcário (em kg), por dia, necessária para eliminar todo o SO_2 formado? Suponha 100% de rendimento para as reações.

a) 128
b) 240
c) 480
d) 720
e) 1.200

3.2. Quando são dadas as quantidades de dois (ou mais) reagentes

Analise a seguinte situação: se, para montar um carro, são necessários 5 pneus (4 mais 1 de reserva) e 1 volante, quantos carros poderemos montar com 315 pneus e 95 volantes?

Vamos calcular quantos carros podem ser montados com 315 pneus:

$$\left.\begin{array}{rcl} 5 \text{ pneus} & \text{———} & 1 \text{ carro} \\ 315 \text{ pneus} & \text{———} & x \end{array}\right\} x = 315 : 5 \Rightarrow \boxed{x = 63 \text{ carros}}$$

Considerando que cada carro precisa de apenas 1 volante, serão necessários apenas 63 volantes para montar o número de carros que calculamos acima, sobrando, portanto, 32 volantes (95 − 63 = 32).

Concluímos assim que, na questão proposta, existem volantes **"em excesso"** (ou pneus **"em falta"**). Podemos ainda dizer que o número de pneus constitui o **fator limitante** em nossa linha de montagem.

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

Com as reações químicas acontecem problemas semelhantes ao do exemplo dado anteriormente. É sempre importante lembrar que as substâncias **não reagem** na proporção que as misturamos, mas **reagem na proporção indicada pela equação química correspondente** (ou seja, de acordo com as leis das reações químicas).

Vamos considerar, então, o seguinte exemplo:

Misturam-se 147 g de ácido sulfúrico e 100 g de hidróxido de sódio para que reajam segundo a equação $H_2SO_4 + 2\,NaOH \longrightarrow Na_2SO_4 + 2\,H_2O$ (massas atômicas: H = 1; O = 16; Na = 23; S = 32). Pede-se calcular:

a) a massa de sulfato de sódio formada;

b) a massa do reagente que sobra (em excesso) após a reação.

Resolução

1ª tentativa:

Vamos calcular inicialmente a **massa de NaOH que reagiria com os 147 g de H_2SO_4** mencionados no enunciado do problema:

$$\underbrace{H_2SO_4}_{} + \underbrace{2\,NaOH}_{} \longrightarrow Na_2SO_4 + 2\,H_2O$$

$$\left.\begin{array}{ccc} 98\text{ g} & \text{———} & 2 \cdot 40\text{ g} \\ 147\text{ g} & \text{———} & x \end{array}\right\} \boxed{x = 120\text{ g de NaOH}}$$

Isso é impossível, pois o enunciado do problema informa que temos apenas 100 g de NaOH. Dizemos então que, neste problema, o H_2SO_4 é o **reagente em excesso**, pois seus 147 g "precisariam" de 120 g de NaOH para reagir completamente – mas nós só temos 100 g de NaOH.

2ª tentativa:

Vamos, agora, "inverter" o cálculo, isto é, determinar a **massa de H_2SO_4 que reage com os 100 g de NaOH** dados no enunciado do problema:

$$\underbrace{H_2SO_4}_{} + \underbrace{2\,NaOH}_{} \longrightarrow Na_2SO_4 + 2\,H_2O$$

$$\left.\begin{array}{ccc} 98\text{ g} & \text{———} & 2 \cdot 40\text{ g} \\ y & \text{———} & 100\text{ g} \end{array}\right\} \boxed{y = 122{,}5\text{ g de } H_2SO_4}$$

Agora isso é possível e significa que os 100 g de NaOH dados no problema reagem com 122,5 g de H_2SO_4. Como temos 147 g de H_2SO_4, sobrarão ainda $\boxed{24{,}5\text{ g de } H_2SO_4}$ (147 – 122,5 = 24,5), o que responde à pergunta (**b**) do problema.

Ao contrário do H_2SO_4, que, neste problema, é o **reagente em excesso**, dizemos que o NaOH é o **reagente em falta**, ou melhor, o **reagente limitante** da reação, pois o NaOH será o primeiro reagente a acabar ou se esgotar, finalizando a reação e determinando as quantidades de produtos que poderão ser formadas.

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

De fato, podemos calcular:

Reagente em excesso — Reagente limitante

$$H_2SO_4 + 2\ NaOH \longrightarrow Na_2SO_4 + 2\ H_2O$$

$$\left.\begin{array}{l} 2 \cdot 40\ g \text{ ——— } 142\ g \\ 100\ g \text{ ——— } z \end{array}\right\} \boxed{z = 177{,}5\ g \text{ de } Na_2SO_4}$$

Isso responde à pergunta (**a**) do problema. Veja que o cálculo foi feito a partir dos 100 g de NaOH (**reagente limitante**), mas nunca poderia ter sido feito a partir dos 147 g de H_2SO_4 (**reagente em excesso**), pois **chegaríamos a um resultado falso**. Isso porque os 147 g de H_2SO_4 não podem reagir integralmente, por falta de NaOH.

OBSERVAÇÕES

- Vamos insistir que **as substâncias não reagem na proporção em que nós as misturamos, mas na proporção em que a equação (ou seja, a Lei Ponderal de Proust) determina**. Daí o cuidado ao resolver problemas que dão as quantidades de dois reagentes. Devemos sempre lembrar que é o **reagente em falta** (ou **reagente limitante** ou **fator limitante**) que "comanda" toda a reação, pois, **no instante em que ele acaba, a reação será interrompida**.
- Problemas desse tipo são resolvidos mais facilmente quando trabalhamos com as quantidades dos reagentes em mols. De fato, no problema anterior temos:

Dados
- 147 g de H_2SO_4 ⟶ $n = \frac{m}{M} = \frac{147}{98} \Rightarrow n = 1{,}5$ mol de H_2SO_4
- 100 g de NaOH ⟶ $n = \frac{m}{M} = \frac{100}{40} \Rightarrow n = 2{,}5$ mol de NaOH

A equação balanceada é:

Reagente limitante

Segundo a equação, somente podem reagir:

$$1\ H_2SO_4 + 2\ NaOH \longrightarrow 1\ Na_2SO_4 + 2\ H_2O$$

÷ 2 ÷ 2

$$1{,}25\ mol + 2{,}5\ mol \longrightarrow 1{,}25\ mol$$

Como tínhamos: 1,50 mol; 2,5 mol

Sobrarão: 0,25 mol; zero

× 98 Massa molar de H_2SO_4 → 24,5 g de H_2SO_4 em excesso

× 142 Massa molar de Na_2SO_4 → 177,5 g de Na_2SO_4 produzido

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

Exercícios básicos

Registre as respostas em seu caderno

60. (Vunesp) Na indústria, a amônia é obtida pelo processo denominado Haber-Bosch, pela reação entre o nitrogênio e o hidrogênio na presença de um catalisador apropriado, conforme mostra a reação não balanceada:

$$N_2\,(g) + H_2\,(g) \xrightarrow{\text{Catalisador}} NH_3\,(g)$$

Com base nessas informações, considerando um rendimento de 100% e sabendo que as massas molares desses compostos são N_2 = 28 g/mol, H_2 = 2 g/mol, NH_3 = 17 g/mol:

a) calcule a massa de amônia produzida reagindo-se 7 g de nitrogênio com 3 g de hidrogênio;

b) nas condições descritas no item **a**, existe reagente em excesso? Se existir, qual a massa em excesso desse reagente?

61. (Cesgranrio-RJ) O H_2S reage com o SO_2 segundo a reação:

$$2\,H_2S + SO_2 \longrightarrow 3\,S + 2\,H_2O$$

Dentre as opções abaixo, qual indica o número máximo de mols de S que pode ser formado quando se faz reagirem 5 mols de H_2S com 2 mols de SO_2?

a) 3 b) 4 c) 6 d) 7,5 e) 15

62. Em 200 g de hidróxido de bário, mantidos em suspensão aquosa, são borbulhados 16 L de anidrido sulfúrico, medidos a 27 °C e 950 mmHg. Pergunta-se:

a) Qual é a substância em excesso e qual é sua massa?

b) Qual é a massa do sulfato de bário formado na reação?

Sugestão: Faça o cálculo em mols.

Exercício resolvido

63. (Fuvest-SP) A combustão do gás metano, CH_4, dá como produtos CO_2 e H_2O, ambos na fase gasosa. Se 1 L de metano for queimado na presença de 10 L de O_2, qual o volume final da mistura resultante? Suponha todos os volumes medidos nas mesmas condições de temperatura e pressão e comportamento ideal para todos os gases.

Resolução

Esta questão é de resolução fácil porque a proporção dos volumes gasosos (a *P* e *T* constantes) em uma reação química coincide com a própria proporção dos coeficientes da equação correspondente. Temos, pois:

$$\underbrace{CH_4\,(g)}_{} + \underbrace{2\,O_2\,(g)}_{} \longrightarrow \underbrace{CO_2\,(g)}_{} + \underbrace{2\,H_2O\,(g)}_{} + \text{excesso (?)}$$

Da equação →	1 L	+	2 L	⟶	1 L	+	2 L	
Dados do problema →	1 L	e	10 L					
No final, temos →	zero		8 L		1 L	+	2 L	+ 8 L (excesso de O_2)

Portanto, o volume final da mistura (V_{final}) resultante será:

$$V_{final} = 1\text{ L} + 2\text{ L} + 8\text{ L} \Rightarrow \boxed{V_{final} = 11\text{ L}}$$

64. (Vunesp) Considere a reação em fase gasosa:

$$N_2 + 3\,H_2 \longrightarrow 2\,NH_3$$

Fazendo-se reagir 4 L de N_2 com 9 L de H_2 em condições de pressão e temperatura constantes, pode-se afirmar que:

a) os reagentes estão em quantidades estequiométricas.

b) o N_2 está em excesso.

c) após o término da reação, os reagentes serão totalmente convertidos em amônia.

d) a reação se processa com aumento do volume total.

e) após o término da reação, serão formados 8 L de NH_3.

65. Um recipiente contém 5 L de O_2, a 20 °C e 700 mmHg; outro recipiente contém 10 L de H_2, a 20 °C e 700 mmHg. Os dois gases são transferidos para um terceiro recipiente e, sob ação de um catalisador e aquecimento, reagem formando água:

$$H_2 + \frac{1}{2}\,O_2 \longrightarrow H_2O$$

A massa de água obtida será:

a) 6,9 g. b) 6,4 g. c) 5,3 g. d) 6,1 g. e) 1,7 g.

Sugestão: Faça o cálculo em mols.

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

Exercícios complementares

Registre as respostas em seu caderno

66. (PUC-RJ) A nave estelar *Enterprise*, de *Jornada nas estrelas*, usou B_5H_9 e O_2 como mistura combustível. As duas substâncias reagem de acordo com a seguinte equação balanceada:

$$2\ B_5H_9\ (\ell) + 12\ O_2\ (g) \longrightarrow 5\ B_2O_3\ (s) + 9\ H_2O\ (g)$$

a) Se um tanque contém 126 kg de B_5H_9 e o outro 240 kg de O_2 líquido, qual tanque esvaziará primeiro? Mostre com cálculos.

b) Quanta água terá sido formada (em kg) quando um dos reagentes tiver sido completamente consumido?

67. (Fuvest-SP) O tanque externo do ônibus espacial *Discovery* carrega, separados, $1{,}20 \cdot 10^6$ L de hidrogênio líquido a −253 °C e $0{,}55 \cdot 10^6$ L de oxigênio líquido a −183 °C. Nessas temperaturas, a densidade do hidrogênio é 34 mol/L (equivalente a 0,068 g/mL) e a do oxigênio é 37 mol/L (equivalente a 1,18 g/mL).

	Massa molar (g/mol)
H	1,0
O	16

Considerando o uso que será feito desses dois líquidos, suas quantidades (em mols), no tanque, são tais que há:

a) 100% de excesso de hidrogênio.
b) 50% de excesso de hidrogênio.
c) proporção estequiométrica entre os dois.
d) 25% de excesso de oxigênio.
e) 75% de excesso de oxigênio.

68. (Ceeteps-SP) Amônia é matéria-prima fundamental na fabricação de produtos importantes, como fertilizantes, explosivos, antibióticos e muitos outros. Na indústria, em condições apropriadas, a síntese da amônia se realiza a partir de nitrogênio e hidrogênio gasosos, como mostra a equação:

$$N_2\ (g) + 3\ H_2\ (g) \longrightarrow 2\ NH_3\ (g)$$

Considerando que nitrogênio e hidrogênio foram colocados para reagir em quantidades tais como ilustrado na figura, onde representa H_2 e representa N_2:

(Representação esquemática sem escala; cores-fantasia.)

ADILSON SECCO

e supondo rendimento de 100%, pode-se afirmar que:

a) nitrogênio e hidrogênio estão em proporções estequiométricas.
b) hidrogênio foi colocado em excesso.
c) nitrogênio é o reagente limitante.
d) hidrogênio é o reagente limitante.
e) ambos os reagentes estão em excesso.

Sugestão: Para ter os dados do problema, basta contar as moléculas e existentes na figura.

69. (Fuvest-SP) H_2 (g) e $C\ell_2$ (g) estão contidos em balões interligados por meio de um tubo com torneira, nas condições indicadas no desenho. Ao se abrir a torneira, os gases se misturam e a reação entre eles é iniciada por exposição à luz difusa. Forma-se então $HC\ell$ (g), em uma reação completa, até desaparecer totalmente pelo menos um dos reagentes.

(Representação esquemática sem escala; cores-fantasia.)

ADILSON SECCO

H_2 (g)
$V = 1$ L
$\theta = 25$ °C
$P = 1$ atm

$C\ell_2$ (g)
$V = 1$ L
$\theta = 25$ °C
$P = 5$ atm

Quanto vale a razão entre as quantidades, em mols, de $C\ell_2$ (g) e de $HC\ell$ (g), após o término da reação?

a) 1 b) 2 c) 3 d) 4 e) 6

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

3.3. Quando os reagentes são substâncias impuras

Imagine a seguinte situação: vamos convidar para um churrasco 25 parentes e amigos. Supondo que, em média, cada pessoa coma 300 g de carne "limpa", precisaremos comprar 25 · 300 g = 7.500 g (ou 7,5 kg) de carne "limpa". Se formos comprar carne com osso, deveremos comprar mais de 7,5 kg para que, retirados os ossos, sobrem 300 g de carne "limpa" para cada convidado.

Na Química acontece algo semelhante. É comum o uso de **reagentes impuros**, principalmente em reações industriais, ou porque são mais baratos ou porque já são encontrados na natureza acompanhados de impurezas (o que ocorre, por exemplo, com os minérios). Consideremos o caso do **calcário**, que é um mineral formado principalmente por **$CaCO_3$ (substância principal)**, porém acompanhado de várias outras substâncias (**impurezas**), supondo o seguinte exemplo numérico:

ADILSON SECCO

Sendo assim, define-se:

Grau de pureza (*p*) é o quociente entre a massa da substância pura e a massa total da amostra.

No exemplo, temos: $p = \frac{90}{100} = 0{,}9$.

Porcentagem de pureza (*P*) é a porcentagem da massa da substância pura em relação à massa total da amostra.

No exemplo, temos:

$$\left.\begin{array}{l} 100 \text{ g de calcário} \text{ ——— } 100\% \\ 90 \text{ g de } CaCO_3 \text{ puro} \text{ ——— } P \end{array}\right\} \boxed{P = 90\%}$$

Como notamos: $\boxed{P = 100\,p}$

Vamos considerar, a seguir, os três exemplos mais comuns de cálculo estequiométrico envolvendo reagentes impuros.

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

1º exemplo

(UFRN) Uma amostra de calcita, contendo 80% de carbonato de cálcio, sofre decomposição quando submetida a aquecimento, segundo a equação abaixo:

$$CaCO_3 \xrightarrow{\Delta} CaO + CO_2$$

Qual a massa de óxido de cálcio obtida a partir da queima de 800 g de calcita?

Resolução:

O enunciado nos diz que a calcita contém apenas 80% de $CaCO_3$. Temos então o seguinte **cálculo de porcentagem**:

$$\left.\begin{array}{lcl} 100 \text{ g de calcita} & \text{———} & 80 \text{ g de } CaCO_3 \\ 800 \text{ g de calcita} & \text{———} & x \end{array}\right\} x = 640 \text{ g de } CaCO_3 \textbf{ puro}$$

Note que é **apenas** essa massa (640 g de $CaCO_3$ puro) que irá participar da reação. Assim, teremos o seguinte **cálculo estequiométrico:**

$$\underbrace{CaCO_3} \longrightarrow \underbrace{CaO} + CO_2$$

$$\left.\begin{array}{lcl} 100 \text{ g} & \text{———} & 56 \text{ g} \\ 640 \text{ g} & \text{———} & y \end{array}\right\} \boxed{y = 358{,}4 \text{ g de CaO}}$$

2º exemplo

Obtiveram-se 180 L de dióxido de carbono, medidos nas condições normais, pela calcinação de um calcário de 90% de pureza (massas atômicas: C = 12; O = 16; Ca = 40). Qual foi a massa de calcário consumida nessa reação?

Resolução:

Esta questão é do "tipo inverso" da anterior. De fato, na anterior era dada a quantidade do reagente impuro e pedida a quantidade do produto obtido.

Agora é dada a quantidade do produto formada e pedida a quantidade do reagente impuro utilizada. Pelo cálculo estequiométrico normal, teremos **sempre** quantidades de substâncias **puras**:

$$\underbrace{CaCO_3} \longrightarrow CaO + \underbrace{CO_2^{\nearrow}}$$

$$\left.\begin{array}{lcl} 100 \text{ g} & \text{———} & 22{,}4 \text{ L (CNPT)} \\ x & \text{———} & 180 \text{ L (CNPT)} \end{array}\right\} x = 803{,}57 \text{ g de } CaCO_3 \textbf{ puro}$$

A seguir, um **cálculo de porcentagem** nos dará a massa de **calcário impuro** que foi pedida no problema:

$$\left.\begin{array}{lcl} 100 \text{ g de calcário impuro} & \text{———} & 90 \text{ g de } CaCO_3 \text{ puro} \\ x & \text{———} & 803{,}57 \text{ g de } CaCO_3 \text{ puro} \end{array}\right\} \boxed{x = 892{,}85 \text{ g de calcário impuro}}$$

Note que a massa obtida (892,85 g) é **forçosamente maior** que a massa de $CaCO_3$ puro (803,57 g) obtida no cálculo estequiométrico (relembre a estória contada na página 411, quando mencionamos a compra de "carne com osso" para um churrasco).

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

3º exemplo

(UFRGS-RS) O gás hilariante (N_2O) pode ser obtido pela decomposição térmica do nitrato de amônio (NH_4NO_3). Se de 4,0 g do sal obtivermos 2,0 g do gás hilariante, podemos prever que a pureza do sal é da ordem de:

a) 100%.
b) 90%.
c) 75%.
d) 50%.
e) 20%.

Resolução:

Esta questão é diferente das anteriores, pois agora a pergunta é o **valor da pureza do reagente**. Pelo cálculo estequiométrico, temos:

$$\underbrace{NH_4NO_3}_{} \xrightarrow{\Delta} \underbrace{N_2O}_{} + 2\,H_2O$$

$$\left.\begin{array}{ccc} 80\text{ g} & \text{———} & 44\text{ g} \\ x & \text{———} & 2{,}0\text{ g} \end{array}\right\} x = 3{,}636\text{ g de } NH_4NO_3 \text{ puro}$$

Veja que a resposta (3,636 g) se refere ao NH_4NO_3 **puro**, pois o cálculo baseado diretamente na equação se refere sempre às quantidades que **efetivamente reagem**.

Podemos agora efetuar o seguinte cálculo de porcentagem:

$$\left.\begin{array}{ccc} 4{,}0\text{ g do “sal”} & \text{———} & 3{,}636\text{ g de } NH_4NO_3 \text{ puro} \\ 100\%\text{ do “sal”} & \text{———} & y\% \text{ de } NH_4NO_3 \text{ puro} \end{array}\right\} \boxed{y = 90{,}9\%}$$

Alternativa b.

Note, pelos três exemplos anteriores, que, na regra de três correspondente ao cálculo estequiométrico, **só podem participar as quantidades de substâncias puras**. Os cálculos relativos às impurezas (ou porcentagens de pureza) são feitos antes ou depois do cálculo estequiométrico.

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

Exercícios básicos

Registre as respostas em seu caderno

70. (Mackenzie-SP) O HF é obtido a partir da fluorita (CaF_2), segundo a reação equacionada a seguir:

$$CaF_2 + H_2SO_4 \longrightarrow CaSO_4 + 2\,HF$$

FABIO COLOMBINI

Amostra de fluorita. (Comprimento ≃ 10 cm.)

Dados: massa molar (g/mol)
Ca = 40, F = 19, H = 1, S = 32, O = 16

A massa de HF obtida na reação de 500,0 g de fluorita de 78% de pureza é:

a) 390,0 g.
b) 304,2 g.
c) 100,0 g.
d) 200,0 g.
e) 250,0 g.

71. Para obtermos 8,8 g de anidrido carbônico pela queima total de um carvão de 75% de pureza, iremos precisar de:

a) 3,2 g de carvão.
b) 2,4 g de carvão.
c) 1,8 g de carvão.
d) 0,9 g de carvão.
e) 2,0 g de carvão.

72. (Mackenzie-SP) Na queima de 10 kg de carvão de 80% de pureza, a quantidade de moléculas de gás carbônico produzida é:

Dados: massa molar (g/mol) C = 12; O = 16;
equação química: $C + O_2 \longrightarrow CO_2$.

a) $17{,}6 \cdot 10^{28}$.
b) $6{,}25 \cdot 10^{27}$.
c) $57{,}6 \cdot 10^{19}$.
d) $4{,}8 \cdot 10^{26}$.
e) $4{,}0 \cdot 10^{26}$.

73. (Cesgranrio-RJ) Os combustíveis fósseis, como carvão e petróleo, apresentam impurezas, dentre elas o enxofre. Na queima desses combustíveis, são lançados na atmosfera óxidos de enxofre que, em determinadas condições, são oxidados e, em contato com a umidade do ar, se transformam em ácido sulfúrico. Este último precipita sob forma de "chuva ácida", causando sérios danos ao meio ambiente. Esses fenômenos estão representados pelas equações:

$$S + O_2 \longrightarrow SO_2$$

$$SO_2 + \frac{1}{2} O_2 \longrightarrow SO_3$$

$$SO_3 + H_2O \longrightarrow H_2SO_4$$

A massa de ácido sulfúrico formada com a queima total de 12,8 kg de carvão contendo 2,5% em massa de enxofre é igual a:

a) 0,32 kg.
b) 0,64 kg.
c) 0,98 kg.
d) 1,28 kg.
e) 1,32 kg.

74. (Uece) Partindo-se de 200 g da soda cáustica, por neutralização completa com ácido clorídrico obtêm-se 234 g de cloreto de sódio.

A porcentagem de pureza da soda cáustica é de:

a) 58,5%.
b) 23,4%.
c) 60%.
d) 80%.

75. (Vunesp) Uma amostra de 12,5 g de carbonato de magnésio foi tratada com excesso de solução de ácido sulfúrico, ocorrendo a reação:

$$MgCO_3 + H_2SO_4 \longrightarrow MgSO_4 + CO_2 + H_2O$$

Nessa reação obtiveram-se 600 cm^3 de gás carbônico medidos à temperatura de 27 °C e 5 atmosferas de pressão (massas atômicas: H = 1; C = 12; O = 16; S = 32; Mg = 24; volume de 1 mol de gás a 0 °C e 1 atm = 22,4 dm^3). A porcentagem de pureza da amostra inicial é:

a) 82.
b) 18.
c) 22.
d) 43.
e) 75.

Exercícios complementares

Registre as respostas em seu caderno

76. (PUC-MG) A equação da ustulação da pirita (FeS_2) é:

$$4\ FeS_2\ (s) + 11\ O_2\ (g) \longrightarrow 8\ SO_2\ (g) + 2\ Fe_2O_3\ (s)$$

A massa de óxido férrico obtida, em kg, a partir de 300 kg de pirita, que apresenta 20% de impurezas, é igual a:

a) 160.
b) 218.
c) 250.
d) 320.
e) 480.

77. (UFPA) O fósforo branco (P_4), usado na produção dos ácidos fosfórico e fosforoso, é muito tóxico e emite luz quando em contato com o ar ou atmosfera de oxigênio. É obtido em forno especial com eletrodos de grafite, segundo a equação não balanceada:

$$Ca_3(PO_4)_2 + SiO_2 + C \longrightarrow CaSiO_3 + CO + P_4$$

Dê a nomenclatura do sal formado, faça o balanceamento dos coeficientes da equação química e calcule a quantidade em gramas de fosfato de cálcio (80% puro) necessária para se obterem 620 g de fósforo branco.

78. (PUC-SP) O clorato de potássio ($KC\ell O_3$) pode ser decomposto por aquecimento, segundo a equação:

$$2\ KC\ell O_3\ (s) \longrightarrow 2\ KC\ell\ (s) + 3\ O_2\ (g)$$

A decomposição de 2,45 g de uma amostra contendo $KC\ell O_3$ produziu 0,72 g de O_2.

Considerando que a reação foi completa e que somente o $KC\ell O_3$ reagiu sob o aquecimento, essa amostra contém:

a) 100% de $KC\ell O_3$.
b) 90% de $KC\ell O_3$.
c) 75% de $KC\ell O_3$.
d) 60% de $KC\ell O_3$.
e) 30% de $KC\ell O_3$.

79. (UFC-CE) A porcentagem de TiO_2 em um minério pode ser determinada por meio da seguinte reação:

$$3\ TiO_2\ (s) + 4\ BrF_3\ (\ell) \longrightarrow 3\ TiF_4\ (s) + 2\ Br_2\ (\ell) + 3\ O_2\ (g)$$

Se 12,0 g do minério produzem 0,96 g de O_2, a porcentagem aproximada de TiO_2 nesse minério é de:

a) 10%.
b) 20%.
c) 30%.
d) 40%.
e) 50%.

3.4. Quando o rendimento da reação não é total

Suponha que sejam necessárias 8 dúzias de laranjas para se fazerem 5 litros de suco. Se comprarmos 8 dúzias de laranjas e, por infortúnio, 1 dúzia apodrecer e for jogada fora, é evidente que só conseguiremos fazer menos de 5 litros de suco.

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

Na Química ocorre, muitas vezes, algo parecido. De fato, é comum uma reação química produzir uma **quantidade de produto menor do que a esperada pela equação química correspondente**. Quando isso acontece, dizemos que **o rendimento da reação não foi total**. Esse fato pode ocorrer porque a reação é "incompleta" (**reação reversível**) ou porque **ocorrem "perdas" durante a reação** (por má qualidade da aparelhagem ou falha nos procedimentos do operador).

Por exemplo, vamos considerar a reação $C + O_2 \longrightarrow CO_2$, supondo que deveriam ser produzidos **100 litros** de CO_2 (CNPT); vamos admitir também que, devido a perdas, foram produzidos apenas **90 litros** de CO_2 (CNPT). Em casos assim, dizemos que:

> **Rendimento (*r*)** é o quociente entre a quantidade de produto realmente obtida em uma reação e a quantidade que teoricamente seria obtida, de acordo com a equação química correspondente.

No exemplo acima, teríamos: $r = \frac{90}{100} = 0{,}9$.

> **Rendimento porcentual (*R*)** é o rendimento de uma reação expresso em termos porcentuais (o que é muito comum em exercícios).

No exemplo dado, temos: $R = 90\%$.

Vamos considerar, a seguir, os três exemplos mais comuns de cálculo estequiométrico envolvendo o rendimento da reação.

1º exemplo

(Cesgranrio-RJ) Num processo de obtenção de ferro a partir da hematita (Fe_2O_3), considere a equação não balanceada:

$$Fe_2O_3 + C \longrightarrow Fe + CO$$

(Massas atômicas: C = 12; O = 16; Fe = 56.)

Utilizando-se 4,8 toneladas (t) de minério e admitindo-se um rendimento de 80% na reação, a quantidade de ferro produzida será de:

a) 2.688 kg. b) 3.360 kg. c) 1.344 t. d) 2.688 t. e) 3.360 t.

Resolução:

Após o balanceamento da equação, efetuamos o cálculo estequiométrico da forma usual:

$$\underbrace{Fe_2O_3}_{} + 3\,C \longrightarrow \underbrace{2\,Fe}_{} + 3\,CO$$

$$\left.\begin{array}{l} 160\text{ t} \text{ ——— } 2 \cdot 56\text{ t} \\ 4{,}8\text{ t} \text{ ——— } x \end{array}\right\} x = 3{,}36\text{ t de Fe}$$

A massa de ferro (3,36 toneladas) seria obtida se a reação tivesse aproveitamento ou rendimento total (100%). No entanto, no enunciado se diz que o rendimento é de apenas 80%. Devemos então efetuar o cálculo envolvendo o rendimento percentual dado:

$$\left.\begin{array}{l} \text{Rendimento de 100\%} \text{ ——— } 3{,}36\text{ t de Fe} \\ \text{Rendimento de 80\%} \text{ ——— } y \end{array}\right\} \boxed{y = 2{,}688\text{ t de Fe}}$$

Alternativa a.

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

2º exemplo

(PUC-SP) Sabe-se que o cobre metálico reage com ácido nítrico diluído e produz óxido de nitrogênio II, água e um composto iônico no qual o cobre tem número de oxidação +2.

a) Formule e ajuste a equação da reação entre cobre e ácido nítrico diluído.

b) Calcule a massa de metal que deve reagir com o ácido nítrico e produzir 4,48 L de gás (CNPT), em um processo no qual o rendimento é de 50%.

Resolução:

Este problema é do "tipo inverso" do anterior. De fato, no anterior dava-se a quantidade do reagente e pedia-se a quantidade do produto formado; agora, é dada a quantidade do produto e pedida a quantidade de reagente necessária à reação. Pelo cálculo estequiométrico usual, temos:

$$\underbrace{3\ Cu}\ +\ 8\ HNO_3 \longrightarrow \underbrace{2\ NO}\ +\ 4\ H_2O\ +\ 3\ Cu(NO_3)_2$$

$$\left.\begin{array}{ccc} 3 \cdot 63{,}5\ g & \text{———} & 2 \cdot 22{,}4\ L\ (CNPT) \\ x & \text{———} & 4{,}48\ L\ (CNPT) \end{array}\right\}\ x = 19{,}05\ g\ de\ Cu$$

No enunciado se diz, porém, que o rendimento da reação é de 50%, o que indica que apenas 50% do cobre inicial será aproveitado na reação. Para compensar essa perda, devemos partir de uma **quantidade maior** de cobre. Assim, temos:

$$\text{Se de cada 100 g de Cu} \xrightarrow{\text{aproveitam-se}} \text{50 g de Cu}$$

$$\text{devemos partir de } y \text{ g de Cu} \xrightarrow{\text{para aproveitar}} \text{19,05 g de Cu}$$

$$y = \frac{100 \cdot 19{,}05}{50} \text{ ou } \boxed{y = 38{,}1\ g\ de\ Cu}$$

3º exemplo

Uma massa de 32,70 g de zinco metálico reage com uma solução concentrada de hidróxido de sódio, produzindo 64,53 g de zincato de sódio (Na_2ZnO_2). Qual é o rendimento dessa reação?

Diferente dos anteriores, o problema pede agora o rendimento da reação.

Façamos inicialmente um cálculo estequiométrico normal, sem pensar no rendimento:

$$\underbrace{Zn}\ +\ 2\ NaOH \longrightarrow \underbrace{Na_2ZnO_2}\ +\ H_2$$

$$\left.\begin{array}{ccc} 65{,}4\ g & \text{———} & 143{,}5\ g \\ 32{,}7\ g & \text{———} & x \end{array}\right\}\ x = 71{,}75\ g\ de\ Na_2ZnO_2$$

Passemos, agora, para o cálculo do rendimento porcentual:

$$\left.\begin{array}{lcccc} \boxed{\text{Produzido teoricamente pela reação}} & \longrightarrow & 71{,}75\ g\ de\ Na_2ZnO_2 & \text{———} & 100\% \\ \boxed{\text{Realmente obtido (dado do problema)}} & \longrightarrow & 64{,}53\ g\ de\ Na_2ZnO_2 & \text{———} & y \end{array}\right\}\ \boxed{y \simeq 90\%}$$

Observe, pelos três exemplos apresentados, que o cálculo estequiométrico é sempre feito normalmente. Os cálculos do rendimento são feitos à parte e equivalem a cálculos de porcentagens.

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

Exercícios básicos

Registre as respostas em seu caderno

80. (PUC-PR) Nos locais onde a concentração de dióxido e trióxido de enxofre é muito grande, a eminência da presença de chuva ácida é muito evidente, sendo responsável pela deterioração do mármore presente em vários monumentos. A reação de deterioração do mármore é a seguinte:

$$CaCO_3\,(s) + H_2SO_4\,(aq) \longrightarrow CaSO_4\,(aq) + CO_2\,(g) + H_2O\,(\ell)$$

Calcule a massa de sulfato de cálcio quando 50 g de carbonato de cálcio reagem com quantidade suficiente de ácido sulfúrico, tendo um rendimento da reação de 80%.

Dados: M (H) = 1,00 g/mol
M (C) = 12,00 g/mol
M (O) = 16,00 g/mol
M (S) = 32,00 g/mol
M (Ca) = 40,00 g/mol

a) 54,40 g
b) 68,00 g
c) 27,20 g
d) 34,00 g
e) 109,00 g

81. O sulfato de cálcio ($CaSO_4$) é matéria-prima do giz e pode ser obtido pela reação entre soluções aquosas de cloreto de cálcio e de sulfato de sódio (conforme reação a seguir). Sabendo disso, calcule a massa de sulfato de cálcio obtida pela reação de 2 mols de cloreto de cálcio com excesso de sulfato de sódio, considerando-se que o rendimento da reação é igual a 75%.

$$CaC\ell_2\,(aq) + Na_2SO_4\,(aq) \longrightarrow CaSO_4\,(s) + 2\,NaC\ell\,(aq)$$

a) 56 g
b) 136 g.
c) 272 g.
d) 204 g.
e) 102 g.

82. Deseja-se obter 25,4 kg de cloreto de cal pela reação:

$$Ca(OH)_2 + C\ell_2 \longrightarrow \underbrace{CaC\ell(C\ell O)}_{\text{Cloreto de cal}} + H_2O$$

Sendo de 80% o rendimento dessa reação, pede-se calcular a massa de hidróxido de cálcio necessária.

83. (Cesgranrio-RJ) Soluções de amônia são utilizadas com frequência em produtos de limpeza doméstica. A amônia pode ser preparada por inúmeras formas. Dentre elas:

$$CaO\,(s) + 2\,NH_4C\ell\,(s) \longrightarrow 2\,NH_3\,(g) + H_2O\,(g) + CaC\ell_2\,(s)$$

(H = 1; N = 14; O = 16; Cℓ = 35,5; Ca = 40)

Partindo-se de 224 g de CaO, obtiveram-se 102 g de NH_3. O rendimento percentual da reação foi de:

a) 100.
b) 90.
c) 80.
d) 75.
e) 70.

Exercícios complementares

Registre as respostas em seu caderno

84. (PUC-MG) Em um tubo, 16,8 g de bicarbonato de sódio são decompostos, pela ação do calor, em carbonato de sódio sólido, gás carbônico e água vapor. O volume de gás carbônico, em litros, obtido nas CNPT, supondo o rendimento da reação igual a 90%, é igual a:

a) 2,02.
b) 2,48.
c) 4,48.
d) 4,03.
e) 8,96.

85. (Vunesp) A reação entre amônia e metano é catalisada por platina. Formam-se cianeto de hidrogênio e hidrogênio gasosos (massas molares, em g/mol: H = 1; C = 12; N = 14).

a) Escreva a equação química balanceada da reação.
b) Calcule as massas dos reagentes para a obtenção de 2,70 kg de cianeto de hidrogênio, supondo-se 80% de rendimento da reação.

86. (Unip-SP) Uma amostra contendo 2,10 g de carbonato de magnésio foi tratada por ácido clorídrico, obtendo-se 476 mL de gás carbônico, medidos nas condições normais de temperatura e pressão (massas atômicas: C = 12; O = 16; Mg = 24; volume molar nas CNPT = 22,4 L/mol). O rendimento da reação foi:

a) 75%.
b) 80%.
c) 85%.
d) 90%.
e) 95%.

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

LEITURA

PRODUÇÃO DO FERRO E DO AÇO

Os principais minérios de ferro são: **hematita** (Fe_2O_3), **limonita** ($Fe_2O_3 \cdot 2\,H_2O$), **magnetita** (Fe_3O_4) etc. Os sulfetos de ferro, como a **pirita** (FeS_2), são abundantes na natureza, mas não servem para extração e produção do ferro, pois o enxofre é um dos elementos mais prejudiciais às propriedades do ferro e do aço.

A **extração** ou **metalurgia do ferro** e de **suas ligas** recebe o nome especial de **siderurgia**. Os principais produtos siderúrgicos são:

- **ferro-gusa** (ou simplesmente **gusa**): liga de ferro que contém de 2% a 5% de carbono, além de impurezas como Mn, Si, P etc.;
- **ferro fundido**: liga de ferro com de 2% a 5% de carbono, mas com quantidades de impurezas menores que o gusa;
- **aço**, **aço comum** ou **aço-carbono**: liga de ferro com de 0,2% a 1% de carbono e baixa porcentagem de impurezas (Mn, Si, P, S etc.);
- **aço doce** ou **ferro doce**: aço que contém menos de 0,2% de carbono;
- **aços-liga** ou **aços especiais**: aços que contêm outros elementos químicos e que apresentam qualidades especiais:
  - — **aço inoxidável**: Fe + C + Cr + Ni;
  - — **aço para trilhos**: Fe + C + Mn;
  - — **aço para ferramentas de corte**: Fe + C + W + Mo;
  - — **aço para ímãs**: Fe + C + Aℓ + Ni + Co (Aℓ Ni Co).

A produção do ferro e de suas ligas começou na Pré-História (Idade do Ferro) e cresceu muito a partir de 1750, quando teve início a era da industrialização. Atualmente o processo siderúrgico começa, via de regra, pela produção do gusa, nos chamados **altos-fornos**, de acordo com o esquema a seguir.

Alto-forno

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

(Representação esquemática sem escala; cores-fantasia.)

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

Para melhor compreensão desse esquema, é importante lembrar que um alto-forno funciona ininterruptamente, durante anos, e também assinalar os seguintes pontos:

a) a **carga** é levada por caçambas e introduzida na parte superior do alto-forno e é formada fundamentalmente por:
   - **minério de ferro** (em geral, Fe_2O_3);
   - **carvão coque**: queima ($C + O_2 \longrightarrow CO_2 +$ calor), produzindo o calor necessário ao funcionamento do forno, e produz também o CO ($CO_2 + C \longrightarrow 2\ CO$), que é o principal redutor do minério de ferro (acompanhe as reações no esquema anterior);
   - **fundente**: considerando que as impurezas do minério de ferro são, em geral, sílica (SiO_2) e silicatos de **difícil fusão**, usa-se como fundente o **calcário** ($CaCO_3$), que provoca a reação:

$$SiO_2 + CaCO_3 \longrightarrow CaSiO_3 + CO_2\uparrow$$

   (o $CaSiO_3$ irá formar a **escória**, que será retirada pela parte inferior do forno);

b) os **gases** sobem pelo alto-forno e, na saída, ainda contêm uma porcentagem elevada de CO, que os torna combustíveis, sendo então empregados no pré-aquecimento do ar que entrará no alto-forno;

c) pela parte inferior, são escoados, a cada 4 ou 5 horas, em primeiro lugar a **escória** (que, depois de resfriada e solidificada, é utilizada como pedra para pavimentação ou para fabricação do cimento) e, em segundo lugar, o **ferro-gusa** (que normalmente é purificado para se obter o **aço**).

WILTON JÚNIOR/AGÊNCIA ESTADO

Vista parcial das instalações de uma companhia siderúrgica, na qual a construção mais alta é um alto-forno. (Volta Redonda, RJ, 2008.)

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

O aço (liga ferro-carbono, como vimos na página 418) é o produto siderúrgico mais importante e de maior utilidade no mundo moderno. É obtido pela purificação do gusa, que pode ser feita por vários processos; atualmente o mais comum é o **conversor a oxigênio**, no qual um jato de oxigênio queima as impurezas do gusa, até chegar aos limites adequados ao aço (adiciona-se também um pouco de fundente, que reagirá com parte das impurezas, formando a escória correspondente). Vemos a seguir um esquema do conversor a oxigênio.

Conversor a oxigênio

ADILSON SECCO

(Representação esquemática sem escala; cores-fantasia.)

ANTÔNIO GAUDÉRIO/FOLHA IMAGEM

Ferro líquido incandescente na aciaria de uma companhia siderúrgica. (Volta Redonda, RJ, 2006.)

As características do aço comum dependem fundamentalmente de dois fatores:

- a **porcentagem de carbono**: aços com teores baixos de carbono são mais maleáveis e dúcteis; aços com mais carbono são duros e tenazes;
- o **tratamento térmico**: chamamos de "tratamento térmico" ao aquecimento seguido de resfriamento do aço, com intensidades e velocidades variáveis; isso altera as propriedades do aço, pois modifica sua estrutura cristalina.

Dois exemplos de tratamento térmico importantes são:

- a **têmpera**: é o aquecimento seguido de um resfriamento rápido do aço; com esse tratamento, o aço fica mais "duro", porém mais "quebradiço";
- o **recozimento**: é o aquecimento seguido de um resfriamento mais lento do aço; com isso, ele fica mais elástico, porém menos "duro".

O aço comum é utilizado na forma de:

- **chapas** (para automóveis, fogões, geladeiras; na construção civil);
- **fios** (arames, cabos, vergalhões para concreto);
- **perfis** (trilhos, vigas para construções, em várias formas);
- **eixos** (para máquinas e veículos).

O aço é também muito utilizado na produção de **aços especiais** ou **aços-liga**, que foram mencionados na página 418.

FRANK & ERNEST **Bob Thaves**

INTERCONTINENTAL PRESS

2010 UNITED MEDIA / INTERCONTINENTAL PRESS

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

LEITURA

A RECICLAGEM DO AÇO

Separadas do lixo, as latas de aço precisam passar por um processo de limpeza em peneiras para a retirada de terra e outros contaminantes.

Depois, são prensadas em fardos e encaminhadas às indústrias recicladoras.

Os metais ferrosos são direcionados para as usinas de fundição, onde a sucata é colocada em fornos elétricos ou a oxigênio, aquecidos a 1.550 °C. Após atingir o ponto de fusão e chegar ao estado líquido, o material é moldado em tarugos e placas metálicas, que serão cortados na forma de chapas de aço.

A sucata demora somente um dia para ser reprocessada e transformada novamente em lâminas de aço que são reutilizadas em vários setores industriais – das montadoras de automóveis às fábricas de latinhas em conserva.

É um material que pode ser reciclado infinitas vezes, sem grandes perdas ou diminuição da qualidade.

Uma tonelada de aço reciclado representa uma economia de 1.140 kg de minério de ferro, 154 kg de carvão e 18 kg de cal.

Se o país reciclasse todas as latas de aço, em um ano:

- por volta de 900 mil toneladas de minério de ferro deixariam de ser retiradas de nossas reservas minerais, prolongando a vida útil dessas reservas;
- aproximadamente 8,6 milhões de m^3 deixariam de ser ocupados em aterros;
- cerca de 240 milhões de kWh de energia elétrica seriam economizados, o equivalente ao consumo de 4 bilhões de lâmpadas de 60 W;
- quase 45 milhões de árvores de reflorestamento comercial, necessárias à produção de carvão vegetal usado como redutor do minério de ferro, seriam preservadas em seu ambiente.

EDUARDO SANTALIESTRA/CID

Somente na cidade de São Paulo são jogadas diariamente no lixo 360 toneladas de latas de aço usadas.

Fonte: Instituto Ambientalista da Cidade do Rio de Janeiro.
Disponível em: <http://www.reviverde.org.br/aco.htm>. Acesso em: fev. 2010.

Questões sobre as leituras

Registre as respostas em seu caderno

87. Qual é o nome da metalurgia do ferro e do aço?

88. Qual é a composição do aço comum?

89. Quais são os componentes da "carga" de um alto-forno?

90. Quais são os produtos de um alto-forno?

91. Em que consiste um tratamento térmico do aço? A que ele visa?

92. Quais são as vantagens de reciclar sucatas de aço?

93. Pesquise qual a produção anual de minério de ferro no Brasil e em quais estados a produção está concentrada.

94. Pesquise quais são os impactos ambientais e sociais causados pela extração do minério de ferro. Discuta com seus colegas se deveríamos diminuir a extração desse minério devido aos impactos causados.

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

RESPOSTAS

Capítulo 1 Primeira visão da Química

1. e **2.** b **3.** a **4.** d
5. b **6.** e **7.** b **8.** a
9. d **10.** b

Capítulo 2 Aprofundando nosso conhecimento sobre a matéria

1. b **2.** d **3.** c **4.** e
5. b **6.** a
7. **a)** 1 fase; **b)** 2 fases; **c)** 1 fase; **d)** 2 fases; **e)** 3 fases.
8. c
9. b
10. **a)**

ADILSON SECCO

b) As regiões estão indicadas no gráfico acima.
c) Não existiria o patamar na altura dos 80 °C.

11. d **12.** a **13.** Resolvido.
14. A 20 °C o oxigênio é gasoso, o fenol é sólido e o pentano é líquido.
15. c **16.** c **17.** e
18. O clorofórmio será líquido, o éter gasoso, o fenol líquido e o pentano gasoso.
19. Resolvido. **20.** e **21.** Resolvido.
22. 12.000 quilogramas
23. 20 mg **24.** 10 gramas **25.** Resolvido. **26.** 5.500 litros
27. 0,35 litro **28.** b **29.** Resolvido. **30.** 8,96 g/cm^3
31. e **32.** Resolvido. **33.** b **34.** e
35. Resolvido. **36.** e **37.** c **38.** d
39. b **40.** e **41.** b **42.** d
43. d **44.** d **45.** b **46.** c
47. c **48.** d **49.** a **50.** c
51. d **52.** a **53.** b **54.** a
55. a **56.** d **57.** e **58.** e
59. a **60.** b

Capítulo 3 Explicando a matéria e suas transformações

1. d **2.** c **3.** Resolvido.
4. Não, pois o quociente $\frac{4,9}{1,4}$, do 2º experimento, é igual a 3,5 e não coincide com o quociente $\frac{1,5}{0,5}$ do 1º experimento, que é igual a 3. Isso corresponde a dizer que o 2º experimento **não** pode ocorrer com os valores dados.
5. Resolvido.
6. 11,11% de H e 88,89% de O
7. a
8. **a)** A Lei de Proust é obedecida, pois:

$$\frac{\text{massa de carbono}}{\text{massa de oxigênio}} = \frac{1}{3,66 - 1} = \frac{9}{32,94 - 9} = 0,375$$

b) 27,3% de carbono e 72,7% de oxigênio
9. e **10.** e
11. **a)** H; **b)** C; **c)** Ca; **d)** Cd; **e)** Cr; **f)** K; **g)** P; **h)** Pb; **i)** F; **j)** Fe.
12. **a)** sódio; **b)** enxofre; **c)** silício; **d)** estanho; **e)** ouro; **f)** cloro; **g)** bromo; **h)** alumínio; **i)** prata; **j)** mercúrio.
13. b **14.** b **15.** b **16.** d
17. Resolvido. **18.** e **19.** a **20.** e
21. d **22.** d **23.** e **24.** a
25. d **26.** a **27.** c **28.** c
29. d **30.** Resolvido. **31.** d **32.** c
33. e **34.** c **35.** b **36.** Resolvido.
37. Liberam energia: **a**, **d**; consomem energia: **b**, **c**, **e**.
38. c **39.** d **40.** c **41.** b

Capítulo 4 A evolução dos modelos atômicos

1. b **2.** d **3.** e
4. 23 kg; carga zero.
5. **a)** F; **b)** V; **c)** V; **d)** F; **e)** V.
6. d **7.** 1 t; ≃ 545 g. **8.** Resolvido.
9. e **10.** c **11.** b **12.** Resolvido.
13. b **14.** b **15.** c **16.** d
17. a **18.** d **19.** c **20.** a
21. a **22.** d **23.** a **24.** b
25. a **26.** b **27.** d **28.** b
29. d **30.** e **31.** Resolvido.
32. De 3,95 a 3,66 metros. **33.** d **34.** b
35. b **36.** **a)** 101 emissoras; canal 300; **b)** 104,9 MHz.
37. Resolvido.
38. $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^3$. **39.** d **40.** Resolvido.
41. d **42.** Resolvido. **43.** d **44.** Resolvido.
45. c **46.** e **47.** $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$.
48. d **49.** d **50.** d **51.** e
52. b **53.** d

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

Capítulo 5 Massa atômica e massa molecular – mol

1. e **2.** Resolvido. **3.** 6,92 u **4.** Resolvido.
5. d **6.** e
7. a) 30 u; **b)** 64 u; **c)** 100 u; **d)** 120 u; **e)** 82 u; **f)** 149 u; **g)** 860 u; **h)** 286 u.
8. b **9.** a
10. Resolvido. **11.** a **12.** e **13.** d
14. Resolvido. **15.** b **16.** Resolvido. **17.** b
18. Resolvido. **19.** e **20.** Resolvido. **21.** $5 \cdot 10^{-23}$ g
22. Resolvido. **23.** e **24.** b **25.** Resolvido.
26. b **27.** b **28.** Resolvido. **29.** a
30. c **31.** Resolvido. **32.** b **33.** c
34. b **35.** a **36.** d **37.** c
38. e **39.** 92,63% de Ag e 7,37% de Cu.
40. c **41.** 30 u **42.** b **43.** e
44. c **45.** d **46.** d **47.** b
48. d **49.** 0,038 mol **50.** d **51.** d

Capítulo 6 A classificação periódica dos elementos

1. e **2.** d **3.** a **4.** c
5. a **6.** e **7.** a **8.** b
9. c **10.** a **11.** e
12. e **13.** Resolvido. **14.** Resolvido. **15.** e
16. e **17.** e **18.** Resolvido. **19.** e
20. e **21.** e **22.** c **23.** b
24. e **25.** d **26.** b **27.** b
28. d **29.** c **30.** a **31.** c

Capítulo 7 Ligações químicas

1. Resolvido. **2.** c **3.** b **4.** Resolvido.
5. c **6.** e **7.** e **8.** a
9. a **10.** c **11.** e **12.** d
13. d **14.** c **15.** a **16.** Resolvido.
17. a) Br_2: ligação covalente (Br — Br);
b) KBr: ligação iônica (K^+Br^-).
18. **19.** Resolvido. **20.** b
21. d **22.** Resolvido. **23.** a **24.** b
25. a)
b)
c)
d)
26. a
27.
28. a **29.** b **30.** b **31.** d
32. b **33.** c **34.** e **35.** a
36. c **37.** c **38.** d

Capítulo 8 Geometria molecular

1. Resolvido. **2.** a **3.** c **4.** d
5. Resolvido. **6.** b **7.** a **8.** e
9. d **10.** d **11.** a **12.** e
13. a **14.** d **15.** Resolvido. **16.** e
17. e **18.** Resolvido. **19.** b **20.** b
21. Resolvido. **22.** d **23.** e **24.** e
25. a **26.** d
27. a **28.** BaO < CaO < CuO < HgO
29. b **30.** b **31.** d
32. a) 9 h 5 min; **b)** 10 h 20 min.
33. a) MgF_2 (ligação iônica); **b)** NH_3 (ligação covalente).
34. Resolvido. **35.** b **36.** e **37.** c
38. b **39.** a **40.** Resolvido. **41.** a
42. c **43.** Resolvido. **44.** d **45.** e
46. e **47.** a **48.** b **49.** d
50. b **51.** b **52.** c **53.** a
54. Resolvido. **55.** e **56.** d **57.** Resolvido.
58. d **59.** c **60.** Resolvido. **61.** b
62. e **63.** Resolvido. **64.** a **65.** Resolvido.
66. c **67.** e **68.** c **69.** b
70. b **71.** d **72.** d **73.** e
74. d **75.** c **76.** e

Capítulo 9 Ácidos, bases e sais inorgânicos

1. Resolvido. **2.** c
3. a) Porque no estado líquido (fundido) os íons Na^+ e $C\ell^-$ estão livres.
b) Porque é um composto molecular.
c) No $NaC\ell$ a dissolução libera os íons Na^+ e $C\ell^-$. No $HC\ell$ a água provoca a ionização em H^+ e $C\ell^-$.
4. a) É o cloreto de sódio ($NaC\ell$), pois fundido dispõe de íons Na^+ e $C\ell^-$ livres.
b) É o iodo (I_2), pois suas moléculas são apolares.
5. Resolvido. **6.** b **7.** d
8. a) $HMnO_4$; **b)** H_3PO_3; **c)** $H_2C_2O_4$; **d)** H_2SO_3; **e)** H_3AsO_4; **f)** H_4SiO_4.
9. a) ácido bromídrico;
b) ácido arsênico e ácido arsenioso;
c) ácido hipoiodoso, ácido iodoso, ácido iódico e ácido periódico;
d) ácido (orto) antimônico, ácido piroantimônico.
10. e **11.** a **12.** a **13.** c
14. a) $HBr \longrightarrow H^+ + Br^-$
b) $HNO_2 \longrightarrow H^+ + NO_2^-$
c) $H_2SO_3 \longrightarrow 2\,H^+ + SO_3^{2-}$

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

d) $H_4P_2O_7 \longrightarrow 4\,H^+ + P_2O_7^{4-}$

15. a) $HBr + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + Br^-$
b) $HNO_2 + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + NO_2^-$
c) $H_2SO_3 + 2\,H_2O \longrightarrow 2\,H_3O^+ + SO_3^{2-}$
d) $H_4P_2O_7 + 4\,H_2O \longrightarrow 4\,H_3O^+ + P_2O_7^{4-}$

16. Graus de ionização: H_2S: 10%; H_2SO_4: 66%; HNO_3: 80%.
Força de ionização: $H_2S < H_2SO_4 < HNO_3$.

17. e **18.** c **19.** b **20.** a
21. b **22.** d **23.** d **24.** a
25. e **26.** d

27. a) LiOH; **b)** $Cr(OH)_3$; **c)** $Fe(OH)_2$;
d) $Au(OH)_3$; **e)** CuOH.

28. a) hidróxido de magnésio;
b) hidróxido de césio;
c) hidróxido mercúrico ou hidróxido de mercúrio II;
d) hidróxido estanoso ou hidróxido de estanho II;
e) hidróxido platínico ou hidróxido de platina IV.

29. a) monobase, forte, solúvel;
b) tribase, fraca, insolúvel;
c) dibase, fraca, insolúvel;
d) monobase, fraca, solúvel;
e) monobase, forte, solúvel;
f) dibase, forte, pouco solúvel;
g) monobase, fraca, insolúvel.

30. a **31.** b
32. c **33.** e **34.** e
35. Porque é praticamente insolúvel na água. **36.** a
37. d **38.** b **39.** e **40.** e
41. c **42.** e **43.** b **44.** a
45. c **46.** d **47.** a **48.** d
49. e **50.** c **51.** d **52.** b
53. Resolvido. **54.** a **55.** d **56.** c
57. e **58.** e **59.** b **60.** e
61. a **62.** c **63.** d **64.** e
65. c **66.** e **67.** c **68.** d

Capítulo 10 Óxidos inorgânicos

1. e **2.** a **3.** a **4.** e
5. d **6.** d **7.** c **8.** a
9. d **10.** e

11. $MnO \longrightarrow Mn_2O_3 \longrightarrow MnO_2 \longrightarrow MnO_3 \longrightarrow Mn_2O_7$

12. $SnO + 2\,HC\ell \longrightarrow SnC\ell_2 + H_2O$
$2\,NaOH + SnO \longrightarrow Na_2SnO_2 + H_2O$

13. b **14.** d **15.** d **16.** e
17. a **18.** d **19.** a **20.** Resolvido.

21. a) $Ga(OH)_3$; **b)** $Ra(OH)_2$; **c)** FrOH;
d) $Be(OH)_2$; **e)** RbOH.

22. a **23.** a **24.** c
25. Resolvido. **26.** c **27.** a
28. d **29.** b **30.** d

31. a) V_2O_5; **b)** GeO_2; **c)** Mn_2O_7;
d) ZrO_2; **e)** CrO_3.

32. a **33.** b **34.** e
35. c **36.** a

Capítulo 11 Reações químicas

1. c **2.** c **3.** a **4.** e
5. e **6.** e **7.** c **8.** a
9. e **10.** a **11.** a **12.** c
13. a **14.** c **15.** d **16.** a
17. b **18.** c **19.** a **20.** e
21. c **22.** Resolvido. **23.** c **24.** c
25. e **26.** Resolvido. **27.** a **28.** e
29. a **30.** e **31.** c **32.** e
33. a **34.** c **35.** d

36. $NH_4HCO_3 \xrightarrow{\Delta} NH_3\uparrow(g) + CO_2\uparrow(g) + H_2O\uparrow(g)$
A expansão dos gases formados faz crescer a massa do bolo.

37. d **38.** b **39.** d **40.** d
41. e **42.** b **43.** d **44.** c
45. a **46.** c

47. a) No primeiro erlenmeyer: $S + O_2 \longrightarrow SO_2$
Adicionando-se água: $SO_2 + H_2O \longrightarrow H_2SO_3$
(substância *A*)
No segundo erlenmeyer: $2\,Mg + O_2 \longrightarrow 2\,MgO$
Adicionando-se água: $MgO + H_2O \longrightarrow Mg(OH)_2$
(substância *B*)
b) $H_2SO_3 + Mg(OH)_2 \longrightarrow MgSO_3 + 2\,H_2O$

48. a **49.** a **50.** d
51. Estão corretos os itens 0 e 3.

52. a) $CO_2 + 2\,NaOH \longrightarrow Na_2CO_3 + H_2O$
b) Não reagem, pois são ambos de caráter ácido.
c) $A\ell_2O_3 + 3\,H_2SO_4 \longrightarrow A\ell_2(SO_4)_3 + 3\,H_2O$
d) Não reagem, pois o CO é um óxido neutro (indiferente).
e) $MgO + 2\,HC\ell \longrightarrow MgC\ell_2 + H_2O$
f) $Fe_3O_4 + 8\,HC\ell \longrightarrow FeC\ell_2 + 2\,FeC\ell_3 + 4\,H_2O$
(o Fe_3O_4 é um óxido duplo equivalente a $FeO + Fe_2O_3$)
g) Não reagem, pois o Na_2O_2 é um peróxido.
h) $K_2O + H_2SO_4 \longrightarrow K_2SO_4 + H_2O$

53. e **54.** b **55.** d **56.** e
57. b **58.** d **59.** a **60.** c
61. e **62.** d
63. Estão corretos os itens 0, 2, 3 **64.** a

Capítulo 12 Estudo dos gases

1. Resolvido. **2.** 2.500 mL (ou cm^3) **3.** Resolvido.
4. 2,6 atm **5.** a **6.** c **7.** Resolvido.
8. −73 °C **9.** Resolvido. **10.** c **11.** b
12. d **13.** b **14.** b **15.** Resolvido.
16. a **17.** Resolvido. **18.** Resolvido. **19.** e
20. a **21.** a **22.** d
23. a) 27 °C; **b)** isotérmica.
24. c **25.** b **26.** a **27.** d
28. c **29.** e **30.** Resolvido.
31. Sim, pois a proporção entre os volumes gasosos é de 1 : 2 : 1 : 2.
32. c **33.** Resolvido.
34. a) 2 : 2 : 5; **b)** 30 L.
35. b
36. 50 moléculas de oxigênio e 100 moléculas de água.

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

37. c

38. a) no CO_2;
b) no C_2H_4;
c) no C_2H_4.

39. c **40.** b **41.** c **42.** c
43. Resolvido. **44.** b **45.** a **46.** d
47. d **48.** Resolvido. **49.** c **50.** b
51. a **52.** d **53.** Resolvido. **54.** e
55. Resolvido. **56.** 112 mL **57.** b **58.** Resolvido.
59. d **60.** Resolvido. **61.** c **62.** a
63. 30 u **64.** d **65.** Resolvido. **66.** 3 g
67. c **68.** e **69.** e **70.** a
71. e **72.** c **73.** 3,2 g **74.** d
75. e **76.** e

77. a) 1 atm;
b) 546 K.

78. c **79.** a **80.** e **81.** a
82. Resolvido. **83.** a **84.** b **85.** Resolvido.
86. 12,3 atm

87. a) 12,3 atm;
b) 8,48 atm.

88. a **89.** Resolvido. **90.** e **91.** a
92. Resolvido. **93.** c **94.** d **95.** Resolvido.
96. 95 cm^3 **97.** c **98.** e **99.** b
100. e **101.** 11 minutos **102.** b
103. a **104.** Resolvido. **105.** b
106. a
107. a) 1,25 g/L; **b)** 14 u **108.** b **109.** a
110. Resolvido. **111.** b **112.** Resolvido.
113. Hidrogênio, hélio, metano.
114. d **115.** b

116. a) $2{,}17 \cdot 10^4$ L ;
b) $1{,}84 \cdot 10^{-2}$ g/L.

117. c **118.** e **119.** b **120.** Resolvido.
121. c

122. O fenômeno decorre da reação:
$HC\ell + NH_3 \longrightarrow NH_4C\ell$ (aerossol branco).
O $NH_4C\ell$ se forma mais próximo ao frasco de $HC\ell$, cuja velocidade de difusão é menor.

123. Resolvido. **124.** Resolvido. **125.** c
126. Resolvido.

127. O gás mais denso difunde-se com a metade da velocidade do gás menos denso.

Capítulo 13 Cálculo de fórmulas

1. 20% Mg; 26,7% S; 53,3% O.
2. d **3.** d **4.** c **5.** d
6. 25,5% Cu; 12,8% S; 25,6% O; 36,1% H_2O.
7. c **8.** a **9.** 57,48% C
10. d **11.** c **12.** d **13.** d
14. d **15.** CH_5N **16.** $CaC\ell_2 \cdot 4\ H_2O$
17. NaO **18.** C_5H_7N **19.** e **20.** a
21. $MgFe_2O_4$ **22.** c **23.** b **24.** d
25. d **26.** P_4O_{10} **27.** $NH_4^+\ NO_3^-$ **28.** d
29. Resolvido. **30.** $A\ell_2(SO_4)_3 \cdot 18\ H_2O$ **31.** b
32. b **33.** e **34.** b

35. a) sulfato de sódio decaidratado Na_2SO_4;
b) 32,8 L; vapor de água.

Capítulo 14 Cálculo estequiométrico

1. Resolvido. **2.** c

3. A equação balanceada é $2\ Mg + O_2 \longrightarrow 2\ MgO$; a massa de oxigênio é 40 g.

4. b **5.** d **6.** c **7.** b
8. c **9.** c **10.** c **11.** b
12. b **13.** Resolvido. **14.** d **15.** d
16. b **17.** b **18.** a **19.** d
20. a **21.** e **22.** b **23.** a
24. e

25. a) $Zn + 2\ HC\ell \longrightarrow ZnC\ell_2 + H_2$;
b) 1 mol de $ZnC\ell_2$.

26. b **27.** c **28.** e **29.** b
30. e **31.** e **32.** b **33.** d
34. d **35.** d **36.** e **37.** c

38. a) $H_3PO_4 + 3\ NaOH \longrightarrow Na_3PO_4 + 3\ H_2O$;
b) 68,3 g de Na_3PO_4.

39. d **40.** 54 mL **41.** Resolvido. **42.** c
43. 20 L de O_2 e 40 L de CO_2. **44.** a

45. a) $Zn + 2\ HNO_3 \longrightarrow Zn\ (NO_3)_2 + H_2$
(nitrato de zinco e hidrogênio);
b) 9,47 g de $Zn\ (NO_3)_2$ e 0,1 g de H_2.

46. a **47.** e **48.** b

49. a) 28,17 kg água;
b) $2{,}33 \cdot 10^4$ L de CO_2;
c) $3{,}88 \cdot 10^4$ L de O_2.

50. c **51.** d **52.** Resolvido. **53.** e
54. d **55.** a **56.** a
57. 516 g de gesso **58.** e **59.** c

60. a) 8,5 g de NH_3;
b) sim; 1,5 g de H_2 em excesso.

61. c

62. a) 60,7 g de $Ba\ (OH)_2$ em excesso;
b) 189,6 g de $BaSO_4$.

63. Resolvido. **64.** b **65.** a

66. a) O tanque que esvaziará primeiro é o de O_2;
b) 101,25 kg de água.

67. c **68.** d **69.** b **70.** d
71. a **72.** e **73.** c **74.** d
75. a **76.** a

77. $CaSiO_3$ – silicato de cálcio;
$2\ Ca_3\ (PO_4)_2 + 6\ SiO_2 + 10\ C \longrightarrow$
$\longrightarrow 6\ CaSiO_3 + 10\ CO + P_4$;
3.875 g de fosfato de cálcio impuro.

78. c **79.** b
80. a **81.** d **82.** 18,5 kg de $Ca(OH)_2$
83. d **84.** a

85. a) $NH_3 + CH_4 \longrightarrow HCN + 3\ H_2$;
b) 2,125 kg de NH_3 e 2 kg de CH_4.

86. c

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

LISTA DE SIGLAS

Acafe-SC	Associação Catarinense das Fundações Educacionais
AEUDF	Associação de Ensino Unificado do Distrito Federal
Aman-RJ	Academia Militar das Agulhas Negras
Ceeteps-SP	Centro Estadual de Educação Tecnológica "Paula Souza"
Cefet-PR	Centro Federal de Educação Tecnológica do Paraná
Cesesp-PE	Centro de Seleção de Ensino Superior de Pernambuco
Cesgranrio-RJ	Fundação Cesgranrio
Ceub-DF	Centro de Ensino Unificado de Brasília
EAFPJK-RS	Escola Agrotécnica Federal Presidente Juscelino Kubitschek
EEM-SP	Escola de Engenharia Mauá
Enem-MEC	Exame Nacional de Ensino Médio
Esal-MG	Escola Superior de Agronomia de Lavras
Esan-SP	Escola Superior de Administração de Negócios
Esef-Jundiaí-SP	Escola Superior de Educação Física de Jundiaí
F. Ibero-Americana-SP	Faculdade Ibero-Americana de Letras e Ciências Humanas
Faap-SP	Fundação Armando Álvares Penteado
Faesa-ES	Faculdades Integradas Espírito-Santenses
Fafeod-MG	Faculdade Federal de Odontologia de Diamantina
Fasp-SP	Faculdades Associadas de São Paulo
Fatec-SP	Faculdade de Tecnologia de São Paulo
FCMSCSP-SP	Faculdade de Ciências Médicas da Santa Casa de São Paulo
FCMT	Faculdades Unidas Católicas de Mato Grosso
FEI-SP	Faculdade de Engenharia Industrial
FEP-PA	Fundação Educacional do Estado do Pará
FEQ-CE	Fundação Educacional Edson Queiroz
Fesp-PE	Fundação do Ensino Superior de Pernambuco
Fesp-SP	Faculdade de Engenharia de São Paulo
FGV-SP	Fundação Getulio Vargas
FMIt-MG	Faculdade de Medicina de Itajubá
FMTM-MG	Faculdade de Medicina do Triângulo Mineiro
FMU/Fiam-Faam/Fisp-SP	Faculdades Metropolitanas Unidas
FUERN	Fundação Universidade do Estado do Rio Grande do Norte
Fuvest-SP	Fundação Universitária para o Vestibular
IME-RJ	Instituto Militar de Engenharia
ITA-SP	Instituto Tecnológico de Aeronáutica
ITE-Bauru-SP	Instituto Toledo de Ensino
Mackenzie-SP	Universidade Presbiteriana Mackenzie
Osec-SP	Organização Santamarense de Ensino e Cultura
PUC-Campinas-SP	Pontifícia Universidade Católica de Campinas
PUC-MG	Pontifícia Universidade Católica de Minas Gerais
PUC-PR	Pontifícia Universidade Católica do Paraná
PUC-RJ	Pontifícia Universidade Católica do Rio de Janeiro
PUC-RS	Pontifícia Universidade Católica do Rio Grande do Sul
PUC-SP	Pontifícia Universidade Católica de São Paulo
U. São Judas-SP	Universidade São Judas Tadeu
UCB-DF	Universidade Católica de Brasília
UCDB-MS	Universidade Católica Dom Bosco
UCG-GO	Universidade Católica de Goiás
UCSal-BA	Universidade Católica de Salvador
UCS-RS	Universidade de Caxias do Sul
Udesc	Universidade do Estado de Santa Catarina
Uece	Universidade Estadual do Ceará
UEG-GO	Universidade Estadual de Goiás
UEL-PR	Universidade Estadual de Londrina
UEMG	Universidade do Estado de Minas Gerais
UEM-PR	Universidade Estadual de Maringá
Uepa	Universidade do Estado do Pará

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

UEPB	Universidade Estadual da Paraíba
UEPG-PR	Universidade Estadual de Ponta Grossa
Uerj	Universidade Estadual do Rio de Janeiro
Uespi	Universidade Estadual do Piauí
Ufac	Fundação Universidade Federal do Acre
Ufal	Universidade Federal de Alagoas
Ufam	Universidade Federal do Amazonas
UFBA	Universidade Federal da Bahia
UFC-CE	Universidade Federal do Ceará
Ufes	Universidade Federal do Espírito Santo
UFF-RJ	Universidade Federal Fluminense
UFG-GO	Universidade Federal de Goiás
UFJF-MG	Universidade Federal de Juiz de Fora
UFMG	Universidade Federal de Minas Gerais
UFMS	Fundação Universidade Federal de Mato Grosso do Sul
UFMT	Fundação Universidade Federal de Mato Grosso
UFPA	Universidade Federal do Pará
UFPB	Universidade Federal da Paraíba
UFPE	Universidade Federal de Pernambuco
UFPel-RS	Fundação Universidade Federal de Pelotas
UFPI	Universidade Federal do Piauí
UFPR	Universidade Federal do Paraná
UFRGS-RS	Universidade Federal do Rio Grande do Sul
UFRJ	Universidade Federal do Rio de Janeiro
UFRN	Universidade Federal do Rio Grande do Norte
UFR-RJ	Universidade Federal Rural do Rio de Janeiro
UFSC	Universidade Federal de Santa Catarina
UFSCar-SP	Fundação Universidade Federal de São Carlos
UFSM-RS	Universidade Federal de Santa Maria
UFS-SE	Fundação Universidade Federal de Sergipe
UFT	Universidade Federal de Tocantins
UFU-MG	Fundação Universidade Federal de Uberlândia
UFV-MG	Fundação Universidade Federal de Viçosa
UGF-RJ	Universidade Gama Filho
Ulbra-RS	Universidade Luterana do Brasil
UMC-SP	Universidade de Mogi das Cruzes
UnB-DF	Fundação Universidade de Brasília
Uneb-BA	Universidade Estadual da Bahia
Unesp	Universidade Estadual Paulista
Unicamp-SP	Universidade Estadual de Campinas
Unicap-PE	Universidade Católica de Pernambuco
Unicenp-PR	Centro Universitário Positivo
Uniceub-DF	Centro Universitário de Brasília
Unicid-SP	Universidade Cidade de São Paulo
UniFEI-SP	Centro Universitário da Faculdade de Engenharia Industrial
Unifesp	Universidade Federal de São Paulo
Unifor-CE	Universidade de Fortaleza
Unigranrio-RJ	Universidade do Grande Rio
Unip-SP	Universidade Paulista
Unirio-RJ	Fundação Universidade do Rio de Janeiro
Unisinos-SC	Universidade do Vale do Rio dos Sinos
Unitau-SP	Universidade de Taubaté
Uniube-MG	Universidade de Uberaba
Univali-SC	Universidade do Vale do Itajaí
UPE	Universidade de Pernambuco
UPF-RS	Universidade de Passo Fundo
UVA-CE	Universidade do Vale do Acaraú
Vunesp	Fundação para o Vestibular da Unesp

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

ÍNDICE REMISSIVO

A

- ácido
  - clorídrico, 234, 236, 238, 241, 251, 256, 282, 416
  - nítrico, 26, 184, 239, 241, 247
  - sulfúrico, 26, 54, 140, 184, 185, 236, 239, 240, 242, 274, 305, 370, 371, 374, 404, 407
- ácidos
  - classificação dos, 237
  - definição de Arrhenius, 236
  - força dos, 237
  - fórmulas estruturais de, 184, 185, 238
  - grau de ionização de, 237
  - ionização de, 236, 237
  - não oxigenados, 237
  - nomenclatura dos, 238, 239
  - oxigenados, 237-239
- aço, 188, 189, 190, 195, 388, 389, 418, 419, 420
  - reciclagem do, 421
- actinídios, 156, 157, 158
- afinidade
  - eletrônica, 166, 206
  - química, 301
- agitação térmica, 331
- aglomerado iônico, 85, 86, 88, 89, 140, 176, 177, 185, 189, 292
- água
  - curva de aquecimento da (*veja* diagrama de mudança de estados físicos)
  - curva de resfriamento da (*veja* diagrama de mudança de estados físicos)
  - de cristalização, 371
  - de hidratação (*veja* água de cristalização)
  - escassez mundial de, 72, 384
  - no corpo humano, 170
  - oxigenada (*veja* peróxido de hidrogênio)
  - potável, 72, 264, 265
- almofariz, 68
- alotropia, 87, 201
  - do carbono, 202
  - do fósforo, 202
  - do oxigênio, 201
- alquimistas, 26
- alto-forno, 388, 418, 419
- ametais (*veja* não metais)
- amônia, 183, 209, 247
- amoníaco (*veja* amônia)
- amônio, 184
- análise (*veja* reação de decomposição)
- análise química, 99, 370
- analfabetismo científico, 36
- anidridos (*veja* óxidos ácidos)
- ânions, 86, 114, 175-178
  - nomenclatura de, 438
  - representação de, 175, 176
  - valência de, 178, 438
- aquecimento global, 265, 367, 368
- Aristóteles, 77
- Arrhenius, S. A., 233
- atomicidade, 87, 201, 202
- átomo, 75, 76
  - natureza elétrica do, 104-108
  - representações do, 82, 83, 84, 113
- Avogadro, A., 336
  - constante de, 141, 142
  - Hipótese de, 336, 338

B

- balão
  - de fundo chato, 67
  - de fundo redondo, 67
  - volumétrico, 68
- barômetro de mercúrio, 322
- bases, 244
  - classificação das, 245
  - definição de Arrhenius, 245
  - dissociação iônica das, 245
  - força das, 245
  - grau de dissociação, 245
  - nomenclatura das, 246
- béquer, 63, 66
- bicarbonato de sódio, 253, 257
- bico de Bunsen, 65, 67
- Bohr, N. H. D., 122
- Boyle, R., 327
- bureta, 68

C

- cadinho, 68
- cal (*veja* hidróxido de cálcio)
- calcário, 251, 254, 259, 260
- calcogênios, 157, 217
- cálculo estequiométrico (*veja* estequiometria)
- calefação, 45
- camada de ozônio, 365-367
- camadas eletrônicas (*veja* níveis de energia)
- Cannizzaro, S., 338
- cápsula, 66, 68
- carbonato
  - de cálcio, 254, 260
  - de sódio, 259
- carga elétrica, 104, 106, 108, 110, 111, 114, 176-178, 181
- cátions, 86, 114, 175-178
  - nomenclatura de, 438
  - representação de, 175, 176
  - valência de, 178, 438
- centrífuga, 64
- centrifugação, 64
- Chadwick, J., 110
- Charles, J. A. C., 329
- chuva ácida, 273, 286, 287
- cimento, 260, 316, 317
- Clapeyron, P. B. E., 341
  - equação de, 341, 348, 377
- classificação periódica (*veja* Tabela Periódica)
- cloreto
  - de hidrogênio (*veja* ácido clorídrico)
  - de sódio, 60, 66, 87, 140, 175, 176, 185, 234, 253, 258
- CNPT, 331, 340
- coeficientes estequiométricos, 292, 294, 299
- combustão, 77, 80, 214, 309, 381
- compostagem, 32
- comprimento de onda, 118-121, 129, 130
- condensação, 45, 47
- condutividade
  - elétrica, 190, 192, 195, 224, 228, 249, 250
  - térmica, 190
- configuração eletrônica (*veja* distribuição eletrônica)
- corrente elétrica, 106, 108, 149, 174, 189, 233, 234, 249
- cristalização, 26, 66, 69, 317
- Crookes, W., 107, 108

D

- Dalton, J., 82
- decantação, 64
- decomposição
  - da água, 298
  - do carbonato de cálcio, 277, 305, 412
  - do hidróxido de amônio, 297

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

do óxido nitroso, 383
do peróxido de hidrogênio, 275, 298
pelo calor, 276, 297, 311, 412, 413
térmica (*veja* decomposição pelo calor)
• Demócrito, 76
• densidade, 52-54, 56, 60, 164, 165
dos gases, 357-359
• desdobramento de misturas (*veja* separação de misturas)
• desenvolvimento sustentável, 30, 103
• desperdício, 30, 105, 265, 384, 388, 389
• destilação, 26, 65
• diagrama
de mudança de estados físicos, 46, 47
de Pauling, 125
• difusão gasosa, 362
• dióxido
de carbono (CO_2), 139, 183, 277, 380, 412
de enxofre (SO_2), 182, 240, 274, 286
de silício (SiO_2), 36, 269, 278
• dissociação iônica, 233, 234
de bases, 245
grau de, 245
• dissolução fracionada, 66
• distribuição eletrônica, 124
em átomos neutros, 125, 126
em íons, 126, 127
• ductilidade, 191

E

• ebulição, 45-48
faixa de, 47
ponto de, 46-48, 60, 165
• efeito estufa, 380-386
• efusão gasosa, 362, 363
• elemento químico, 82, 84, 87-89, 92
conceito moderno de, 113
• elementos
artificiais, 157
de transição, 156, 158
representativos, 158
• eletroafinidade (*veja* afinidade eletrônica)
• eletrólise, 224, 298
• eletrólito, 234, 305
• elétron, 107, 108, 111, 117, 121, 122
• eletronegatividade, 205, 206
• eletropositividade, 206, 301
• eletrosfera, 110, 111, 124, 125, 175
• energia, 25
consumo de, 16, 25, 33, 38, 55, 104, 105, 130, 381, 384
de ionização (*veja* potencial de ionização)
elétrica, 105, 106
fontes alternativas de, 23, 24, 32, 228, 368, 384
nas transformações materiais, 16, 17, 23-25, 30, 38, 39, 92, 93, 97
• equações químicas, 92, 292, 293
balanceamento de, 294
iônicas, 293
• erlenmeyer, 67
• escala de pH, 249-252
• espécie química (*veja* substância pura)
• espectro
atômico, 120, 121
visível, 120
das ondas eletromagnéticas, 120
luminoso, 119
raias do, 121, 122
• estado fundamental, 126
• estados físicos, 45
mudança de (*veja* transformação física)
• estequiometria, 390, 393
• evaporação, 26, 43-45, 66
• extração, 62, 66

F

• família (*veja* grupo)
• fase, 41, 42, 44
• fenômeno, 22
físico (*veja* transformação física)
químico (*veja* reação química)
• ferro, 48, 94, 113, 126, 127, 171, 195, 214, 218, 372, 388, 389, 418
• fila de reatividade, 303
dos metais, 301
dos não metais, 302
• filtração
a vácuo, 63
simples, 62, 63
• fogo, 22
• fogos de artifício, 131
• forças
intermoleculares, 221, 223, 224
de van der Waals, 223, 224
• fórmula, 85
centesimal, 370
de Lewis, 182, 183
eletrônica, 182, 185
estrutural, 183, 185
mínima, 374, 375, 377
molecular, 183, 224, 370, 374, 376-378
percentual, 370
• fosfato de cálcio, 260
• fotólise, 298
• fração em mols, 349
• função química, 232
• funil de separação, 64
• fusão, 45-47, 165
faixa de, 47
ponto de, 46-48, 60, 165

G

• gás
cloro, 177, 215
gás ideal, 332
gás perfeito (*veja* gás ideal)
• gases
características dos, 91, 321-324, 331, 332
constante universal dos, 341
densidade absoluta dos, 357
densidade relativa dos, 358
difusão dos (*veja* difusão gasosa)
efusão dos (*veja* efusão gasosa)
equação geral dos, 331
medidas fundamentais dos, 321-324
nobres, 155, 157, 158, 165, 174, 175
Teoria Cinética dos, 331, 332
• Gay-Lussac, J. L., 328
• Geissler, H., 106
• gelo-seco, 277
• geometria molecular, 196-203
• Gillespie, R., 200
• Goldstein, E., 108
• gráficos, 54, 55
• Graham, T., 362
• grandeza, 51, 149
• grau de pureza, 411
• grupo, 153, 154, 157, 158

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

H

- halogênios, 157, 166, 206, 281
- hidrácidos (*veja* ácidos não oxigenados)
- hidróxido
  - de amônio, 247
  - de cálcio, 247
  - de sódio, 246
- hidroxila, 245
- hidroxônio, 236, 237
- hipoclorito de sódio, 259

I

- indicador ácido-base, 244, 249, 250
- interação
  - dipolo-dipolo, 221
  - dipolo instantâneo-dipolo induzido, 223
- íon, 114
- ionização, 234
  - de ácidos, 237
  - grau de, 234, 237
- isóbaro, 114, 115
- isótopo, 114, 115, 137, 138

K

- Kekulé, A., 98
- Kossel, W., 174, 175

L

- laboratório
  - aparelhagem de, 61-68
  - segurança no, 68, 69
- lâmpada
  - de mercúrio, 130
  - de sódio, 130
  - fluorescente, 106, 129
- lantanídios, 156-158
- *laser*, 130, 131
- Lavoisier, A. L., 78
- Lei
  - da Conservação da Massa, 78, 80
  - das Proporções Constantes, 79, 82, 392
  - de Amagat, 349
  - de Boyle-Mariotte, 326, 327
  - de Charles, 329, 330
  - de Dalton, 348
  - de Gay-Lussac, 328, 329
  - de Lavoisier (*veja* Lei da Conservação da Massa)
  - de Proust (*veja* Lei das Proporções Constantes)
- Lewis, G. N., 182
- ligação
  - ângulo de, 198-201
  - apolar, 206, 207
  - coordenada (*veja* ligação dativa)
  - covalente, 180-183, 199, 205
  - dativa, 184, 185
  - de hidrogênio, 222-224
  - iônica, 175-178, 207, 224
  - metálica, 188-190, 224
  - polar, 206, 207
  - intermolecular (*veja* forças intermoleculares)
- ligas metálicas, 195
- liquefação, 45

M

- macromoléculas covalentes, 200, 201
- macroscópico, 83, 98, 197
- massa, 20, 51-53, 321
  - atômica, 137, 138
  - molar, 142
  - molecular, 139, 140
- matéria, 16, 19, 20, 22, 23, 29, 30
- medições, 51-54, 148, 149
- Mendeleyev, D. I., 154
- metais, 89, 157, 158, 177, 178, 188-192
  - alcalinos, 206, 245, 281, 310
  - alcalinoterrosos, 245
  - classificação dos, 157, 158
- micro-ondas, 120, 132
- microscópico, 83, 98, 292
- misturas, 47, 61, 32, 88, 89, 94
  - azeotrópicas, 65
  - gasosas, 320, 347-349
  - tipos de, 44, 89
- modelo
  - atômico de Rutherford, 109-111
  - atômico de Rutherford-Bohr, 117-122
  - atômico de Thomson, 106-108
  - modelo científico, 98
  - do mar de elétrons, 189
- modelos moleculares (*veja* geometria molecular)
- mol, 141, 142, 340
- moléculas, 85-87
  - apolares, 208, 209
  - estrutura das, 198-203
  - polares, 208, 209
- momento dipolar, 207, 208
- Moseley, H. G. J., 113, 155, 162
- mudança de fase (*veja* transformação física)

N

- não metais, 158, 166, 177, 183, 228, 272, 302, 303, 310
- néon, 106, 129
- neutralização, 249, 254, 305
  - parcial, 257
  - total, 255, 256
- nêutron, 110, 111, 113
- níveis de energia, 121, 122, 125, 129
- notação de Lewis, 175
- núcleo, 110, 111, 113, 114, 117, 121
- número
  - atômico, 113, 155, 160
  - de massa, 113, 114, 137, 162
  - de oxidação, 215-218, 246, 272, 283

O

- ondas eletromagnéticas, 105, 118-120, 132, 311
- orbital, 126
- oxiácidos (*veja* ácidos oxigenados)
- oxidação, 214, 218, 219, 279
- oxidante, 215, 275, 303, 308, 309
- óxido de cálcio, 247, 271, 276
- óxidos, 218, 270-278, 282, 309-311
  - ácidos, 274, 275, 310
  - anfóteros, 271, 272, 274, 309
  - básicos, 274, 309
  - nomenclatura dos, 271, 272
- oxirredução, 214, 215, 218, 219, 301-303

P

- pares eletrônicos, 199, 200
  - ligantes, 199, 200
  - não ligantes, 182, 199, 200
- peagâmetro, 250
- período, 157
- peróxido de hidrogênio, 275
- pH, 249-251, 258, 261
- pipeta, 68
- pirólise (*veja* decomposição pelo calor)
- pistilo, 68
- polaridade
  - das ligações, 206-208
  - das moléculas, 208-210
- poluição, 29, 31, 32

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

- ponte de hidrogênio (*veja* ligação de hidrogênio)
- potencial de ionização, 166
- pressão, 47
  - atmosférica, 48
  - parcial dos gases, 348, 349
- Princípio de Avogadro (*veja* Hipótese de Avogadro)
- proporção estequiométrica, 374
- propriedades
  - aperiódicas, 161, 162
  - das substâncias, 94, 210, 224
  - específicas, 60
  - funcionais, 94, 232, 249
  - gerais da matéria, 60, 94, 321
  - periódicas, 161, 162, 166
- próton, 108, 110, 111
- Proust, J. L., 79
- produtos de uma reação, 92, 292
- proveta, 67

Q

- quantidade de matéria, 141

R

- radiações eletromagnéticas (*veja* ondas eletromagnéticas)
- radioatividade, 108, 109
- raio atômico, 162, 164, 224
- raios catódicos, 107, 108
- reações químicas, 92, 288, 290, 292, 301
  - com a água, 310
  - com o oxigênio, 309
  - com o hidrogênio, 310
  - classificação das, 297
  - de adição ou síntese, 297
  - de decomposição ou análise, 297
  - de deslocamento ou simples troca, 298
  - de dupla troca, 299
  - de oxirredução, 301
  - rendimento de, 414, 415
- reagentes, 92, 97
  - em excesso, 407, 408
  - limitante, 407, 408
- reatividade, 301-303
- recursos
  - renováveis, 30, 384
  - não renováveis, 30, 191
- redução, 214, 215, 217
- redutor, 215, 303, 308
- regra do octeto, 175
- rendimento de uma reação, 414-416
- resíduos, 30, 31, 39, 266, 317, 328, 388
- Rutherford, E., 109

S

- sais, 253, 254
  - ácidos, 257
  - básicos, 257
  - neutros, 255
  - nomenclatura de, 256
  - solubilidade de, 256, 257
- sedimentação, 64, 264-267
- separação de misturas, 43
  - processos de, 31-66
- semicondutores, 130, 228
- semimetais, 158, 183, 195, 228, 274
- símbolo, 84, 92
- simples troca (*veja* reação de deslocamento)
- sinalização de segurança, 69
- síntese química, 99
- sistema, 40
  - heterogêneo, 41, 44
  - homogêneo, 41
  - monofásico, 41
  - polifásico, 41
- soda cáustica (*veja* hidróxido de sódio)
- solidificação, 45, 47
- solubilidade, 60, 210, 224, 245, 249, 256, 257, 304
- solução, 41, 44
  - ácida, 251
  - aquosa, 47, 233
  - eletrolítica, 233
  - não eletrolítica, 233
- soluto, 41
- solvente, 41, 66, 224, 234
- sublimação, 45, 66
- subníveis de energia, 124-126
- substâncias
  - compostas, 87, 89, 174
  - hidratadas, 140
  - inorgânicas, 232
  - iônicas, 86, 140, 234, 293
  - moleculares, 234
  - orgânicas, 170, 232
  - puras, 44, 88
  - simples, 87, 298

T

- Tabela Periódica, 84, 164-166, 177, 283, 284
- tecnologia química, 99
- temperatura
  - de ebulição (*veja* ponto de ebulição)
  - de fusão (*veja* ponto de fusão)
- Teoria
  - Atômica de Dalton, 82, 83
  - Atômico-Molecular, 338
  - Cinética dos Gases, 331
  - da dissociação iônica de Arrhenius, 233
- Thomson, J. J., 127
- Thomson, W. (Lord Kelvin), 325
- Torricelli, E., 322
- transformação
  - isobárica, 328
  - isocórica, 330
  - isotérmica, 326
  - física, 45, 91
  - química (*veja* reação química)
- tratamento de água e esgoto, 276

U

- umidade
  - absoluta, 351
  - relativa, 351
- unidade de massa atômica, 136, 137
- unidades de medida, 51

V

- valência, 174
  - elétrons de, 175
  - camada de, 182, 199, 200
- vapor, 332
- vaporização, 45
- variáveis de estado, 326
- vetor momento de dipolo (*veja* momento dipolar)
- vidro, 20, 316, 317
- volume, 20, 51, 53
  - atômico, 164
  - molar, 340
  - parcial, 349
- VSEPR (*veja* modelo da repulsão dos pares eletrônicos da camada de valência)

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

REFERÊNCIAS DOS INFOGRÁFICOS

Fontes consultadas

Capítulo 1

Agência Internacional de Energia
<http://www.iea.org/textbase/papers/2006/renewable_factsheet.pdf> Acesso em: fev. 2010.

Associação Brasileira do Alumínio
<http://www.abal.org.br/noticias/lista_noticia.asp?id=417> Acesso em: fev. 2010.

Empresa de Pesquisa Energética
<http://www.epe.gov.br/Paginas/default.aspx> Acesso em: fev. 2010.

Faculdade de Engenharia da Unicamp
<http://www.fem.unicamp.br/~vidalong/projleite_oque.html> Acesso em: fev. 2010.

Capítulo 2

Programa das Nações Unidas para o Meio Ambiente (Pnuma)
<http://www.grida.no/publications/vg/waste/page/2864.aspx> Acesso em: fev. 2010.

BBC News
<http://news.bbc.co.uk/2/hi/technology/5107642.stm> Acesso em: fev. 2010.

National Geographic
<http://viajeaqui.abril.com.br/ng/materias/ng_materia_267389.shtml> Acesso em: mar. 2010.

Greenpeace
<http://www.greenpeace.org/international/campaigns/toxics/electronics> Acesso em: fev. 2010.

Basel Action Network
<http://www.ban.org/index.html> Acesso em: fev. 2010.

Capítulo 3

Com Ciência
<http://www.comciencia.br/reportagens/nanotecnologia/nano10.htm> Acesso em: fev. 2010.

National Nanotechnology Initiative
<http://www.nano.gov/index.html> Acesso em: fev. 2010.

Powers of Ten
<http://powersof10.com> Acesso em: fev. 2010.

Capítulo 5

Bureau International dês Points et Measures
<http://www1.bipm.org/en/home/> Acesso em: fev. 2010.

Instituto de Pesos e Medidas do Estado de São Paulo (Ipem-SP)
<http://www.ipem.sp.gov.br/5mt/unidade.asp?vpro=historia> Acesso em: fev. 2010.

Instituto Nacional de Metrologia, Normalização e Qualidade Industrial (Inmetro)
<http://www.inmetro.gov.br/infotec/si.asp> Acesso em: fev. 2010.

Reis, Silvia Araújo dos. *Demanda por transporte ferroviário: o caso do transporte de açúcar na malha ferroviária da Região Centro-Sul*. Dissertação de mestrado apresentada à Pontifícia Universidade Católica do Rio de Janeiro. Rio de Janeiro: 2007
<http://www2.dbd.puc-rio.br/pergamum/biblioteca/php/mostrateses.php?open =1&arqtese= 0511114_07_Indice.html> Acesso em: fev. 2010.

Capítulo 6

PRO TESTE. "Cuidado com as armadilhas do supermercado", em *Guia de preços 2005*, n. 41.

Capítulo 7

Bittencourt, D. M. C. *Caracterização molecular de proteínas de sedas de aranhas da biodiversidade brasileira*. Tese de doutorado apresentada ao Departamento de Biologia Molecular da Universidade de Brasília. Brasília: 2007.

Blackledge, T. A. & Hayashi, C. Y. "Silken toolkits: biomechanics of silk fibers spun by the orb web spider Argiope argentata (Fabricius 1775)", em *The Journal of Experimental Biology*, n. 209, Grã-Bretanha, The Company of Biologists Limited, 2006, p. 2.452-2.461.

Gosline, J. M. et al. "The mechanical design of spider man a silks: from fibroin sequence to mechanical function", em *The Journal of Experimental Biology*, n. 202, Grã-Bretanha, The Company of Biologists Limited, 1999, p. 3.295-3.303.

Núcleo de Apoio ao Ensino de Química
<http://hermes.ucs.br/ccet/defq/naeq/material_didatico/textos_interativos_37.htm> Acesso em: fev. 2010.

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

Oxford Silk Group
<http://users.ox.ac.uk/~abrg/spider_site/index.html> Acesso em: fev. 2010.

Science News
<http://www.sciencenews.org/articles/20070414/bob8.asp> Acesso em: mar. 2008.

Capítulo 8

Pequini, Suzi Mariño. *A evolução tecnológica da bicicleta e suas implicações ergonômicas para a máquina humana*. Dissertação de mestrado. São Paulo: FAU/USP, 2000.

Escola de Bicicleta
<http://www.escoladebicicleta.com.br/emergencia.html> Acesso em: fev. 2010.

Capítulo 9

Cunha, H. B. da & Pascoaloto, D. *Hidroquímica dos rios da Amazônia*. Manaus: Centro Cultural dos Povos da Amazônia – CPPA, 2006.
<http://www.povosdamazonia.am.gov.br/pdf/hid_qui.pdf> Acesso em: fev. 2010.

Laraque, A. et al. *Nona campanha de medições de vazão e amostragem de água e sedimentos no encontro das águas (rios Solimões e Negro)*. Brasília: HiBAm, 1998.
<http://www.ana.gov.br/hibam/documentos.asp> Acesso em: fev. 2010.

Ramalho, R. "O papel das águas na Amazônia", em *Ciência Hoje On-line*.
<http://cienciahoje.uol.com.br/especiais/a-amazonia-em-debate/o-papel-das-aguas-na-amazonia> Acesso em: fev. 2010.

Sargentini JR., E. et al. "Substâncias húmicas aquáticas: fracionamento molecular e caracterização de rearranjos internos após complexação com íons metálicos, em *Química Nova*, v. 24, n. 3, São Paulo, 2001.
<http://www.scielo.br/scielo.php?script=sci_arttext&pid=S0100-40422001000300010&lng=es&nrm=iso&tlng=es> Acesso em: fev. 2010.

Capítulo 11

Nasa
<http://www.nasa.gov/mission_pages/shuttle/main/index.html> Acesso em: fev. 2010.

Capítulo 12

Hurtado, Alberto. "La influencia de la altura sobre el hombre", em *Boletín de la Oficina Sanitaria Panamericana*, artigo divulgado pela Organização Mundial de Saúde por meio da Organização Pan-Americana de Saúde.
<http://hist.library.paho.org/spanish/Bol/v75n6p489.pdf> Acesso em: fev. 2010.

Stensmann, Berenice Helena Wiener. *Problemas fisiológicos de ambientes incomuns: atividades espaciais e submarinas*. Porto Alegre: Universidade Federal do Rio Grande do Sul.
<http://www.if.ufrgs.br/mpef/mef004/20021/Berenice/sangue.html> Acesso em: fev. 2010.

Capítulo 13

Adam, David. "Ice-free Arctic could be here in 23 years", em *The Guardian*.
<http://www.guardian.co.uk/environment/2007/sep/05/climatechange.sciencenews> Acesso em: fev. 2010.

Gore, Albert. *Uma verdade inconveniente*. Barueri: Manole, 2006.

Instituto Nacional de Pesquisas Espaciais
<http://www.inpe.br/noticias/noticia.php?Cod_Noticia=607> Acesso em: fev. 2010.

Marengo, José A. *Mudanças climáticas globais e seus efeitos sobre a biodiversidade: caracterização do clima atual e definição das alterações climáticas para o território brasileiro ao longo do século XXI*. Brasília: Ministério do Meio Ambiente, 2006.

Painel Intergovernamental sobre Mudança do Clima (IPCC)
<http://www.grida.no/climate/ipcc/emission/093.htm#1> Acesso em: fev. 2010.

Programa das Nações Unidas para o Meio Ambiente
<http://www.unep.org/climatechange> Acesso em: fev. 2010.

Capítulo 14

Arcelor Brasil
<http://www.arcelor.com.br/relacoes_investidores/relatorios_stakeholders/relatorio_sustentabilidade/2005/indicadores_desempenho_ambiental/residuos_co_produtos/residuos_co_produtos.html> Acesso em: fev. 2010.

Escola Politécnica da Universidade de São Paulo
<http://www.reciclagem.pcc.usp.br/escoria_de_aciaria.htm> Acesso em: fev. 2010.

Centro Brasileiro de Construção em Aço
<http://www.cbca-ibs.org.br/nsite/site/acos_estruturais.asp> Acesso em: fev. 2010.

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

SUGESTÕES DE LEITURA PARA OS ALUNOS

Ecologia

1. Beatriz Marcondes e Maria Elisa Marcondes Helene, *Evolução e biodiversidade* – O que nós temos com isso?, 1ª edição, 1996, Editora Scipione.
2. José Lutzenberger, *Manual de ecologia* – Do jardim ao poder, 1ª edição, 2004, L&PM Editores.
3. Núbia Melhem Santos e outros, *Burle Marx* – Jardins e ecologia, 2ª edição, 2009, Editora Senac/Rio.
4. Ronaldo Rogério de Freitas Mourão, *Ecologia Cósmica* – Uma visão cósmica da ecologia, 1ª edição, 2000, Editora Itatiaia.
5. Samuel Murgel Branco, *Água*: Origem, uso e preservação, 2ª edição, 2003, Editora Moderna.
6. Samuel Murgel Branco, *O desafio amazônico*, 3ª edição, 2004, Editora Moderna.
7. Vera Lúcia Novais, *Ozônio*: Aliado e inimigo, 1ª edição, 1998, Editora Scipione.
8. Zysman Neiman, *Era verde?*, 21ª edição, 2002, Editora Atual.

Energia

1. Jean-Marie Martim, *A economia mundial da energia*, 1ª edição, 1992, Unesp.
2. Valdir Montanari, *Energia nossa de cada dia*, 2ª edição, 2003, Editora Moderna.

Escolha profissional

1. Dulce Whitaker, *A escolha da carreira e globalização*, 1ª edição, 1997, Editora Moderna.
2. Eliane Arbex Rodrigues, *Escolher a profissão*, 1ª edição, 1997, Editora Scipione.

História da Química, Ciência e Tecnologia

1. Andréia Guerra e outros, *Galileu e o nascimento da Ciência moderna*, 1ª edição, 1997, Editora Atual.
2. Attico Chassot, *A Ciência através dos tempos*, 2ª edição, 2004, Editora Moderna.
3. Bernard Vidal, *História da Química*, 1ª edição, 1986, Edições 70.
4. *Cientistas do Brasil*, 1ª edição, Depoimentos, 1998, SBPC.
5. José Atílio Vanin, *Alquimistas e químicos*: O passado, o presente e o futuro, 2ª edição, 2005, Editora Moderna.
6. Roberto de Andrade Martins, *O Universo*: Teoria sobre sua origem e evolução, 5ª edição, 1997, Editora Moderna.
7. Robson Fernandes de Farias e outros, *História da Química no Brasil*, 1ª edição, 2004, Editora Átomo.

Poluição

1. Francisco Capuano Scarlato e Joel Arnaldo Pontin, *Do nicho ao lixo*: Ambiente, sociedade e educação, 10ª edição, 1992, Editora Atual.
2. Joel Arnaldo Pontin e Francisco Capuano Scarlato, *O ambiente urbano*, 4ª edição, 1999, Editora Atual.
3. John Baines, *Chuva ácida*, 3ª edição, 1997, Editora Scipione.
4. Maria Elisa Marcondes Helene, *Poluentes atmosféricos*, 1ª edição, 1994, Editora Scipione.
5. Mário Tolentino, Romeu Filho, Roberto da Silva, *A atmosfera terrestre*, 2ª edição, 2004, Editora Moderna.
6. Samuel Murgel Branco e Eduardo Murgel, *Poluição do ar*, 2ª edição, 2004, Editora Moderna.
7. Sergio Massaro e J. Pontin, *O que é poluição química*, 3ª edição, 1994, Editora Brasiliense.

Química Geral

1. André Guinier, *A estrutura da matéria*: Do céu azul ao material plástico, 1ª edição, 1996, Edusp.
2. Hans Christian von Baeyer, *Arco-íris, flocos de neve, quarks*, 1ª edição, 1994, Editora Campus.
3. Valdir Montanari, *Viagem ao interior da matéria*, 18ª edição, 1993, Editora Atual.

Química Inorgânica Descritiva

1. Aécio Pereira Chagas, *Argilas*: As essências da terra, 1ª edição, 1996, Editora Moderna.
2. Eduardo Leite do Canto, *Minerais, minérios, metais.* De onde vêm? Para onde vão?, 2ª edição, 2004, Editora Moderna.
3. Ivone Mussa Esperidião e Olímpio Nóbrega, *Os metais e o homem*, 1ª edição, 1999, Editora Ática.

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

MUSEUS BRASILEIROS LIGADOS À CIÊNCIA

Os *sites* aqui indicados foram acessados em fevereiro de 2010.

- **Casa da Ciência**
  http://www.casadaciencia.ufrj.br

- **Ecomuseu da Usina de Itaipu**
  http://www.itaipu.gov.br/index.php?q=node/201

- **Espaço Ciência**
  http://www.espacociencia.pe.gov.br

- **Estação Ciência**
  http://www.eciencia.usp.br

- **Museu de Ciência e Tecnologia da Uneb**
  http://www.museu.uneb.br

- **Museu de Geociências da UnB**
  http://ig.unb.br/exte/museu/index/html

- **Museu de História Natural da Ufal**
  http://www.abcmc.org.br/mhn/

- **Museu de História Natural e Jardim Botânico da UFMG**
  http://www.ufmg.br/mhnjb/index.html

- **Museu de Ciência e Técnica da Escola de Minas da UFOP**
  http://www.museu.em.ufop.br/museu/

- **Museu de Minerais e Rochas da UFU**
  http://www.proex.ufu.br/redemuseus/minerais.htm

- **Museu de Geociências da USP**
  http://www.igc.usp.br

- **Museu Vivo de Ciência e Tecnologia de Campina Grande**
  http://www.abcmc.org.br/museuvivo/apresent.html

- **Seara da Ciência Universidade Federal do Ceará**
  http://www.searadaciencia.ufc.br

- **Usina Ciência**
  http://www.usinaciencia.ufal.br

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

CONFIGURAÇÕES ELETRÔNICAS DOS ELEMENTOS

Período	Elemento	Número atômico	Número de elétrons em cada subcamada																	Número de elementos por período
			1s	2s	2p	3s	3p	3d	4s	4p	4d	4f	5s	5p	5d	5f	6s	6p	6d	7s	
1º	H	1	1																		2
	He	2	2																		
2º	Li	3	2	1																	8
	Be	4	2	2																	
	B	5	2	2	1																
	C	6	2	2	2																
	N	7	2	2	3																
	O	8	2	2	4																
	F	9	2	2	5																
	Ne	10	2	2	6																
3º	Na	11	2	2	6	1															8
	Mg	12	2	2	6	2															
	Aℓ	13	2	2	6	2	1														
	Si	14	2	2	6	2	2														
	P	15	2	2	6	2	3														
	S	16	2	2	6	2	4														
	Cℓ	17	2	2	6	2	5														
	Ar	18	2	2	6	2	6														
4º	K	19	2	2	6	2	6		1												18
	Ca	20	2	2	6	2	6		2												
	Sc	21	2	2	6	2	6	1	2												
	Ti	22	2	2	6	2	6	2	2												
	V	23	2	2	6	2	6	3	2												
	Cr	24	2	2	6	2	6	5	1												
	Mn	25	2	2	6	2	6	5	2												
	Fe	26	2	2	6	2	6	6	2												
	Co	27	2	2	6	2	6	7	2												
	Ni	28	2	2	6	2	6	8	2												
	Cu	29	2	2	6	2	6	10	1												
	Zn	30	2	2	6	2	6	10	2												
	Ga	31	2	2	6	2	6	10	2	1											
	Ge	32	2	2	6	2	6	10	2	2											
	As	33	2	2	6	2	6	10	2	3											
	Se	34	2	2	6	2	6	10	2	4											
	Br	35	2	2	6	2	6	10	2	5											
	Kr	36	2	2	6	2	6	10	2	6											
5º	Rb	37	2	2	6	2	6	10	2	6			1								18
	Sr	38	2	2	6	2	6	10	2	6			2								
	Y	39	2	2	6	2	6	10	2	6	1		2								
	Zr	40	2	2	6	2	6	10	2	6	2		2								
	Nb	41	2	2	6	2	6	10	2	6	4		1								
	Mo	42	2	2	6	2	6	10	2	6	5		1								
	Tc	43	2	2	6	2	6	10	2	6	6		1								
	Ru	44	2	2	6	2	6	10	2	6	7		1								
	Rh	45	2	2	6	2	6	10	2	6	8		1								
	Pd	46	2	2	6	2	6	10	2	6	10										
	Ag	47	2	2	6	2	6	10	2	6	10		1								
	Cd	48	2	2	6	2	6	10	2	6	10		2								
	In	49	2	2	6	2	6	10	2	6	10		2	1							
	Sn	50	2	2	6	2	6	10	2	6	10		2	2							
	Sb	51	2	2	6	2	6	10	2	6	10		2	3							
	Te	52	2	2	6	2	6	10	2	6	10		2	4							
	I	53	2	2	6	2	6	10	2	6	10		2	5							
	Xe	54	2	2	6	2	6	10	2	6	10		2	6							

1ª série de transição

2ª série de transição

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

CONFIGURAÇÕES ELETRÔNICAS DOS ELEMENTOS

Período	Elemento	Número atômico	Número de elétrons em cada subcamada																		Número de elementos por período
			1s	2s	2p	3s	3p	3d	4s	4p	4d	4f	5s	5p	5d	5f	6s	6p	6d	7s	
6º	Cs	55	2	2	6	2	6	10	2	6	10		2	6			1				32
	Ba	56	2	2	6	2	6	10	2	6	10		2	6			2				
	La	57	2	2	6	2	6	10	2	6	10		2	6	1		2				
	Ce	58	2	2	6	2	6	10	2	6	10	2	2	6			2				
	Pr	59	2	2	6	2	6	10	2	6	10	3	2	6			2				
	Nd	60	2	2	6	2	6	10	2	6	10	4	2	6			2				
	Pm	61	2	2	6	2	6	10	2	6	10	5	2	6			2				
	Sm	62	2	2	6	2	6	10	2	6	10	6	2	6			2				
	Eu	63	2	2	6	2	6	10	2	6	10	7	2	6			2				
	Gd	64	2	2	6	2	6	10	2	6	10	7	2	6	1		2				
	Tb	65	2	2	6	2	6	10	2	6	10	9	2	6			2				
	Dy	66	2	2	6	2	6	10	2	6	10	10	2	6			2				
	Ho	67	2	2	6	2	6	10	2	6	10	11	2	6			2				
	Er	68	2	2	6	2	6	10	2	6	10	12	2	6			2				
	Tm	69	2	2	6	2	6	10	2	6	10	13	2	6			2				
	Yb	70	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6			2				
	Lu	71	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	1		2				
	Hf	72	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	2		2				
	Ta	73	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	3		2				
	W	74	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	4		2				
	Re	75	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	5		2				
	Os	76	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	6		2				
	Ir	77	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	7		2				
	Pt	78	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	9		1				
	Au	79	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10		1				
	Hg	80	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10		2				
	Tℓ	81	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10		2	1			
	Pb	82	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10		2	2			
	Bi	83	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10		2	3			
	Po	84	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10		2	4			
	At	85	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10		2	5			
	Rn	86	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10		2	6			
7º	Fr	87	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10		2	6		1	(?)
	Ra	88	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10		2	6		2	
	Ac	89	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10		2	6	1	2	
	Th	90	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10		2	6	2	2	
	Pa	91	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	2	2	6	1	2	
	U	92	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	3	2	6	1	2	
	Np	93	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	4	2	6	1	2	
	Pu	94	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	6	2	6		2	
	Am	95	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	7	2	6		2	
	Cm	96	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	7	2	6	1	2	
	Bk	97	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	9	2	6		2	
	Cf	98	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	10	2	6		2	
	Es	99	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	11	2	6		2	
	Fm	100	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	12	2	6		2	
	Md	101	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	13	2	6		2	
	No	102	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	14	2	6		2	
	Lr	103	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	14	2	6	1	2	

Lantanídios

3ª série de transição

Actinídios

4ª série (incompleta) de transição

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

FUNÇÕES INORGÂNICAS

PRINCIPAIS CÁTIONS

	Monovalentes (+1)	Bivalentes (+2)	Trivalentes (+3)	Tetravalentes (+4)
Possuem uma só valência	H^+ NH_4^+ Li^+ Na^+ K^+ Rb^+ Cs^+ Ag^+	Be^{2+} Mg^{2+} Ca^{2+} Sr^{2+} Ba^{2+} Ra^{2+} Zn^{2+} Cd^{2+}	B^{3+} $A\ell^{3+}$ Bi^{3+} Cr^{3+}	
Possuem duas valências principais	Cu^+ Hg_2^{2+} Au^+	Cu^{2+} Hg^{2+} Fe^{2+} Co^{2+} Ni^{2+} Sn^{2+} Pb^{2+} Mn^{2+} Pt^{2+}	Au^{3+} Fe^{3+} Co^{3+} Ni^{3+} As^{3+} Sb^{3+}	Sn^{4+} Pb^{4+} Mn^{4+} Pt^{4+}

Indica o $N_{ox.}$ mais comum.

PRINCIPAIS ÂNIONS

Ânions monovalentes

Nome	Ânion	Nome	Ânion
Acetato	CH_3COO^-	Hipobromito	BrO^-
Aluminato	$A\ell O_2^-$	Hipoclorito	$C\ell O^-$
Bismutato	BiO_3^-	Hipofosfito	$H_2PO_2^-$
Bromato	BrO_3^-	Hipoiodito	IO^-
Brometo	Br^-	Iodato	IO_3^-
Cianato	OCN^-	Iodeto	I^-
Cianeto	CN^-	Metafosfato	PO_3^-
Clorato	$C\ell O_3^-$	Nitrato	NO_3^-
Cloreto	$C\ell^-$	Nitrito	NO_2^-
Clorito	$C\ell O_2^-$	Perclorato	$C\ell O_4^-$
Fluoreto	F^-	Periodato (meta)	IO_4^-
Hidreto	H^-	Permanganato	MnO_4^-
Hidroxila	OH^-	Tiocianato	SCN^-

Ânions bivalentes

Nome	Ânion
Carbonato	CO_3^{2-}
Cromato	CrO_4^{2-}
Dicromato	$Cr_2O_7^{2-}$
Estanato	SnO_3^{2-}
Estanito	SnO_2^{2-}
Fosfito	HPO_3^{2-}
Manganato	MnO_4^{2-}
Metassilicato	SiO_3^{2-}
Oxalato	$C_2O_4^{2-}$
Sulfeto	S^{2-}
Sulfato	SO_4^{2-}
Sulfito	SO_3^{2-}
Tiossulfato	$S_2O_3^{2-}$
Zincato	ZnO_2^{2-}

Ânions trivalentes

Nome	Ânion
Antimoniato	SbO_4^{3-}
Antimonito	SbO_3^{3-}
Arseniato	AsO_4^{3-}
Arsenito	AsO_3^{3-}
Borato	BO_3^{3-}
Ferricianeto	$[Fe(CN)_6]^{3-}$
Ortofosfato	PO_4^{3-}

Ânions tetravalentes

Nome	Ânion
Ferrocianeto	$[Fe(CN)_6]^{4-}$
Ortossilicato	SiO_4^{4-}
Piroantimoniato	$Sb_2O_7^{4-}$
Piroarseniato	$As_2O_7^{4-}$
Pirofosfato	$P_2O_7^{4-}$

Nomenclatura dos ânions

Terminação do ácido	Terminação do ânion
ídrico	eto
oso	ito
ico	ato

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

ELEMENTOS QUÍMICOS

(As massas atômicas entre parênteses são dos isótopos mais estáveis dos elementos radioativos.)
(De acordo com as últimas recomendações da Iupac.)

Elemento	Símbolo	Número Atômico	Massa Atômica
Actínio	Ac	89	(227)
Alumínio	Aℓ	13	26,9815
Amerício	Am	95	(243)
Antimônio	Sb	51	121,75
Argônio	Ar	18	39,948
Arsênio	As	33	74,9216
Astato	At	85	(210)
Bário	Ba	56	137,34
Berquélio	Bk	97	(247)
Berílio	Be	4	9,0122
Bismuto	Bi	83	209
Bóhrio	Bh	107	(262,1)
Boro	B	5	10,811
Bromo	Br	35	79,909
Cádmio	Cd	48	112,40
Cálcio	Ca	20	40,08
Califórnio	Cf	98	(251)
Carbono	C	6	12,01115
Cério	Ce	58	140,12
Césio	Cs	55	132,905
Chumbo	Pb	82	207,19
Cloro	Cℓ	17	35,453
Cobalto	Co	27	58,93
Cobre	Cu	29	63,55
Copernício	Cn	112	277
Criptônio	Kr	36	83,80
Crômio	Cr	24	51,996
Cúrio	Cm	96	(247)
Darmstádtio	Ds	110	(269)
Disprósio	Dy	66	162,50
Dúbnio	Db	105	(262)
Einstêinio	Es	99	(252)
Enxofre	S	16	32,064
Érbio	Er	68	167,26
Escândio	Sc	21	44,956
Estanho	Sn	50	118,69
Estrôncio	Sr	38	87,62
Európio	Eu	63	151,96
Férmio	Fm	100	(257)
Ferro	Fe	26	55,847
Flúor	F	9	18,9984
Fósforo	P	15	30,9738
Frâncio	Fr	87	(223)
Gadolínio	Gd	64	157,25
Gálio	Ga	31	69,72
Germânio	Ge	32	72,59
Háfnio	Hf	72	178,49
Hássio	Hs	108	(265)
Hélio	He	2	4,0026
Hidrogênio	H	1	1,00797
Hólmio	Ho	67	164,930
Índio	In	49	114,82
Iodo	I	53	126,9044
Irídio	Ir	77	192,2
Itérbio	Yb	70	173,04
Ítrio	Y	39	88,905

Elemento	Símbolo	Número Atômico	Massa Atômica
Lantânio	La	57	138,91
Laurêncio	Lr	103	(260)
Lítio	Li	3	6,941
Lutécio	Lu	71	174,97
Magnésio	Mg	12	24,312
Meitnério	Mt	109	(269)
Manganês	Mn	25	54,9380
Mendelévio	Md	101	(258)
Mercúrio	Hg	80	200,59
Molibdênio	Mo	42	95,94
Neodímio	Nd	60	144,24
Neônio	Ne	10	20,183
Netúnio	Np	93	(237)
Nióbio	Nb	41	92,906
Níquel	Ni	28	58,69
Nitrogênio	N	7	14,0067
Nobélio	No	102	(259)
Ósmio	Os	76	190,2
Ouro	Au	79	196,967
Oxigênio	O	8	15,9994
Paládio	Pd	46	106,4
Platina	Pt	78	195,09
Plutônio	Pu	94	(244)
Polônio	Po	84	(209)
Potássio	K	19	39,098
Praseodímio	Pr	59	140,907
Prata	Ag	47	107,870
Promécio	Pm	61	(145)
Protactínio	Pa	91	(231)
Rádio	Ra	88	(226)
Radônio	Rn	86	(222)
Rênio	Re	75	186,2
Ródio	Rh	45	102,905
Roentgênio	Rg	111	(272)
Rubídio	Rb	37	85,47
Rutênio	Ru	44	101,07
Rutherfórdio	Rf	104	(261)
Samário	Sm	62	150,35
Seabórgio	Sg	106	(263,1)
Selênio	Se	34	78,96
Silício	Si	14	28,086
Sódio	Na	11	22,9898
Tálio	Tℓ	81	204,37
Tantálio	Ta	73	180,948
Tecnécio	Tc	43	(98)
Telúrio	Te	52	127,60
Térbio	Tb	65	158,924
Titânio	Ti	22	47,90
Tório	Th	90	232,0
Túlio	Tm	69	168,934
Tungstênio	W	74	183,85
Urânio	U	92	238
Vanádio	V	23	50,942
Xenônio	Xe	54	131,38
Zinco	Zn	30	65,38
Zircônio	Zr	40	91,22

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

BIBLIOGRAFIA

A Project of the American Chemical Society; ChemCom; Chemistry in the Community. 2. ed. Dubuque: Kendall/Hunt Publishing Company, 1993.

A Project of the American Chemical Society; Chemistry in Context; Applying Chemistry to Society. 1. ed. Dubuque: Wm. C. Brown Publishers, 1994.

Atkins, P. & Jones, L. *Chemistry*: Molecules, Matter and Change. New York: W. H. Freeman Co., 1997.

Brown, T. L.; Le May Jr., H. E.; Bursten, B. E. *Chemistry*: The central Science. 7. ed. Upper Saddle River: Prentice-Hall, 1997.

Chang, R. *Química*. 5. ed. Lisboa: McGraw-Hill, 1994.

Cotton, F. A. *Advanced Inorganic Chemistry*. 6. ed. New York: John Wiley & Sons Inc., 1999.

Cox, P. A. *The Elements on Earth*: Inorganic Chemistry in the Environment. 1. ed. Oxford: Oxford University Press, 1995.

Emsley, J. *The consumer's Good Chemical Guide*. 1. ed. Oxford: W. H. Freeman Co., 1994.

Gillespie, R. J. *Atoms, Molecules and Reactions*: An Introduction to Chemistry. New Jersey: Prentice-Hall, 1994.

Greenwood, N. N. & Earnshaw, A. *Chemistry of the Elements*. 2. ed. Oxford: Butterworth--Heinemann, 1997.

Hill, J. W. *Chemistry for Changing Times*. 2. ed. New York: Macmillan, 1992.

Kotz, J. C. et al. *The Chemical World:* Concepts and Applications. 1. ed. Saunders College Publishing, 1994.

Kotz, J. C. & Purcell, K. F. *Chemistry & Chemical Reactivity*. 2. ed. Fort Worth: Saunders College Publishing, 1991.

Lide, D. R. *Handbook of Chemistry and Physics*. 82. ed. Boca Raton: CRC Press, 2001.

Mahan, B. H. & Myers, R. J. *University Chemistry*. 4. ed. Menlo Park: Benjamin Cummings, 1987.

Masterton, W. L. & Hurley, C. N. *Chemistry Principles & Reactions*. 3. ed. Fort Worth: Saunders College Publishing, 1997.

The Merck Index. 12. ed. New Jersey: Merck & Co. Inc., 1996.

Mill, J. W. & Petrucci, R. H. *General Chemistry*. 2. ed. Upper Saddle River: Prentice--Hall, 1996.

McMurry, J. & Fay, R. C. *Chemistry*. 3. ed. New Jersey: Prentice-Hall, 2001.

Olmsted III, J. & Williams, G. M. *Chemistry*: The Molecular Science. 1. ed. St. Louis: Mosby-Year Book Inc., 1994.

Partington, J. R. *A short History of Chemistry*. 3. ed. New York: Dover Publications Inc., 1989.

Pauling, L. *General Chemistry*. New York: Dover Publications Inc., 1970.

Schwartz, A. T. *Chemistry in Context*. New York: American Chemical Society, 1997.

Selinger, B. *Chemistry in the Marketplace*. 3. ed. Sydney: Harcourt Brace Jovanovich Publishers, 1986.

Shriver, D. F.; Atkins, P. W.; Langford, C. H. *Inorganic Chemistry*. 2. ed. Oxford: Oxford University Press, 1994.

Snyder, C. H. *The Extraordinary Chemistry of Ordinary Things*. 1. ed. New York: John Wiley & Sons Inc., 1992.

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